Les Cours du CNED

# Physique-Chimie
## Terminale S


**Rédaction :**

*Jean Bousquet*
*Philippe Briand*
*Xavier Defrance*
*Guy Le Parc*
*Delphine Gaillard*

**Coordination :**

*Pierre Rageul*



*Ce cours est la propriété du Cned. Les images et textes intégrés à ce cours sont la propriété de leurs auteurs et/ou ayants droit respectifs. Tous ces éléments font l'objet d'une protection par les dispositions du code français de la propriété intellectuelle ainsi que par les conventions internationales en vigueur. Ces contenus ne peuvent être utilisés qu'à des fins strictement personnelles. Toute reproduction, utilisation collective à quelque titre que ce soit, tout usage commercial, ou toute mise à disposition de tiers d'un cours ou d'une œuvre intégrée à ceux-ci sont strictement interdits.*

*©Cned-2012*

© Cned - Académie en ligne

# Sommaire

## Séquence 1 Ondes et matière


1. Prérequis
2. Ondes et particules
3. Caractéristiques des ondes
4. La diffraction
5. Les interférences
6. L'effet Doppler
7. Pour clore la séquence


## Séquence 2 Spectroscopies


1. Prérequis
2. Spectroscopies
3. Spectre UV-visible
4. Spectre infrarouge
5. Spectre RMN du proton
6. Détermination de structures
7. De nouvelles familles de composés organiques
8. Pour clore la séquence


## Séquence 3 Cinétique et stéréochimie


1. Prérequis
2. Cinétique chimique
3. Stéréochimie
4. Pour clore la séquence




© Cned - Académie en ligne

Sommaire


## Séquence 4 Temps, cinématique et dynamique newtoniennes

1. Prérequis
2. Temps et cinématique
3. Les lois de Newton
4. Conservation de la quantité de mouvement d'un système isolé
5. Mouvement des satellites et des planètes
6. Pour clore la séquence

## Séquence 5

**Réaction chimique par échange de protons et contrôle de la qualité par dosage**

1. Prérequis
2. La nature acide, basique ou neutre d'une solution
3. Les couples acido-basiques
4. Les réactions acido-basiques
5. Dosages par étalonnage
6. Dosages par titrage direct
7. Pour clore la séquence

## Séquence 6

**Amortissement et temps**

1. Prérequis
2. Transferts énergétiques au cours d'un mouvement
3. Dissipation d'énergie pour un oscillateur
4. Temps et relativité restreinte
5. Pour clore la séquence




© Cned - Académie en ligne

Sommaire

## Séquence 7

**Transformation en chimie organique**


1. Prérequis
2. Modification de chaîne, modification de groupe caractéristique
3. Grandes catégories de réactions en chimie organique
4. La liaison chimique polarisée, sites donneurs et sites accepteurs de doublet d'électrons
5. Interaction entre sites donneurs et sites accepteurs
6. Pour clore la séquence


## Séquence 8

**Énergie, matière et rayonnement**


1. Prérequis
2. Du macroscopique au microscopique
3. Transferts quantiques d'énerge
4. Aspect ondulatoire de la lumière
5. Pour clore la séquence


## Séquence 9

**Synthèse organique**


1. Prérequis
2. Stratégie de la synthèse organique
3. Sélectivité en chimie organique
4. La chimie organique et le monde moderne
5. Pour clore la séquence


## Séquence 10

**Transmettre et stocker de l'information**


1. Prérequis
2. Transmission d'informations
3. Procédés physiques de transmission
4. Stockage optique
5. Pour clore la séquence




© Cned - Académie en ligne

# Séquence 1

# Ondes et matière

**Problématique**

Des sources « froides » (rayonnement cosmologique, nuages interstellaires, corps solides, etc.) aux plus « chaudes » (étoiles et sources associées), en passant par les sources composites comme les galaxies, l'Univers est empli d'émetteurs électromagnétiques sur tout le spectre, qui interagissent avec l'atmosphère terrestre. Cette interaction, qui dépend du domaine spectral considéré, conditionne la nature de l'instrument d'observation, son support technologique et son altitude (du sol à l'extérieur de l'atmosphère).

L'Homme sait également fabriquer des sources de rayonnement sur l'ensemble du spectre, dans le visible, mais aussi dans les domaines radio, infrarouge et ultraviolet notamment.

Les photons associés aux ondes électromagnétiques, les particules élémentaires (électrons, protons, neutrinos, etc.), ou composites (noyaux, atomes, molécules) sont, à côté des ondes électromagnétiques et mécaniques, des supports précieux d'information.

## Sommaire


1. Prérequis
2. Ondes et particules
3. Caractéristiques des ondes
4. La diffraction
5. Les interférences
6. L'effet Doppler
7. Pour clore la séquence




© Cned – Académie en ligne

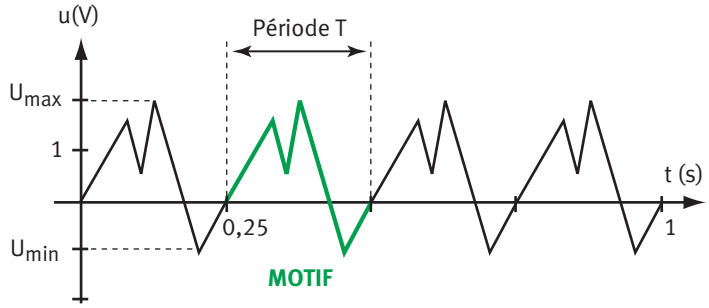
# 1 Prérequis

## A Signaux périodiques et ondes

### 1. Signaux périodiques (niveau 2de)

Un signal est dit périodique lorsqu'une partie de celui-ci, le motif, se répète identique à lui-même au cours du temps.

*Exemple d'une tension électrique périodique :*




Grandeurs physiques caractérisant un signal périodique :

- La période $T$ en secondes (s) : c'est la durée du motif.
- La fréquence $\nu$ en hertz (Hz) : elle est égale au nombre de motifs par seconde.

Période et fréquence d'un signal périodique sont reliées par la formule :

$$T = \frac{1}{\nu} \quad \begin{cases} T : \text{période en secondes (s)} \\ \nu : \text{fréquence en Hertz (Hz)} \end{cases}$$

### 2. Ondes sonores et ondes électromagnétiques (niveau 2de et 1re S)

Dans notre environnement, nous émettons et recevons des ondes qui apportent avec elles de l'énergie et des informations.

Les ondes sonores sont des ondes qui ont besoin d'un milieu matériel pour se propager (l'air par exemple). Les ondes électromagnétiques comme la lumière visible n'ont pas besoin d'un milieu matériel pour se propager : elles se propagent aisément dans l'espace (le vide). Tandis que les ondes sonores se déplacent à la vitesse de 340 $m.s^{-1}$ dans l'air, les ondes électromagnétiques se propagent à la vitesse de la lumière ($c = 3.10^8$ $m.s^{-1}$) dans le vide et dans l'air et à une vitesse plus faible dans les autres milieux.



© Cned – Académie en ligne

Les radiations lumineuses sont des ondes périodiques que l'on peut caractériser par leurs fréquences mais aussi par leurs longueurs d'onde reliées par la relation suivante :

$$\lambda = c\,T = \frac{c}{\nu}$$

avec $\lambda$ en m, $T$ en s, $\nu$ en Hz ; $c$ est la célérité de la lumière : $c = 3{,}00.10^8$ m.s$^{-1}$.

Une radiation électromagnétique est dite monochromatique lorsqu'elle est composée d'une seule radiation de longueur d'onde déterminée (donc d'une seule couleur). C'est une onde électromagnétique progressive sinusoïdale de fréquence donnée. La couleur est liée à la valeur de sa fréquence.

***Exemple*** Le laser.

Une radiation électromagnétique est dite polychromatique si elle est composée de plusieurs radiations de longueurs d'onde différentes (donc de plusieurs couleurs).

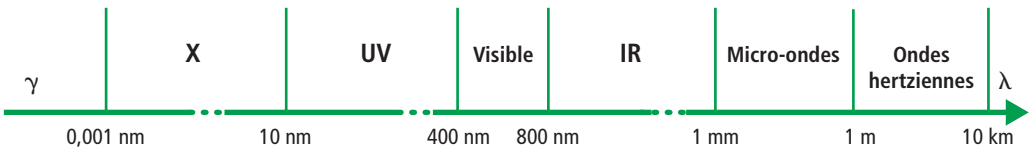
Elle est donc composée de plusieurs ondes monochromatiques de fréquences différentes.

***Exemple*** La lumière émise par le Soleil.

# B Domaine des ondes électromagnétiques en longueurs d'onde

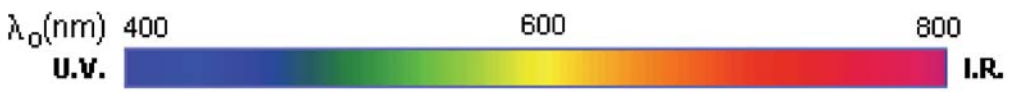
Les ondes hertziennes, les micro-ondes, les radiations infrarouges, la lumière, les rayons ultraviolets, les rayons X, les rayons $\gamma$ sont toutes des ondes électromagnétiques.

**Échelle des longueurs d'onde pour les différents domaines**




## 1. Domaine visible

Pour le domaine des ondes visibles, l'intervalle de longueurs d'onde est souvent donné avec des valeurs arrondies [400 nm ; 800 nm] plus faciles à retenir.






© Cned – Académie en ligne

## 2. Rayonnement infrarouge

D'une façon générale, tous les corps chauffés émettent de l'énergie sous forme d'infrarouge, même s'ils ne sont pas lumineux.




## 3. Rayonnement ultraviolet

Les sources d'ultraviolets, sont, avant tout, naturelles : le Soleil et les étoiles produisent des ultraviolets.

Les ultraviolets (UV) sont des ondes électromagnétiques dont les longueurs d'onde sont comprises entre 10 et environ 400 nm.




# C Couleur des corps chauffés

En 2nde, nous avons vu que tout corps solide porté à haute température émet un spectre continu.

Le rayonnement thermique émis par un corps chauffé correspond à l'émission d'ondes électromagnétiques.

## 1. Rayonnement du corps noir (1re S)

Lorsqu'un corps reçoit un rayonnement, il en absorbe une partie et diffuse le reste.

Le cas idéal d'un corps qui absorbe tous les rayonnements (quelle que soit la longueur d'onde) et qui ne diffuse rien est appelé « corps noir ».

**Remarque**

Un corps noir peut être très lumineux (cas du Soleil) car il absorbe les rayonnements qu'il reçoit de l'extérieur mais il émet des radiations du fait de son activité propre.



© Cned – Académie en ligne

## 2. Loi de Wien (1re S)

En 1893, le physicien Wilhelm Wien (1864-1928) a énoncé la loi reliant la valeur de $\lambda_{max}$ et la température du corps noir :

$$\lambda_{max} T = 2{,}9.10^{-3} \text{ K.m}$$

La longueur d'onde $\lambda_{max}$, correspondant au maximum d'émission lumineuse, est inversement proportionnelle à la température du corps chauffé.

La couleur de la lumière émise par une source lumineuse dépend de sa température. Plus la température est élevée, plus le spectre de la lumière émise va s'enrichir en radiation de longueur d'onde de plus en plus courte.

# D Interaction lumière-matière (1re S)

## 1. Énergie du photon

À toute onde électromagnétique on peut donc associer un corpuscule énergétique se propageant à la vitesse de la lumière, le photon. On admettra qu'une onde électromagnétique peut s'interpréter comme un « flux » de photons.

L'énergie E d'un photon (en J) est liée à la fréquence $\nu$ du rayonnement par la relation : $\boxed{E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}}$.

$h$ est la constante de Planck : $h = 6{,}63.10^{-34}$ J.s.

## 2. Quantification des niveaux d'énergie de la matière

L'atome ne peut exister que dans certains états d'énergie bien définis caractéristiques de l'élément ; chaque état est caractérisé par un niveau d'énergie.

La perte d'énergie d'un atome excité passant du niveau d'énergie $E_p$ vers un niveau inférieur $E_n$ s'accompagne de l'**émission d'un photon** d'énergie tel que :
$E = E_p - E_n = h\nu$ .

L'**absorption d'énergie** lumineuse par un atome ne peut se faire que si l'énergie du photon permet une transition d'un niveau $E_n$ à un niveau supérieur $E_p$ tel que :
$E = E_p - E_n = h\nu$ .



© Cned – Académie en ligne

## 3. Spectre solaire

La surface chaude des étoiles émet une lumière dont le spectre est continu. Certaines radiations de cette lumière blanche traversant l'atmosphère de l'étoile sont absorbées par des atomes qui y sont présents.

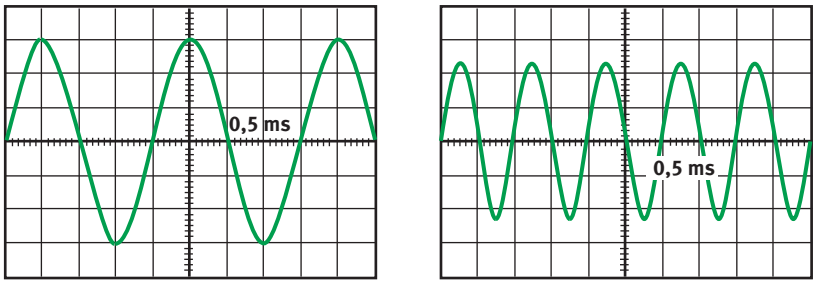


Les raies d'absorption sont caractéristiques des éléments qui constituent l'atmosphère de l'étoile et renseignent donc sur les entités chimiques présentes dans l'atmosphère de l'étoile.

# E Tests

## Test 1

Sur ces oscillogrammes, une division correspond à 0,5 ms.




1. Lequel de ces deux signaux a la période la plus longue ? Calculer la valeur de cette période.
2. Lequel de ces deux signaux a la fréquence la plus grande ? Calculer la valeur de cette fréquence.

## Test 2

À l'aide du paragraphe B (Domaine des ondes électromagnétiques en longueurs d'onde), ajouter dans la colonne de gauche du tableau la grandeur utile pour rechercher à quels domaines les ondes électromagnétiques (A, B, C et D) appartiennent (on complétera le tableau suivant).



© Cned – Académie en ligne

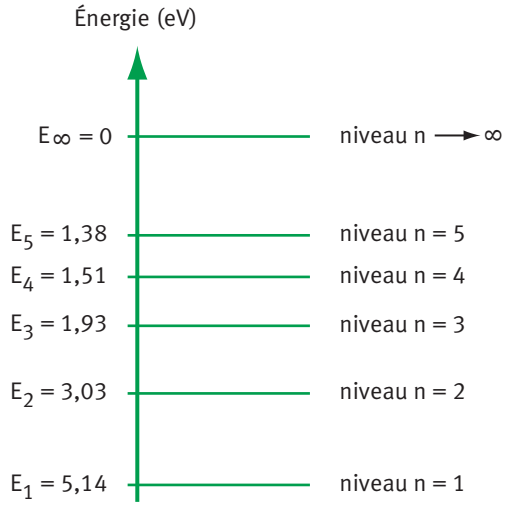
| Ondes | A | B | C | D |
|---|---|---|---|---|
| Fréquence | 105,5 MHz | $0{,}0852.10^{15}$ Hz | 50 GHz | $6.10^{15}$ Hz |
| Longueur d'onde | | | | |
| Domaine | | | | |

## Test 3

Calculer la longueur d'onde correspondant au maximum de rayonnement solaire ; la température externe du Soleil est de 6 000 K.

## Test 4

Une lampe à vapeur de sodium utilisée en TP émet une lumière jaune-orangé. Le diagramme énergétique simplifié de l'atome de sodium est reproduit ci-dessous.




***Donnée*** $1ev = 1{,}6.10^{-19}$ J.

La couleur jaune-orangé correspond à une transition concernant les deux premiers niveaux (n = 1 et n = 2).

Représenter cette transition par une flèche sur le diagramme énergétique dans le cas d'une émission.

Calculer la longueur d'onde $\lambda$ de la radiation émise par la lampe.



© Cned – Académie en ligne

# 2 Ondes et particules

## A Objectifs

Connaître les rayonnements émis dans l'Univers.

- Savoir que certains rayonnements sont absorbés par l'atmosphère.
- Connaître des ondes de matière.
- Connaître l'intensité d'un son.
- Connaître et savoir exploiter la relation reliant le niveau d'intensité sonore à l'intensité sonore.
- Connaître des moyens de détecter les rayonnements et les ondes de matière.

## B Pour débuter

### Les rayonnements dans l'Univers

Le rayonnement électromagnétique est notre principale source d'information sur l'univers. La lumière, constituant la frange du spectre visible pour l'œil, ne représente qu'une partie de ce rayonnement. Le spectre électromagnétique est l'ensemble de tous les rayonnements que l'Univers émet, allant des rayons gamma aux ondes radio.

**Activité 1**



Le texte ci-dessous est composé d'extraits d'un article introductif à l'astronomie que l'on peut découvrir sur le site web du CNES *http://smsc.cnes.fr/Fr/astronomie.htm#top.*

Lire cet article puis répondre aux questions ; vous compléterez ensuite le tableau situé à la fin de l'activité.

« L'astronomie est une science en perpétuelle évolution. Elle se place à la pointe de la recherche à la fois observationnelle et théorique. Alors que depuis l'Antiquité et jusqu'au XIX$^{e}$ siècle, les observations étaient faites dans le domaine visible, on étudie maintenant la voûte céleste dans un nombre toujours plus grand de longueurs d'ondes du spectre électromagnétique : rayons Gamma, les rayons X, Ultraviolet (UV), Visible, Infrarouge (IR), domaine millimétrique et submillimétrique, ondes radio... La multiplication de ces observations permet d'étudier des phénomènes de plus en plus variés ce qui, au final, améliore notre compréhension globale de l'Univers.

Divers phénomènes restreignent les possibilités d'observation depuis le sol, entre autres, la turbulence naturelle de l'air qui crée des variations de densité donc des instabilités d'image et limite la résolution aux environs

▶▶



© Cned – Académie en ligne

d'une seconde d'arc. En outre, certains rayonnements (Gamma, X...) sont purement et simplement absorbés par l'atmosphère et donc inobservables depuis le sol. Le spatial joue alors un rôle fondamental dans l'astrophysique moderne en autorisant des mesures irréalisables par le passé.

**Les observations dans le domaine visible et ultra-violet**

Les télescopes spatiaux fonctionnant dans le domaine du visible permettent d'étudier des objets célestes cent fois moins lumineux que ceux observés du sol. L'émission astronomique dans l'ultraviolet est pratiquement inobservable au sol en raison de l'opacité des divers constituants atmosphériques (ozone, oxygène, vapeur d'eau...).

C'est dans l'UV que les étoiles chaudes émettent l'essentiel de leur énergie (c'est souvent le rayonnement UV qui ionise les nuages interstellaires, lesquels réémettent des radiations IR ou visibles).

C'est aussi dans ce domaine qu'on peut réaliser l'étude du milieu interstellaire à partir duquel les étoiles se forment et dans lequel les explosions stellaires (supernovae) et les éjections de matière (novae, étoiles éruptives) transfèrent une partie des éléments formés dans les étoiles. Ce domaine de longueurs d'ondes est donc essentiel pour étudier l'évolution des étoiles.

Le domaine visible reste celui où il est possible d'atteindre les meilleures performances instrumentales que ce soit au niveau de la résolution angulaire ou de la photométrie. Ce domaine d'investigation reste donc très utilisé par les scientifiques.

**L'astronomie infrarouge et submillimétrique**

C'est dans ce domaine que les objets « froids » de l'Univers émettent le plus d'énergie et donc sont le plus facilement observables. L'appellation « objets froids » recouvre l'ensemble des objets célestes dont la température est inférieure à quelques centaines de degrés Kelvin. Ils sont nombreux et se rencontrent à toutes les échelles de l'Univers, des planètes très proches de nous, jusqu'au rayonnement fossile de l'Univers.

Ce domaine est donc favorable à l'observation des étoiles en cours de formation ou en fin de vie. Dans les deux cas, ce sont les nuages de poussières qui les entourent qui émettent des radiations IR conséquences du chauffage qu'ils subissent par les étoiles voisines.

Par ailleurs, l'observation du ciel dans ce domaine est particulièrement utilisée pour l'étude de notre propre galaxie (sa partie centrale, inobservable dans le visible en raison de l'écran de matière interstellaire, libère une forte énergie IR), pour celle des autres galaxies (celles à petit noyau très lumineux émettent un gigantesque rayonnement IR) ainsi que pour celle de l'atmosphère des planètes du système solaire.

**L'astronomie X**

Les rayons X peuvent être émis par les atomes chauffés à hautes températures ou lors d'interactions entre des électrons de grande énergie et d'autres particules ou champs magnétiques. Les sources X peuvent être périodiques (pulsars, binaires à éclipse dont une composante est une source X) ou non périodiques : des radiogalaxies, des pulsars, des étoiles, des novae, des quasars émettent des radiations X.

**L'astronomie des hautes énergies (gamma)**

Le développement de détecteurs capables de mesurer le rayonnement de très haute énergie (typiquement entre quelques centaines de keV et quelques dizaines de MeV) a permis l'observation détaillée des processus violents de l'Univers (novae, supernovae, galaxies actives, etc.), que l'on observait jusqu'à présent essentiellement dans le visible.

Ces phénomènes violents produisent des particules de très hautes énergies : les rayons cosmiques (mélange de protons et de noyaux auxquels s'ajoutent une faible proportion d'électrons). De l'interaction de ces rayons cosmiques avec la matière, les champs magnétiques et la lumière, naissent des photons Gamma. Ceux-ci se propagent en ligne droite et apportent des informations sur leur lieu d'origine.

L'observation Gamma est alors un outil unique pour localiser et étudier les sites où se produisent les grands transferts d'énergie associés aux interactions de particules ou aux processus nucléaires. L'astronomie gamma, par l'étude des processus violents, permet d'étudier les phases ultimes de l'évolution des étoiles : pulsars, étoiles à neutrons, trous noirs. »

© CNES, 2006.

***http://missions-scientifiques.cnes.fr***



© Cned – Académie en ligne

1. À quel domaine appartiennent les ondes submillimétriques ?
2. Comment définir un rayon cosmique ?
3. Pourquoi est-on obligé, pour détecter certaines ondes, de se placer dans l'espace ?
4. Qu'est-ce qu'un pulsar ?
5. Compléter le tableau suivant.

***Données*** h est la constantze de Planck : $h = 6{,}63.10^{-34}$ J.s ; une énergie de 1eV correspond à $1{,}6.10^{-19}$ J.

| Nom du rayonnement | Gamma | X | UV | Visible | IR | Radio |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Intervalle de longueur d'onde | < 0,001 nm | [0,001 ; 10] (nm) | [10 ; 400] (nm) | [400 ; 800] (nm) | [800 nm ; 1 mm] | > 1mm |
| Fréquence (Hz) | | | | | | |
| Énergie des photons (en J) | | | | | | |
| Énergie des photons (en eV) | | | | | | |
| Origines dans l'Univers | | | | | | |

# C Pour apprendre

## 1. Les ondes électromagnétiques

### a) Absorption du rayonnement par les molécules atmosphériques

Des sources « froides » (rayonnement cosmologique, nuages interstellaires, corps solides, etc.) aux plus « chaudes » (étoiles et sources associées), en passant par les sources composites comme les galaxies, l'Univers est rempli d'émetteurs électromagnétiques sur tout le spectre, qui interagissent avec l'atmosphère terrestre. Cette interaction, qui dépend du domaine spectral considéré, conditionne la nature de l'instrument d'observation, son support technologique et son altitude (du sol à l'extérieur de l'atmosphère).

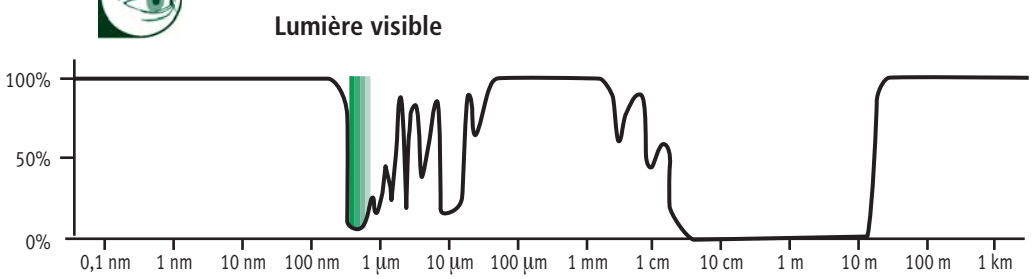
Dans le texte de l'activité 1, nous avons vu que certains rayonnements étaient absorbés par l'atmosphère. La figure de l'activité 2 va vous permettre de savoir quels sont les rayonnements absorbés.



© Cned – Académie en ligne

## Activité 2

La figure suivante donne le taux d'absorption des rayonnements par l'atmosphère en fonction de la longueur d'onde λ.




1. Replacer sur le schéma les domaines d'ondes correspondant aux rayonnements gamma, X, UV… et radio ?
2. L'atmosphère est-elle opaque aux rayonnements gamma et X ?
3. Quels sont les rayonnements les moins absorbés ?
4. Pourquoi les radiotélescopes sont-ils construits dans les déserts ?

***Exemple***

Absorption du rayonnement UV émis par le Soleil.

Au cours de leur pénétration dans l'atmosphère, les photons solaires sont progressivement absorbés.

Par exemple, le rayonnement UV est absorbé dans la mésosphère pour les radiations les plus énergétiques et dans la stratosphère pour les radiations les moins énergétiques (par l'ozone…).

La destruction de l'ozone diminue l'absorption des photons de longueur d'onde comprise entre 200 et 300 nm qui sont dangereux pour notre santé.

## Activité 3

Le site Internet *http://planet-terre.ens-lyon.fr/* contient des informations supplémentaires sur l'étude du rayonnement de l'Univers et son absorption par l'atmosphère terrestre. En voici un extrait :

« Absorption du rayonnement par les molécules atmosphériques

Au cours de leur pénétration dans l'atmosphère, les photons solaires entrent en collision avec les molécules atmosphériques et sont progressivement absorbés. L'absorption du rayonnement par les molécules atmosphériques est intimement liée à leurs caractéristiques énergétiques. Une molécule possède des niveaux énergétiques discrets ou quantifiés associés à des états de rotation, de vibration ou de configuration électronique. Un photon peut être absorbé lorsque son énergie correspond à une transition entre le niveau fondamental et un de ces états excités. D'autre part, une molécule peut être dissociée par des photons dépassant l'énergie d'ionisation de la molécule. Il y a alors un continuum énergétique d'absorption au-delà de l'énergie d'ionisation. »

Ainsi, on peut distinguer quatre types d'absorption suivant l'énergie du photon incident : plus l'énergie du photon augmente, plus l'effet du rayonnement sur la molécule est important. Pour des énergies faibles, la molécule réceptrice va



© Cned – Académie en ligne

tourner autour d'elle-même. Cet effet se rencontre souvent mais peut être amplifié artificiellement pour augmenter la température d'un corps. Au-delà d'une certaine valeur de l'énergie du photon, les molécules vont se mettre à vibrer de différentes manières, entraînant également une augmentation de la température du corps. Cet effet se rencontre pour de nombreuses molécules et a pour conséquence l'effet de serre de l'atmosphère car les radiations ayant ces énergies peuvent aussi bien être émises par le Soleil que par la Terre. Si on a des énergies du photon encore plus élevées, il peut y avoir dissociation de la molécule réceptrice. De telles radiations sont en grande partie absorbées par la couche d'ozone à haute altitude mais pas totalement…

Les molécules situées dans l'atmosphère peuvent absorber des rayonnements.

Une molécule possède des niveaux énergétiques discrets ou quantifiés associés à des états de rotation, de vibration ou de configuration électronique.

Un photon peut être absorbé lorsque son énergie correspond à une transition entre le niveau fondamental et un de ces états excités.

À partir des documents précédents, compléter le tableau suivant traduisant l'effet du rayonnement électromagnétique sur les molécules en utilisant les expressions données : « les molécules changent de configuration électronique », « les molécules sont dissociées », « les molécules vibrent », « les molécules tournent ».

| Rayonnement | Ultraviolet | Visible | Infrarouge | Micro-ondes |
|---|---|---|---|---|
| Effet sur les molécules | | | | |

## b) Sources de rayonnement fabriquées par l'Homme

L'Homme sait également fabriquer des sources de rayonnement sur l'ensemble du spectre électromagnétique.

### ➜ Les rayonnements gamma et X

L'Homme sait fabriquer des rayons gamma et X à partir d'éléments radioactifs. Ils sont utilisés en médecine et dans l'industrie.

**Activité 4**



Rechercher quels sont les deux premiers scientifiques qui ont permis la fabrication d'une source de rayons X.

Expliquer rapidement le principe du premier tube à rayons X.

### ➜ Le rayonnement UV

On utilise des lampes à vapeur (gaz) ; une décharge électrique dans les gaz à basse pression excite les électrons qui, en se réorganisant, produisent des UV.

*Exemple* La lampe à vapeur de mercure (rayonnement UV de 0,2 à 0,4 µm).



© Cned – Académie en ligne

### ➜ Le rayonnement visible

Tout corps solide porté à haute température émet un spectre continu de radiations. Plus la température est élevée et plus le spectre s'enrichit en radiations de courtes longueurs d'onde (vers le violet).

À faible pression, de nombreux gaz, subissant par exemple une décharge électrique, émettent des radiations distinctes ; on obtient un spectre de raies.

Les filaments chauffés à haute température, les tubes à gaz sous faible pression, les lasers sont des sources de lumière.

### ➜ Le rayonnement IR

En 1800, W. Herschel observe que, suivant la couleur du filtre optique qu'il utilise dans ses télescopes, sa sensation de chaleur à l'œil varie avec la sensation de lumière. En décomposant la lumière à l'aide d'un prisme, il s'est aperçu qu'un thermomètre placé au-delà du rouge mesurait une température plus grande que celle de l'air ambiant.

Une ampoule émet de la lumière parce que le filament est chauffé par le passage du courant ; le filament chauffé rayonne de la lumière visible et des IR. D'une façon générale, tous les corps chauffés émettent de l'énergie sous forme d'infrarouges même s'ils ne sont pas lumineux.

### ➜ Les ondes radio

Une onde radio peut être produite par les vibrations des électrons libres présents dans un circuit électrique sous l'influence d'une tension électrique variable (oscillations électriques). Les oscillations électriques sont transférées à une antenne radioélectrique qui permet d'émettre l'onde radio électromagnétique.

***Exemples*** Émetteur radio FM, téléphone portable…

## 2. Les ondes dans la matière

Contrairement à la lumière, qui est capable de se propager dans le vide et dans la matière, certaines ondes comme la houle, les sons, les ondes sismiques ne se propagent que dans la matière.

La propagation des ondes de matière dépend des propriétés mécaniques de cette dernière. La matière perturbée par une vibration tend à retrouver son état initial.

### a) La houle

**Activité 5**



Le texte ci-après est composé d'extraits d'un cours d'océanographie, « Les ondes dans l'océan », que l'on peut découvrir sur le site web de l'IFREMER (et édité par son laboratoire de physique des océans) : *http://www.ifremer.fr/lpo/cours/vagues_ondes/index.html*.



© Cned – Académie en ligne

« En océanographie, les ondes de surface se matérialisent par une déformation de l'interface entre l'océan et l'atmosphère. Les particules d'eau mises en mouvement au passage d'une onde se déplacent avec un petit mouvement qui leur est propre, mais restent en moyenne à la même position.

La houle est formée par le vent : c'est un phénomène périodique, se présentant sous l'aspect de vagues parallèles avec une longueur d'onde $\lambda$ de l'ordre de 100 m au large, où la profondeur moyenne de l'océan est d'environ 4 000 m.

On peut classer les ondes de surface, en fonction de leurs caractéristiques et de celles du milieu de propagation, en « ondes courtes » et en « ondes longues ».

Ondes courtes : lorsque la longueur d'onde $\lambda$ est faible par rapport à la profondeur locale $h$ de l'océan (au moins $\lambda < 0{,}5\ h$).

Leur célérité v est définie par : $v = \sqrt{\frac{g\lambda}{2\pi}}$.

Ondes longues : lorsque la longueur d'onde $\lambda$ est très grande par rapport à la profondeur $h$ de l'océan ($\lambda > 10\ h$), les ondes sont appelées ondes longues.

Leur célérité $v$ est définie par : $v = \sqrt{gh}$. »

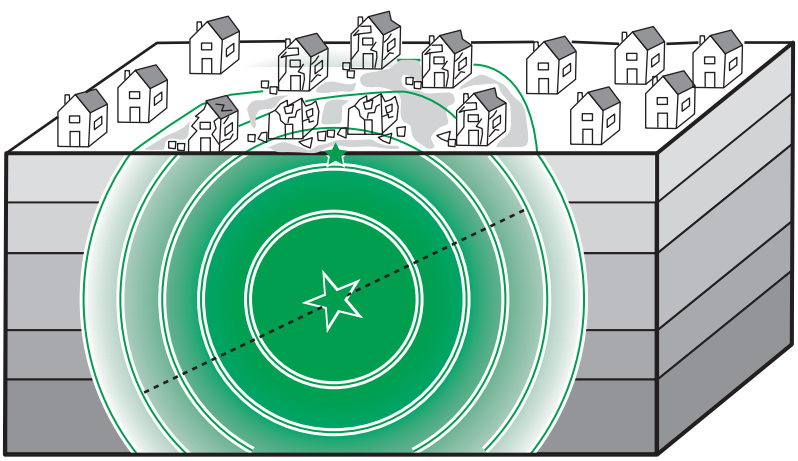
**1** Au large (avec $h_1 = 4\ 000$ m), la houle est-elle classée en ondes courtes ou longues ?

Évaluer la célérité $v_1$ d'une houle de longueur d'onde $\lambda_1 = 80$ m, ainsi que la période $T$ de ses vagues.

**1** En arrivant près d'une côte sablonneuse (profondeur d'eau $h_2 = 3{,}0$ m), la longueur d'onde de la houle devient grande par rapport à la profondeur, elle rentre donc dans la catégorie des ondes longues. Sachant que sa période $T$ ne varie pas, évaluer alors sa nouvelle célérité $v_2$, ainsi que sa nouvelle longueur d'onde $\lambda_2$.

## b) Les ondes sismiques

Lors d'un séisme, la Terre est mise en mouvement par des ondes de différentes natures, qui occasionnent des secousses plus ou moins violentes et destructrices en surface.





© Cned – Académie en ligne

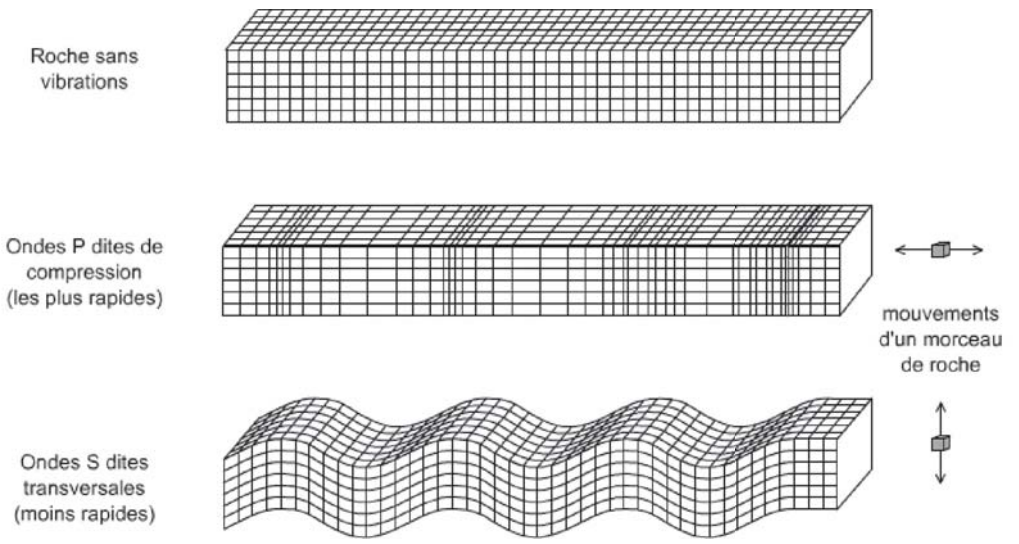
### ➜ Ondes P et S (connaissances spécifiques de SVT)

On distingue :

- les ondes P, les plus rapides, se propageant dans les solides et les liquides,
- les ondes S, moins rapides, ne se propageant que dans les solides.

L'enregistrement de ces ondes par des sismographes à la surface de la Terre permet de déterminer l'épicentre du séisme (lieu de naissance de la perturbation).

Les schémas suivants modélisent la progression des ondes sismiques dans une couche terrestre lorsque le sens de propagation de l'onde se fait vers la droite.




### ➜ La magnitude d'un tremblement de terre

La magnitude d'un tremblement de terre mesure l'énergie libérée au foyer d'un séisme.

Plus le séisme libère de l'énergie et plus la magnitude est élevée.

L'échelle de Richter, présentée dans les médias, est une échelle uniquement adaptée aux tremblements de terre californiens.

**Activité 6**



Quelle était la magnitude du tremblement de terre du 11 mars 2011 au Japon ?

Rechercher les effets des tremblements de terre suivant leur magnitude.

| Magnitude | Effets |
|---|---|
| 2,0 à 2,9 | |
| 3,0 à 3,9 | |
| 4,0 à 4,9 | |
| 5,0 à 5,9 | |
| 6,0 à 6,9 | |
| 7,0 à 7,9 | |
| 8,0 à 8,9 | |



© Cned – Académie en ligne

## c) Les ondes sonores

### ➜ Ondes de compression-dilatation

Le son se propage d'un émetteur à un récepteur.

**Émission du son** → **Propagation du son** → **Réception du son**

Le son est produit par les vibrations d'un émetteur.

Exemples d'émetteurs sonores : cordes vocales, membrane d'un haut-parleur, instrument de musique, diapason…

Une vibration est un mouvement de va-et-vient, périodique, c'est-à-dire qui se reproduit identique à lui-même à intervalles de temps égaux. La période et la fréquence sont caractéristiques de la vibration.

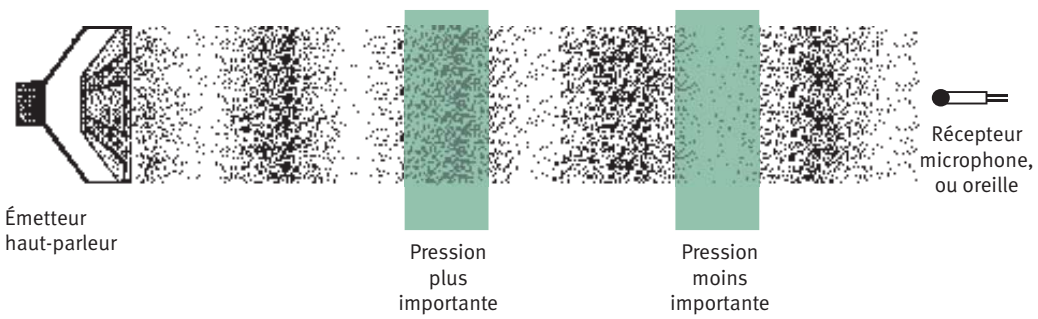
Nous entendons le son produit par un émetteur à une certaine distance : le son se propage depuis l'émetteur jusqu'au récepteur. La vibration de l'émetteur modifie le milieu de propagation.

Dans l'air, par exemple, la vibration se propage de la membrane du haut-parleur vers les couches d'air qui se trouvent devant elle ; la propagation du son se traduit par la mise en mouvement, de proche en proche, des molécules de part et d'autre de leur position moyenne, comme les spires d'un ressort. Il en résulte des variations de pression dans l'espace de propagation.

Les récepteurs tels que l'oreille ou le microphone sont sensibles à la variation de pression.

Un ensemble de molécules qui vibrent reste globalement au même endroit : il n'y a pas de déplacement de matière de l'émetteur au récepteur.

**Modélisation de l'air lorsqu'un haut-parleur fonctionne**




Les ondes sonores sont des ondes de compression-dilatation.

L'onde sonore nécessite la présence d'un milieu matériel pour se propager. Cette onde crée de proche en proche des zones de compression et de dilatation du milieu.

La vitesse du son dépend du milieu de propagation. La vitesse du son dans l'air est de l'ordre de 340 $m.s^{-1}$ à température et pression ordinaires.



© Cned – Académie en ligne

Cette modification se produit donc dans le milieu à partir de l'émetteur, puis de plus en plus loin de l'émetteur : c'est ce qu'on appelle une onde.

Le déplacement du son correspond à la propagation de l'onde sonore.

## ➜ Intensité d'un son

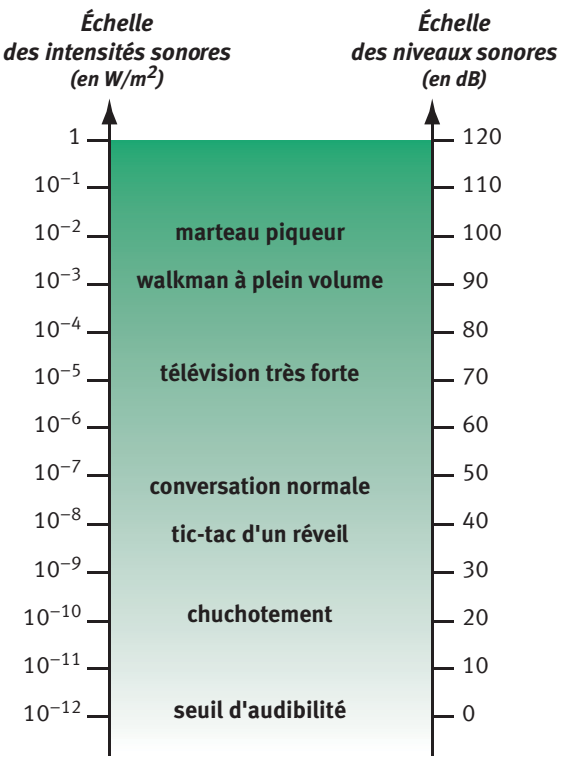
L'amplitude des variations de pression qui accompagne la propagation d'un son crée des effets mécaniques au niveau du récepteur (oreille, microphone…). Pour évaluer ces effets, on mesure la puissance sonore $P$ d'un émetteur exprimée en watt (W) ; la puissance sonore croît avec l'amplitude de la vibration. Elle est caractéristique de l'émetteur.

L'intensité sonore I en watt par mètre carré est une grandeur plus significative de ce que reçoit un récepteur (tympan…) de surface S :

$$I = \frac{P}{S}.$$

Quelques valeurs de l'intensité sonore : intensité sonore au seuil d'audibilité $I_0 = 10^{-12}$ W.m $^{-2}$ ; intensité sonore au seuil de douleur : $I_{max} = 1$ W.m $^{-2}$.

**Correspondance entre l'échelle des niveaux sonores et l'échelle des intensités**




L'intensité sonore perçue varie avec l'amplitude de la source sonore (puissance), avec les propriétés absorbantes du milieu et diminue avec le carré de la distance à la source.



© Cned – Académie en ligne

L'intensité sonore a pour référence le seuil d'audibilité : $I_0 = 1.10^{-12}$ W.m$^{-2}$.

Elle permet de définir le niveau sonore de symbole $L$ (comme Level) par :

$$L = 10 \log \frac{I}{I_0}$$

Il s'exprime en décibel acoustique $dB_A$.

Ainsi, le seuil d'audibilité correspond à un niveau sonore égal à 0.

On obtient donc une échelle absolue de niveau sonore pour laquelle on fixe arbitrairement le point de référence de niveau sonore $L_0 = 0$, correspondant au seuil minimal d'un son audible à 1 000 Hz, d'intensité : $I_0 = 10^{-12}$ W.m$^{-2}$.

Pour obtenir la valeur de l'intensité sonore à partir du niveau sonore, il faudra utiliser la fonction $10^x$ qui est la fonction inverse de la fonction log :

$$I = I_0 10^{\frac{L}{10}}$$

**Remarque**

La fonction logarithme sera vue en cours d'année dans le cours de mathématiques. Pour résoudre les exercices, vous n'avez besoin que des relations précédentes et d'un bon usage de votre calculatrice.

**Activité 7**



À quelle augmentation d'intensité sonore correspond une augmentation de 3 décibels (pour un lave-vaisselle d'intensité 50 $dB_A$ au lieu de 47 $dB_A$ par exemple) ?

## 3. Détecteurs d'ondes et de particules

Pour découvrir l'Univers et comprendre son évolution, celui-ci est observé depuis le sol et depuis l'espace.

### a) Détecteurs d'ondes

#### ➜ Détection des ultrasons

La détection d'ultrasons est basée sur les propriétés piézoélectriques des céramiques : lorsque les ultrasons font vibrer la céramique, une tension électrique apparaît aux bornes de celle-ci.

#### ➜ Détection des ondes sismiques

La détection des ondes sismiques se fait avec un sismographe qui mesure les mouvements du sol. Nous avons vu dans le paragraphe précédent un sismogramme, qui est l'enregistrement de ces mouvements du sol.

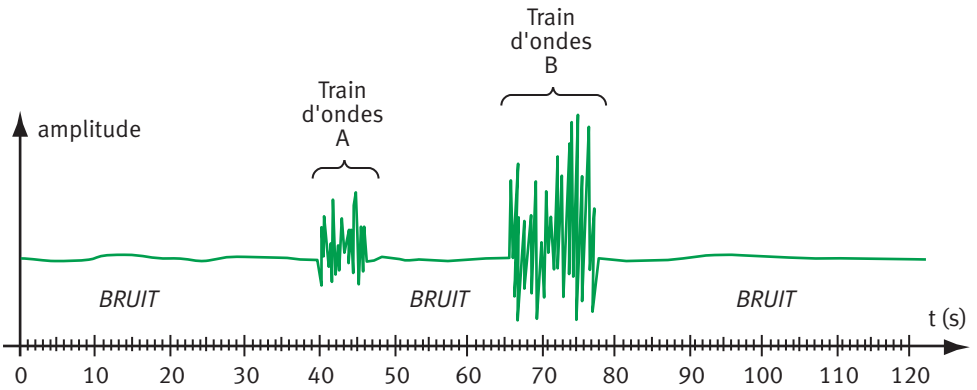


© Cned – Académie en ligne

## Activité 8

Un séisme s'est produit à San Francisco (Californie) en 1989.

Le document ci-dessous présente le sismogramme obtenu, lors de ce séisme à la station Eureka.




Le sismogramme a été enregistré à Eureka, station sismique située au nord de la Californie. L'origine du repère (t = 0 s) a été choisie à la date du début du séisme à San Francisco.

Le sismogramme présente deux trains d'ondes repérés par A et B.

1. À quel type d'onde (S ou P) correspond chaque train ? Justifier votre réponse à l'aide du texte d'introduction du paragraphe 2b (onde sismique).
2. Sachant que le début du séisme a été détecté à Eureka à 8 h 15 min 20 s TU (Temps Universel), déterminer l'heure TU (h ; min ; s) à laquelle le séisme s'est déclenché à l'épicentre.
3. Sachant que les ondes P se propagent à une célérité moyenne de 10 $km.s^{-1}$, calculer la distance séparant l'épicentre du séisme de la station Eureka.
4. Calculer la célérité moyenne des ondes S.

### ➜ Détection des ondes électromagnétiques

La détection des ondes électromagnétiques se fait au sol ou dans les astres.

Au sol, les observations sont réalisées dans les domaines de la lumière visible, des ondes radio avec des télescopes et des radiotélescopes. Ces radiotélescopes sont implantés au sommet de hautes montagnes afin de bénéficier des meilleures conditions d'observation.

## Activité 9

Rechercher quels sont les objectifs des missions spatiales Corot et Planck (quelles sont les études effectuées) et quels sont les détecteurs utilisés (télescopes…).

On pourra utiliser le site web du CNES *http://smsc.cnes.fr/Fr/astronomie.htm#top*.



© Cned – Académie en ligne

## b) Détecteurs de particules

Les collisions entre les particules très énergétiques qui composent les rayons cosmiques et les noyaux des molécules composant l'atmosphère engendrent des particules qui, après de nouvelles collisions avec de nouveaux noyaux, vont créer d'autres particules...

Les trajectoires de ces particules peuvent être matérialisées grâce à un dispositif appelé « chambre à brouillard », réalisé par le physicien écossais Wilson (1912).

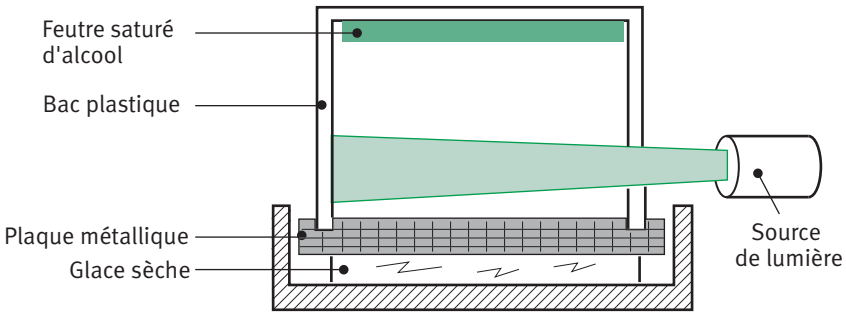
À chaque fois qu'une particule chargée traverse le gaz saturé en vapeur de solvant volatil dans les conditions de l'expérience (méthanol, éthanol, eau…), elle provoque sur son passage la formation de gouttelettes de condensation. Cela permet de trouver la nature de la particule observée puisque chaque type de particule (proton, électron…) produit une trace caractéristique permettant de l'identifier.

On peut créer, par exemple, un brouillard d'alcool qui est alors dans un état métastable.

On peut ainsi, avec ce dispositif, matérialiser les trajectoires de muons.

Cette expérience a été réalisée par un groupe d'élèves du lycée Pilote Innovant International du Futuroscope Jaunay Clan dans le cadre des Olympiades de Physique (1er prix).

**Ci-dessous, le schéma d'une chambre à brouillard expérimentale**




**Activité 10**



Les neutrinos, contrairement à la lumière, peuvent traverser l'Univers sans quasiment jamais être arrêtés.

1. Citer deux sources astrophysiques de neutrinos.
2. Le télescope Antares est-il capable de détecter tous les neutrinos ?

On utilisera Internet.



© Cned – Académie en ligne

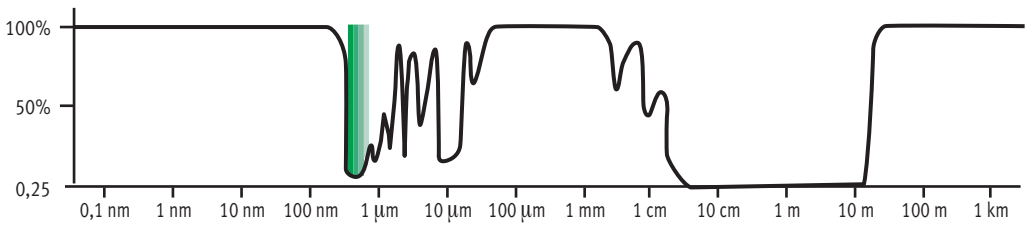
# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

**Rayonnements émis dans l'univers**

| Nom du rayonnement | Gamma | X | UV | Visible | IR | Radio |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Intervalle de longueur d'onde | < 0,001 nm | [0,001 ; 10] (nm) | [10 ; 400 (nm) | [400 ; 800] (nm) | [800 nm ; 1 mm] | > 1mm |

**Rayonnements (en pourcentage) absorbés par l'atmosphère**




L'atmosphère absorbe totalement les rayons $\gamma$ et X, fortement les UV et partiellement les rayonnements visibles et infrarouges. Par contre, les ondes radio ne sont pas absorbées dans un grand intervalle de fréquence . Ce qui explique le développement des observations astronomiques par radiotélescope sur Terre.

L'Homme sait également fabriquer des sources de rayonnement sur l'ensemble du spectre électromagnétique :

- les rayonnements gamma et X : éléments radioactifs, tubes à rayons X
- le rayonnement UV : lampes à vapeur sous basse pression
- le rayonnement visible : corps chauffés (lampe à incandescence), lampes à décharge (néon…)
- le rayonnement IR : corps chauffés (lampe IR)
- les ondes radio : circuit électrique sous tension électrique variable associé à une antenne.

Contrairement à la lumière, qui est capable de se propager dans le vide et dans la matière, certaines ondes ne se propagent que dans la matière :

- la houle,
- les sons,
- les ondes sismiques.

**Le niveau sonore** de symbole $L$ (comme Level) est défini par : $L = 10 \log \frac{I}{I_0}$

Il s'exprime en décibels acoustiques $dB_A$.

**L'intensité sonore** $I$ a pour référence : $I_0 = 1.10^{-12}$ W.m$^{-2}$ ; elle s'exprime en watt par mètre carré.

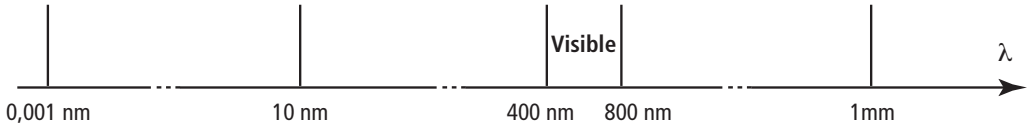


© Cned – Académie en ligne

# 2. Exercices d'apprentissage

## Exercice 1 — Ondes électromagnétiques

❶ Attribuer à chaque intervalle le domaine qui lui correspond : domaine des rayons X, des infrarouges et des ultraviolets.




❷ Attribuer à chacune des zones : rayons X, infrarouges et ultraviolets, un exemple de source choisi parmi les suivants : tube de Coolidge, radiateur électrique, lampe à vapeur de mercure.

❸ Donner la valeur et l'unité de la célérité $c$ de la lumière dans le vide.

❹ **a)** Calculer la fréquence $\nu_1$ d'une radiation de longueur d'onde $\lambda_1 = 750$ nm.

**b)** Calculer la fréquence $\nu_2$ d'une radiation de longueur d'onde $\lambda_2 = 10$ nm.

**c)** Recopier correctement la phrase suivante en choisissant les adjectifs qui conviennent parmi ceux proposés : « plus la fréquence d'une onde est élevée, plus sa longueur d'onde est (petite ou grande). »

❺ **a)** Calculer l'énergie $E_1$ associée au photon de fréquence $\nu_1 = 4.10^{14}$ Hz.

**b)** Calculer l'énergie $E_2$ associée au photon de fréquence $\nu_2 = 3.10^{16}$ Hz.

**c)** Recopier correctement la phrase suivante en choisissant les adjectifs qui conviennent parmi ceux proposés : « plus la fréquence d'une onde est élevée, plus son énergie est (faible ou forte).

## Exercice 2 — Intensité sonore

On mesure le niveau sonore (L) produit par un haut-parleur en un point A situé à 1 m devant lui en y disposant un sonomètre.

Le niveau sonore (ou niveau d'intensité acoustique) mesuré au point A est $L = 92$ dB.

Quelle est l'intensité sonore (ou intensité acoustique) $I$ (en $W.m^{-2}$) au point A, sachant que l'intensité sonore correspondant au seuil d'audibilité à 1 000 Hz est $I_0 = 10^{-12}$ $W.m^{-2}$ ?



© Cned – Académie en ligne

# 3 Caractéristiques des ondes

## A Objectifs d'apprentissage

- Définir une onde progressive à une dimension.
- Connaître et exploiter la relation entre retard, distance et vitesse de propagation.
- Connaître et exploiter la relation entre la période, la fréquence, la longueur d'onde et la célérité d'une onde progressive sinusoïdale.
- Exploiter le spectre d'un son musical.

## B Pour débuter

### 1. Observons une perturbation se déplaçant le long d'une corde

Une très longue corde élastique inextensible est disposée horizontalement sur le sol. Un opérateur crée une perturbation (un signal sous la forme d'une « bosse ») en imprimant une brève secousse verticale à l'extrémité S de la corde (figure 1).

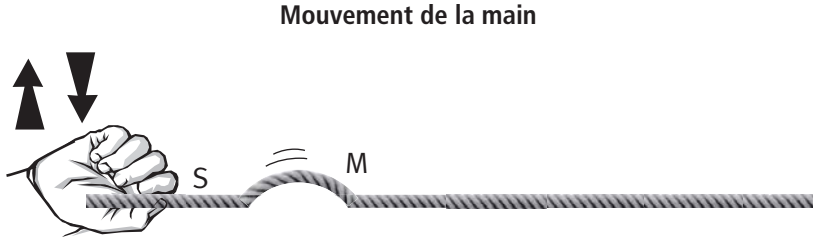



Figure 1

La perturbation se propage le long de la corde ; on parle d'onde.

La propagation de l'onde le long de la corde est étudiée par chronophotographie (figure 2, page suivante).



© Cned – Académie en ligne

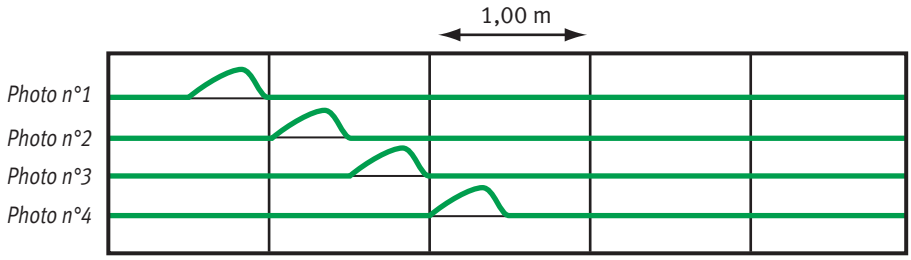


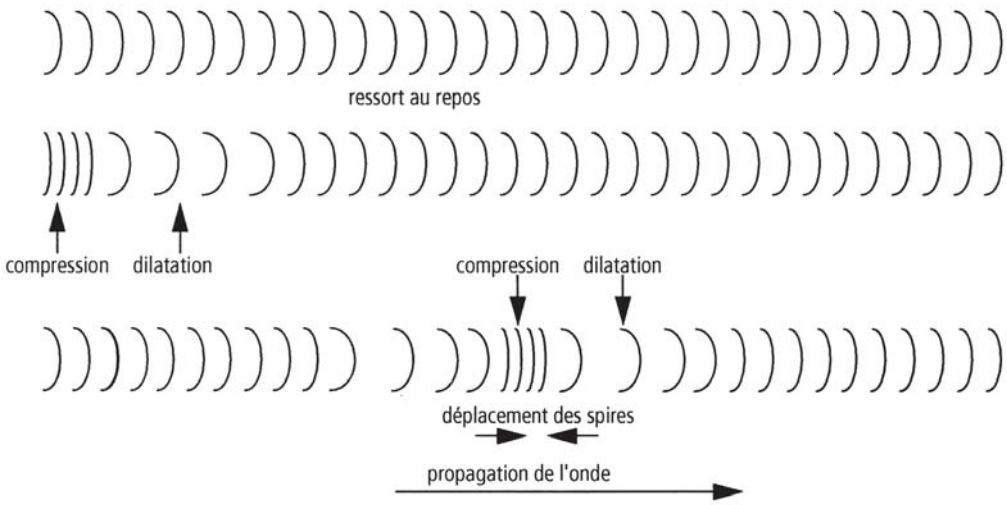

Figure 2

**Activité 11**

1. Quelle est la direction de propagation de l'onde ?
2. La corde reprend-elle sa position initiale après passage de la perturbation ?
3. Quelle est la direction du déplacement d'un point de la corde ?
4. Quel est le milieu permettant la progression de la perturbation ?

## 2. Observons une perturbation se déplaçant le long d'un ressort

Lorsque l'on pince les spires d'un ressort (compression) avant de les relâcher, la perturbation (zone de compression) se déplace le long du ressort.




**Activité 12**

1. Quelle est la direction de propagation de l'onde ?
2. Le ressort reprend-il sa position initiale après passage de la perturbation ?
3. Quelle est la direction du déplacement d'un point du ressort ?
4. Quel est le milieu permettant la progression de la perturbation ?

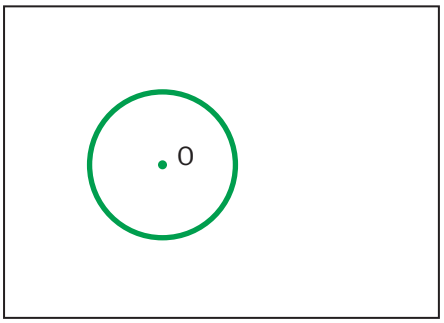


© Cned – Académie en ligne

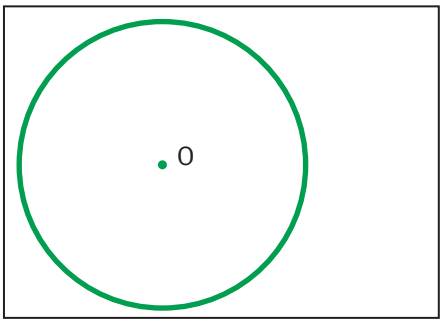
## 3. Observons une perturbation se déplaçant à la surface de l'eau

Posons un petit morceau de liège sur l'eau et perturbons la surface de l'eau par la chute d'une goutte en un point O.

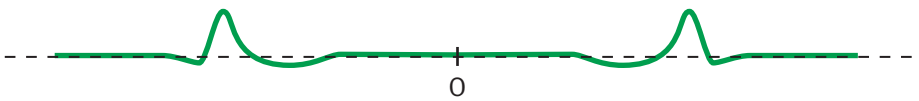
Une perturbation circulaire se déplace sur l'eau ; le morceau de liège se déplace verticalement mais n'est pas entraîné par la perturbation.




Surface de l'eau à un instant $t_1$
(vue du dessus)




Surface de l'eau à un instant $t_2$
(vue du dessus)




Vue en coupe de la surface de l'eau (selon une droite passant par la source O de l'onde : point de chute de la goutte)

**Activité 13**

1. Quelle est la direction de propagation de l'onde ?
2. L'eau reprend-elle sa position initiale après passage de la perturbation ?
3. Quelle est la direction du déplacement d'un point de l'eau ?
4. Quel est le milieu permettant la progression de la perturbation ?

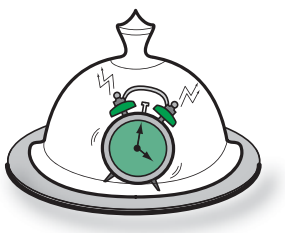
## 4. Expérience sur le son

Nous entendons le son produit par un émetteur à une certaine distance dans toutes les directions de l'espace : le son se propage depuis l'émetteur jusqu'au récepteur (onde à trois dimensions).

On fait l'expérience suivante : sous une cloche est placé un réveil.

Si on fait sonner le réveil, la sonnerie est entendue par une salle de classe.

On fait le vide dans la cloche : on n'entend plus le réveil sonner.



**Activité 14**

1. Quelle est la direction de propagation de l'onde ?
2. Quel est le milieu permettant la progression de la perturbation ?



© Cned – Académie en ligne

## 5. La lumière

Nous avons vu que les ondes électromagnétiques se propagent à la vitesse de la lumière $c$ dans le vide et dans l'air et à une vitesse plus faible dans les autres milieux.

La lumière se propage dans le vide et n'a pas besoin de matière pour se propager.

**Activité 15**



Comment peut-on interpréter la propagation de la lumière ?

# C Pour apprendre

## 1. Ondes progressives

### a) Définitions

Une onde se propage, à partir de la source, dans toutes les directions qui lui sont offertes.

La célérité d'une onde est la « vitesse » à laquelle elle se propage.

On appelle **onde mécanique** progressive le phénomène de propagation d'une perturbation dans un milieu sans transport de matière.

Le terme **célérité** est utilisé plutôt que celui de vitesse pour distinguer le déplacement d'un objet (lié à un transport de matière) et la propagation d'une onde (sans transport de matière).

La célérité d'une onde est une propriété du milieu dans laquelle elle se propage.

**Activité 16**



Rechercher les ordres de grandeur des célérités des ondes suivantes et compléter le tableau. Vous pouvez faire des observations de phénomènes rencontrés dans la vie courante, des expériences simples ou des recherches sur Internet.

| Ondes... | ... à la surface de l'eau | ... le long d'une corde | Son dans l'air | Son dans l'eau | Onde sismique |
|---|---|---|---|---|---|
| v ($m.s^{-1}$) | | | | | |

▶ La perturbation se transmet de proche en proche avec transfert d'énergie sans transport de matière.

▶ Deux ondes peuvent se croiser sans se perturber.

On classe les différentes ondes mécaniques en comparant leurs directions de propagation et de perturbation :

▶ Ondes transversales : elles provoquent une perturbation dont la direction est perpendiculaire au sens de propagation de l'onde.

*Exemple* Perturbation le long d'une corde

▶ Ondes longitudinales : elles provoquent une perturbation dont la direction est parallèle au sens de propagation de l'onde.

*Exemple* Perturbation d'élongation-compression le long d'un ressort



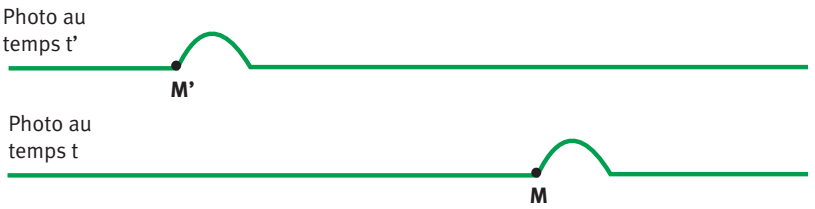
© Cned – Académie en ligne

## b) Notion de retard pour une onde progressive à une dimension

Revenons sur l'onde progressive à une dimension qui a pour direction de propagation une droite (corde par exemple).

Soit une onde émise par la source O et se propageant avec la célérité $v$ le long d'une corde :

- À la date t', la perturbation passe en M'.
- À la date t, la perturbation passe en M.




$\tau$ est appelé le retard de la déformation au passage en M'.

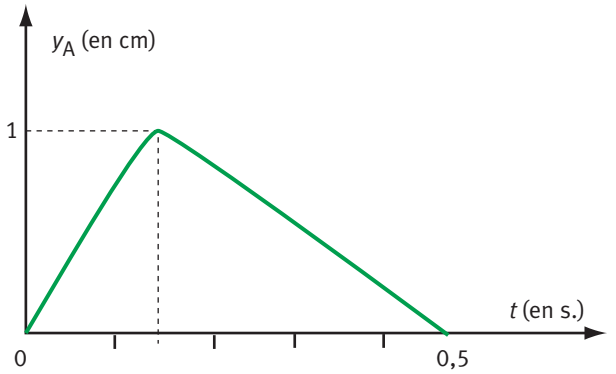
La perturbation en un point M du milieu, à l'instant de date $t$, est celle qui existait auparavant en un point M' au temps $t' = t - \tau$, $\tau$ étant le retard (dans un milieu non dispersif).

Par définition, la célérité est égale à : $v = \dfrac{M'M}{t - t'}$ avec $t - t' = \tau \Rightarrow \boxed{\tau = \dfrac{MM'}{v}}$.

**Activité 17**

La courbe de la figure ci-dessous représente l'ordonnée $y_A$ de l'extrémité A de la corde avec un dispositif identique à celui utilisé précédemment. Les signaux se propagent le long de la corde avec une célérité égale à 50 cm.s$^{-1}$.

Tracer la courbe représentant les variations $y_B$ de l'ordonnée d'un point B de la corde, B étant situé à 10 cm de A.






© Cned – Académie en ligne

**Activité 18**

Toujours avec le même dispositif, on impose au point A un déplacement tel que son ordonnée $y_A$ varie en fonction du temps, comme indiqué dans le tableau ci-dessous.

Compléter ce tableau en y faisant figurer, aux différentes dates, les ordonnées $y_M$ et $y_N$ des points M et N situés respectivement à 15 cm et à 20 cm de A.

**Célérité de propagation des signaux : V = 50 cm.s$^{-1}$**

| $t$ (s) | 0 | 0,1 | 0,2 | 0,3 | 0,4 | 0,5 | 0,6 | 0,7 | 0,8 | 0,9 | 1,0 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| $y_A$ (mm) | 0 | 2 | 4 | 6 | 3 | 0 | 0 | 0 | 0 | 0 | 0 |
| $y_M$ (mm) | | | | | | | | | | | |
| $y_N$ (mm) | | | | | | | | | | | |

## 2. Ondes progressives périodiques, ondes sinusoïdales

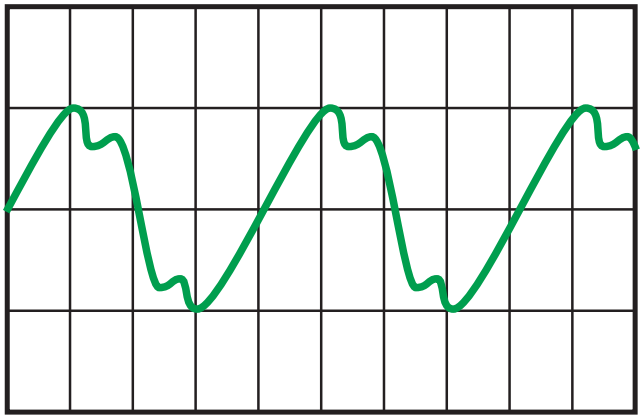
### a) Les ondes progressives mécaniques périodiques

Un phénomène périodique est un phénomène qui se répète de la même manière à intervalles de temps réguliers.

Ces phénomènes sont caractérisés par leur période $T$ : plus petite durée au bout de laquelle le phénomène se reproduit à l'identique. La période $T$ est exprimée en secondes.

S'il s'agit de perturbations qui se répètent à intervalles de temps réguliers et qui se propagent dans un milieu élastique, on parle d'onde progressive périodique.

*Exemple* Signal émis par le tuyau d'une flûte et capté par un microphone relié à un oscilloscope (voir le paragraphe 2c du chapitre précédent).



Les sons musicaux sont des successions d'ondes progressives mécaniques périodiques contrairement au bruit, qui n'est pas une onde périodique.



© Cned – Académie en ligne

## b) Une double périodicité : temporelle et spatiale

**Périodicité temporelle**

La durée qui sépare l'arrivée de deux perturbations successives en un point est appelée période temporelle $T$.

**Périodicité spatiale**

La distance qui sépare deux perturbations consécutives est appelée période spatiale $\lambda$.

**Ondes à la surface de l'eau**

Au lieu de laisser tomber une goutte pour provoquer une ride sur l'eau, on frappe régulièrement la surface du liquide avec un vibreur.

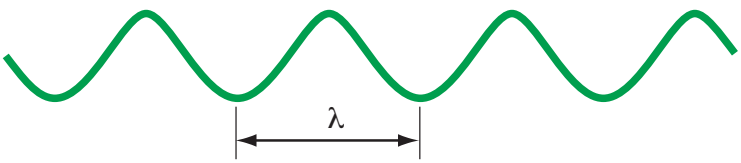
On obtient une onde progressive circulaire périodique : sa période $T$ correspond à la durée entre deux frappes du vibreur sur le liquide.

Chaque point de la surface de l'eau oscille suivant la verticale avec la même période temporelle $T$.

La distance entre deux rides est appelée période spatiale $\lambda$.

***Exemple*** Onde progressive périodique le long d'une corde.

La période spatiale $\lambda$ est représentée sur le schéma.




La longueur d'onde $\lambda$ correspond à la distance parcourue par l'onde en une période $T$.

Ce qui donne naissance à une relation importante :

$$\boxed{\lambda = vT}$$ $\lambda$ s'exprime en m, $T$ en s et $v$ en $m.s^{-1}$.

## c) Onde progressive sinusoïdale

L'onde mécanique progressive périodique est dite sinusoïdale si la perturbation est une fonction sinusoïdale du temps.

L'onde est caractérisée par sa période temporelle $T$ et sa fréquence $f$ (notée aussi $\nu$) qui sont imposées par la source :

$$T = \frac{1}{f} \quad \Rightarrow \quad \boxed{\lambda = vT = \frac{v}{f}}$$

**Activité 19**



Compléter le tableau suivant concernant les sous-multiples ou multiples des unités « seconde » et « hertz » en suivant l'exemple donné.

| Un gigahertz | Une milliseconde | Un mégahertz | Une microseconde | Un kilohertz |
|---|---|---|---|---|
| 1GHz | | | | |
| $10^9$ Hz | | | | |



© Cned – Académie en ligne

## d) Exemples

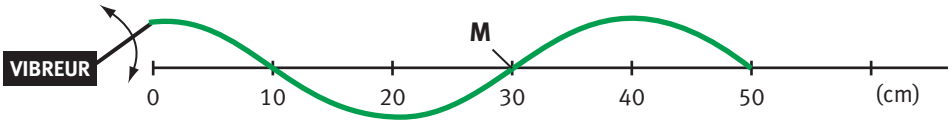
### ➜ Onde progressive sinusoïdale le long d'une corde

Au lieu de provoquer une déformation de la corde à la main comme précédemment, on fixe un vibreur à l'extrémité de la corde tendue. On obtient une onde progressive sinusoïdale qui se propage le long de la corde.

Sa période temporelle $T$ correspond à la durée entre deux passages du vibreur en position haute par exemple.

Sa période spatiale $\lambda$ correspond à la distance entre deux points successifs en position haute par exemple.

*Photo de la corde à l'instant de date t*



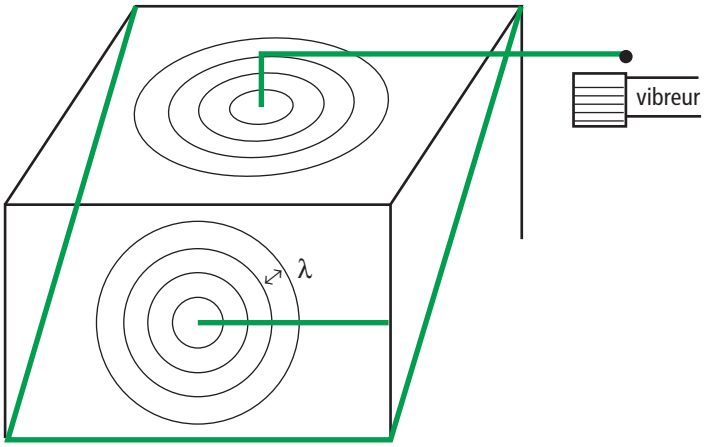

**Activité 20**

Calculer la longueur d'onde dans l'exemple précédent sachant que la fréquence du vibreur était fixée à 25 Hz et que la célérité de propagation sur la corde très fine valait 10,0 $m.s^{-1}$.

### ➜ Onde progressive sinusoïdale à la surface de l'eau

Pour étudier les ondes progressives sinusoïdales à la surface de l'eau, on utilise une cuve à ondes.

Un vibreur permet de générer des ondes planes circulaires de fréquence $f$ à la surface de l'eau. Les crêtes des vagues donnent des rides brillantes et les creux des rides sombres sur un écran que l'on photographie.






© Cned – Académie en ligne

## 3. Cas des ondes sonores et ultrasonores

Lorsqu'on entend un son, on perçoit un bruit ou un son musical. Si on s'en tient à l'aspect purement physique des phénomènes (et non subjectif au niveau de la sensation désagréable), ils diffèrent dans la périodicité des composantes du mélange des ondes constituant le son entendu. Cela nous conduit naturellement à étudier les caractéristiques des ondes sonores se propageant dans l'air.

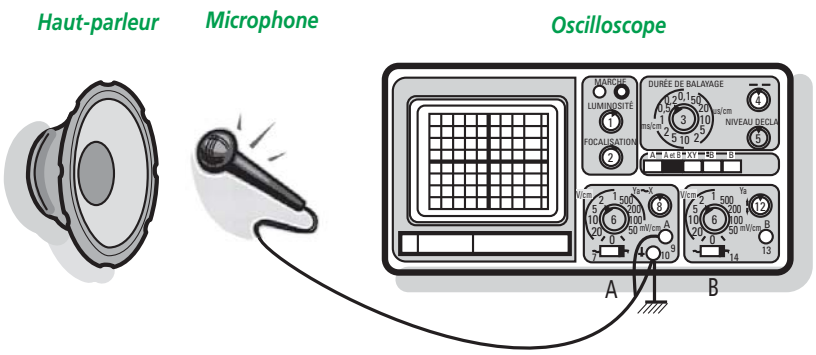
### a) Comment étudier les caractéristiques de l'onde sonore se propageant dans l'air ?

La fréquence de l'onde sonore est la même que celle de la vibration de la source sonore. Elle n'est pas modifiée par le milieu matériel. Elle est donc la même partout. Nous allons utiliser un haut-parleur (émetteur), un microphone (récepteur) et un oscilloscope pour mesurer la fréquence.

Dans un microphone, les vibrations des tranches d'air imposent un mouvement à la membrane, ce qui crée une tension électrique en sortie. La tension obtenue a la même fréquence que la membrane du microphone, elle-même égale à la fréquence de vibration de la membrane du haut-parleur. L'oscilloscope permet de visualiser la tension de sortie du microphone.

**➜ Fréquence**

**Activité 21**




La membrane d'un haut-parleur a un mouvement sinusoïdal. Les tranches d'air vibrent autour d'une position moyenne, avec la même période temporelle T et donc à la même fréquence f que la membrane.

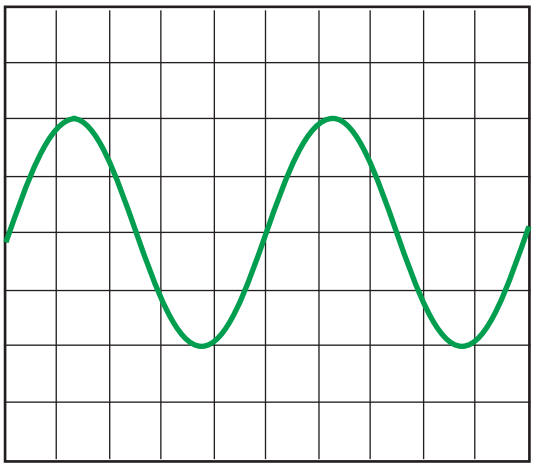
Un microphone placé devant le haut-parleur permet de transformer le mouvement sinusoïdal des vibrations de l'air en une tension électrique de même fréquence visualisée sur l'écran d'un oscilloscope.

Déterminer la période de la tension visualisée sur l'oscillogramme de la page suivante ; l'intervalle de temps d'une division correspond à 0,5 ms.

En déduire la fréquence de l'onde sonore captée par la microphone.



© Cned – Académie en ligne



## ➜ Vitesse de propagation du son

La vitesse moyenne est égale au quotient de la distance parcourue par la durée de parcours : $v = \frac{d}{t}$.

La vitesse du son dépend du milieu de propagation.

La vitesse du son dans l'air est de l'ordre de 340 $m.s^{-1}$ à température et pression ordinaires. Elle peut atteindre 1500 $m.s^{-1}$ dans l'eau et encore davantage dans les métaux.

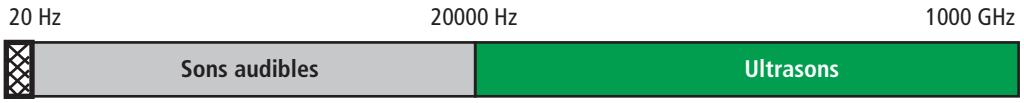
## ➜ Longueur d'onde

La longueur d'onde est la distance parcourue par le son en une période $T$ de vibration de la source.

Si $v$ est la vitesse de propagation du son alors : $v = \frac{\lambda}{T} \Rightarrow \lambda = vT = \frac{v}{f}$ ; $\lambda$ s'exprime en mètres (m).

Les propriétés de l'onde sonore sont valables pour une gamme de fréquences plus large que les fréquences des sons que l'oreille peut entendre.

Pour les fréquences inférieures aux fréquences des sons audibles, on parle d'infrasons et pour les fréquences supérieures, on parle d'ultrasons. L'Homme ne perçoit pas les ultrasons.




**Infrasons**

Le domaine de fréquence des ultrasons s'étend de la limite des fréquences audibles (environ 16 kHz) jusqu'aux fréquences d'agitation thermique des molécules. Au-delà, on parle d'hypersons. Ce domaine de fréquence est très



© Cned – Académie en ligne

large et les longueurs d'onde associées sont de l'ordre du décimètre jusqu'au nanomètre. Les applications des ultrasons sont nombreuses et dépendent de la fréquence.

## b) Acoustique musicale et physique des sons

**Les fréquences audibles vont de 20 Hz à 20 000 Hz.**

Elles sont variables et dépendent de l'âge ainsi que des fortes intensités sonores auxquelles l'oreille a pu être soumise.

### ➜ Hauteur d'un son simple

La hauteur d'un son simple est mesurée par sa fréquence.

Plus la fréquence est basse et plus le son est grave.

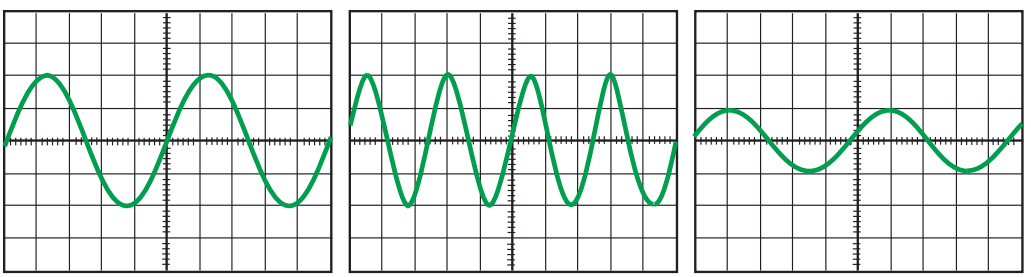
Un son simple correspond à une vibration sinusoïdale (voir activité 22).

**Activité 22**



Un oscilloscope est branché aux bornes communes d'un GBF et d'un haut-parleur.

Soit les oscillogrammes ci-dessous avec comme sensibilité verticale : 2 V/div et comme base de temps : 0,1 ms/div.



**Cas n° 1** **Cas n° 2** **Cas n° 3**

Dans quel cas (1, 2 ou 3) le son émis par le haut-parleur sera-t-il le plus aigu ?

**Activité 23**



En musique, une octave est l'intervalle séparant deux sons dont la fréquence fondamentale de l'un vaut le double de la fréquence de l'autre.

Chaque octave comprend les notes bien connues do, ré, mi… et commence par le do.



© Cned – Académie en ligne



La note de référence des musiciens est la note de fréquence 440 Hz (La3) pouvant être obtenue par un diapason.

Rechercher ce que signifie $La_3$.

Combien y a-t-il de La et donc d'octaves dans le spectre audible ?

## ➜ Timbre d'un instrument et hauteur d'un son complexe

Si nous écoutons trois notes de même fréquence 440 Hz émises par un diapason, un violon et un hautbois, on remarque qu'elles ont la même hauteur mais pas le même son.

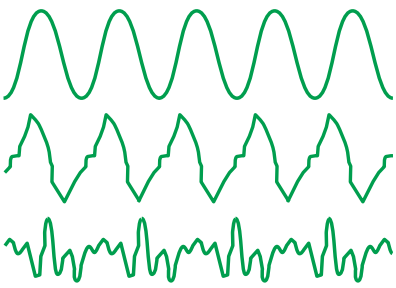
On dit que les deux instruments n'ont pas le même timbre.

Les enregistrements effectués avec un micro montrent que les sons sont différents.

Celui du diapason est un son simple (vibration sinusoïdale).

Les sons simples ont pour « image » une tension sinusoïdale de même fréquence que celles du son étudié.

Ils sont générés, entre autres, par un diapason ou un GBF alimentant un haut-parleur.



Les deux autres sons sont complexes. Des vibrations de fréquences plus élevées se rajoutent à la vibration sinusoïdale.

Les spectres acoustiques permettent d'analyser les sons complexes.

Le spectre d'un son permet de déterminer les fréquences des divers harmoniques qui le composent et leur amplitude.

Le son complexe résulte de la superposition de sons purs correspondant à divers harmoniques, dont les amplitudes sont souvent différentes.

Le timbre d'un son est lié à la richesse de ce son en ses divers harmoniques.

L'harmonique de fréquence la plus basse (rang 1) correspond au fondamental. Les autres harmoniques, notées harmoniques de rang 2, 3…, ont des fréquences multiples de celle du fondamental.

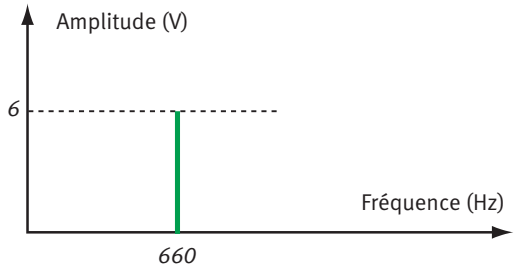
La hauteur du son complexe est mesurée par la fréquence de son fondamental.



© Cned – Académie en ligne

### ➜ Étude du spectre d'un son simple

L'analyse spectrale d'un son permet d'obtenir le diagramme suivant :



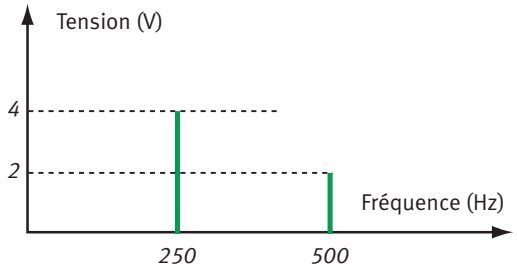

S'agit-il d'un son simple ou complexe ?

Ce son est simple car il n'y a pas d'autre harmonique que le fondamental.

La fréquence du son étudié est : 660 Hz.

### ➜ Étude du spectre d'un son complexe

Un analyseur de fréquence donne pour l'étude d'un son le spectre ci-dessous.




Ce son a deux harmoniques : il est complexe.

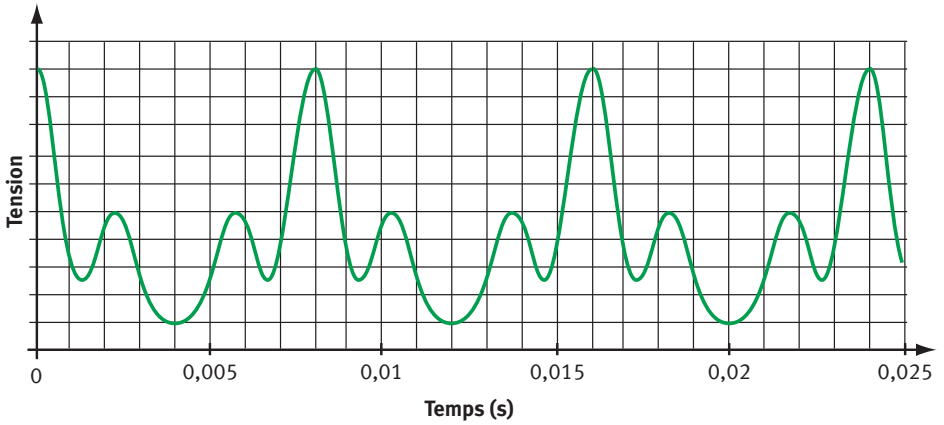
Le fondamental a pour fréquence 250 Hz et pour amplitude 4 V.

Le deuxième harmonique a pour fréquence 500 Hz et pour amplitude 2 V.

**Activité 24**



❶ On étudie le son restitué par un récepteur radio à l'aide d'un microphone relié à un système d'acquisition informatisé. On obtient le graphe ci-dessous. Déterminer la hauteur du son.

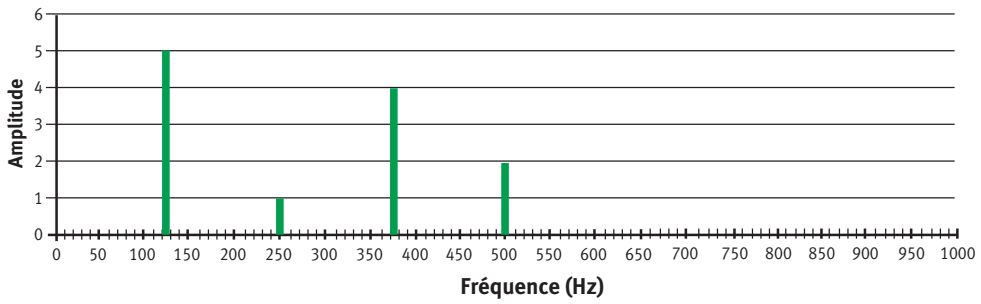





© Cned – Académie en ligne

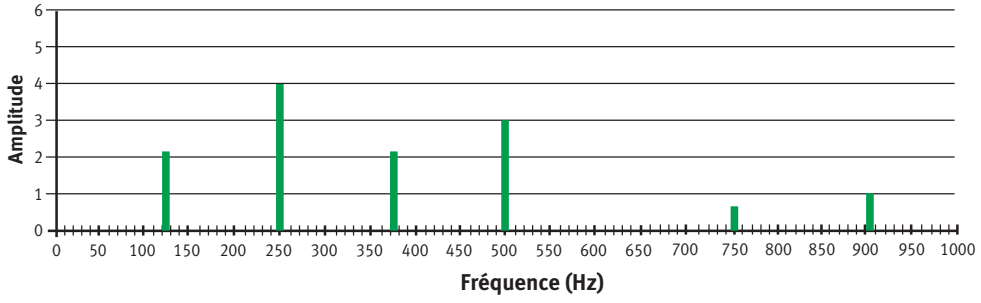
**2** Un logiciel d'analyse spectrale permet ensuite d'obtenir le diagramme ci-dessous.

Que représentent les fréquences qui apparaissent sur ce spectre ?




**3** L'analyse par le même dispositif d'un autre son donne le diagramme ci-dessous.

Quels sont le point commun et la différence entre ce son et celui restitué par le récepteur radio ?




## 4. Cas des ondes électromagnétiques

Une lumière est dite **monochromatique** lorsqu'elle est composée d'une seule radiation de longueur d'onde déterminée (donc d'une seule couleur). C'est une onde électromagnétique progressive sinusoïdale de fréquence donnée. La couleur de cette lumière est liée à la valeur de sa fréquence.

***Exemple*** Le laser.

Une lumière est dite **polychromatique** si elle est composée de plusieurs radiations de longueurs d'onde différentes (donc de plusieurs couleurs).

Elle est donc composée de plusieurs ondes monochromatiques de fréquences différentes.

***Exemple*** La lumière émise par le Soleil.

Si nous voyons séparément les radiations de longueurs d'onde différentes, elles apparaissent comme des couleurs.

***Exemple***

| $\lambda$ (nm) | 400 | 480 | 530 | 580 | 610 | 700 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Couleurs | violet | bleu | vert | jaune | orange | rouge |



© Cned – Académie en ligne

Les relations établies avec les ondes mécaniques progressives périodiques peuvent être appliquées à la lumière ainsi qu'à toutes les radiations électromagnétiques.

Si toutes les longueurs d'onde de la lumière solaire atteignent notre œil en même temps, nous voyons la couleur blanche.

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

### Onde mécanique progressive

C'est le phénomène de propagation d'une perturbation dans un milieu sans transport de matière.

- Une onde se propage, à partir de la source, dans toutes les directions qui lui sont offertes.
- La célérité d'une onde est la « vitesse » à laquelle elle se propage.
- La perturbation se transmet de proche en proche avec transfert d'énergie sans transport de matière.
- Deux ondes peuvent se croiser sans se perturber.

### Onde mécanique progressive périodique

**Double périodicité : temporelle et spatiale**

**Périodicité temporelle**

La durée qui sépare l'arrivée de deux perturbations successives en un point est appelée période temporelle $T$.

**Périodicité spatiale**

La distance qui sépare deux perturbations consécutives est appelée période spatiale.

### Acoustique musicale et physique des sons musicaux

La hauteur d'un son simple est mesurée par sa fréquence.

Plus la fréquence est basse et plus le son est grave. Plus elle est élevée, plus il est aigu.

Le son complexe résulte de la superposition de sons purs correspondant à divers harmoniques, dont les amplitudes sont souvent différentes.



© Cned – Académie en ligne

Le timbre d'un son est lié à la richesse de ce son en ses divers harmoniques.

L'harmonique de fréquence la plus basse (rang 1) correspond au fondamental. Les autres harmoniques, notés harmoniques de rang 2, 3…, ont des fréquences multiples de celle du fondamental.

La hauteur du son complexe est mesurée par la fréquence de son fondamental.

## 2. Exercices d'apprentissage

### Exercice 3 Ondes transversales ou longitudinales ?

On classe les différentes ondes mécaniques en comparant leurs directions de propagation et de perturbation :

– Ondes transversales : elles provoquent une perturbation dont la direction est perpendiculaire au sens de propagation de l'onde.

– Ondes longitudinales : elles provoquent une perturbation dont la direction est parallèle au sens de propagation de l'onde.

Les ondes suivantes sont-elles transversales ou longitudinales ?

| Ondes… | … à la surface de l'eau | … le long d'une corde | Son dans l'air | Le long d'un ressort |
|---|---|---|---|---|
| Type d'ondes | | | | |

### Exercice 4

On considère une onde à la surface de l'eau.

Pourquoi dit-on, dans un tel cas, que l'onde se propage mais qu'il n'y a pas, lors de cette propagation, transfert de matière ? Sous quelle forme l'énergie est-elle transférée lorsqu'une onde se propage à la surface de l'eau ?

### Exercice 5

Un son audible a une fréquence comprise entre :

**a)** 2 Hz et 2 kHz. ☐

**b)** 20 Hz et 20 kHz. ☐

**c)** 20 kHz et 200 kHz. ☐

**d)** 20 MHz et 200 MHz. ☐

### Exercice 6 Pêcheur à la ligne

Un pêcheur à la ligne est au bord d'un lac tranquille. Soudain, un enfant vient perturber la surface de l'eau en jetant un caillou à quelques mètres du flotteur.

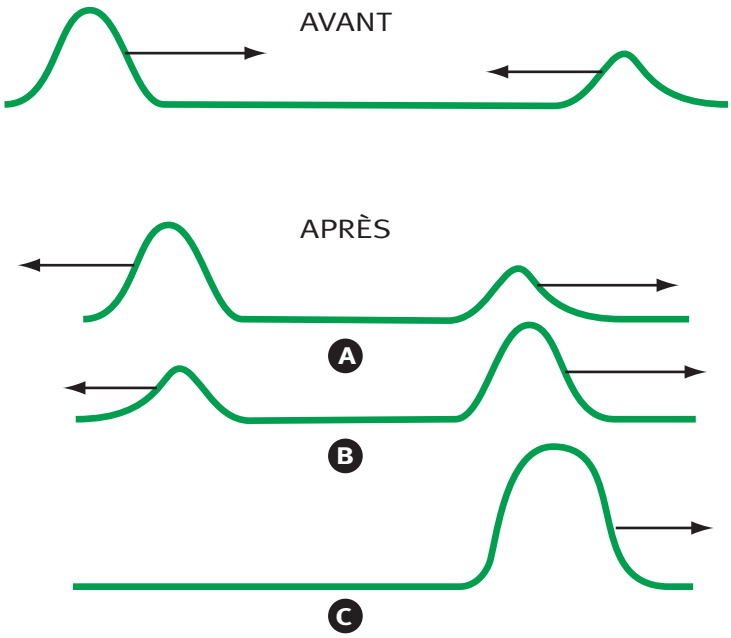
Le flotteur se déplace-t-il à la célérité $v$ de l'onde ?



© Cned – Académie en ligne

## Exercice 7 Croisement de 2 ondes

Deux ébranlements se propagent en sens contraire sur une corde tendue. On a représenté plusieurs situations possibles après leur point de rencontre. Choisir celle qui est physiquement possible.




## Exercice 8 Analyse d'une note

1. Lors d'un concert, un microphone de bonne qualité, placé près d'un violon, est relié à un oscilloscope à mémoire. On capte une note. L'oscillogramme obtenu est reproduit sur la figure ci-dessous.

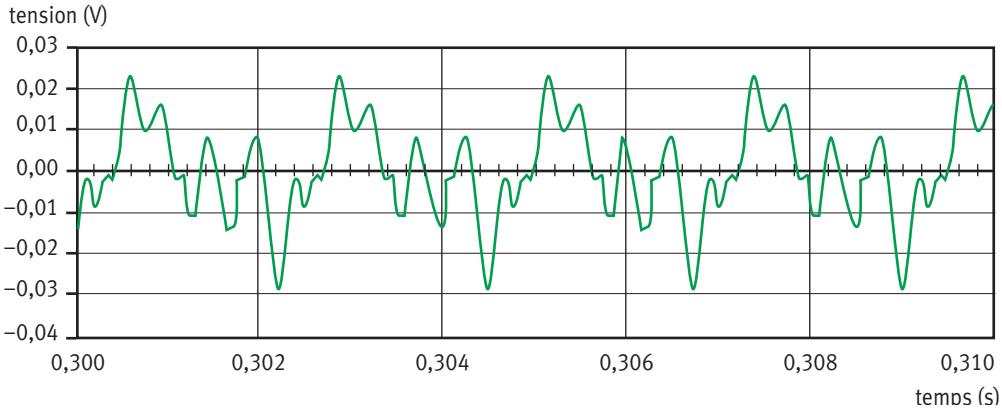



**Figure 3**

En déterminant la fréquence fondamentale $f_1$ de la note captée, montrer que celle-ci est le $la_3$.



© Cned – Académie en ligne

2 Le spectre en fréquence de la note captée est reproduit sur la figure 4 ci-dessous :

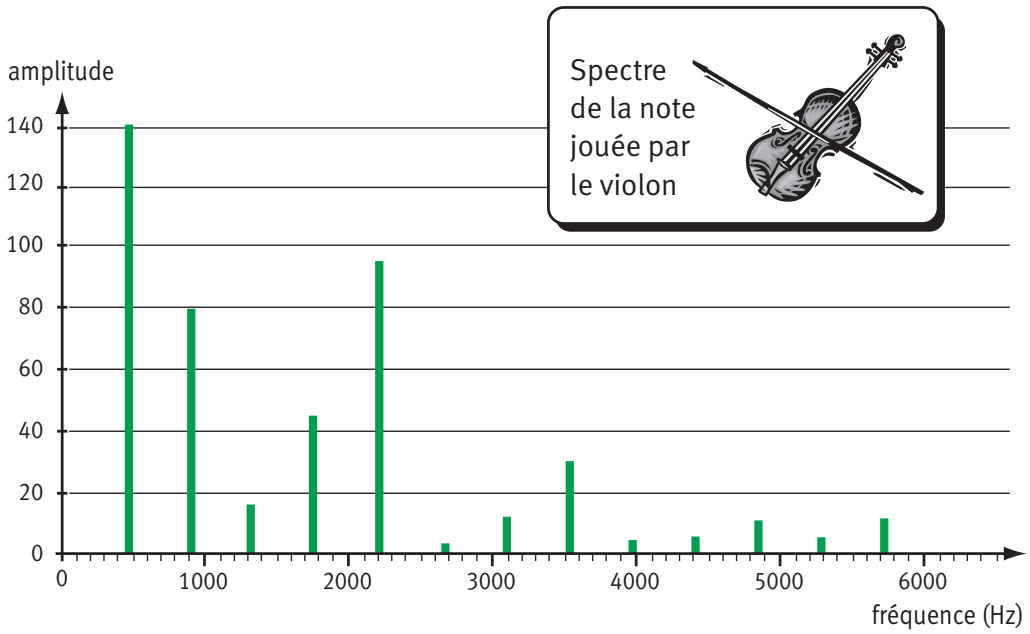



**Figure 4**

Calculer les valeurs des fréquences des harmoniques de rang 2 et de rang 13 de cette note.



© Cned – Académie en ligne

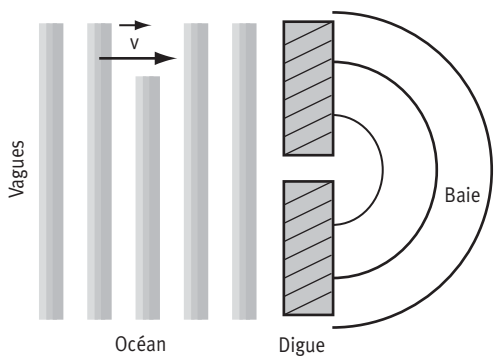
# 4 La diffraction

## A Objectifs d'apprentissage

- Savoir que l'importance du phénomène de diffraction est liée au rapport de la longueur d'onde aux dimensions de l'ouverture et de l'obstacle.
- Connaître et exploiter la relation $\theta = \frac{\lambda}{a}$.
- Identifier les phénomènes physiques où il est pertinent de prendre en compte le phénomène de diffraction.

## B Pour débuter : observons le phénomène

Le schéma suivant représente des vagues venant frapper une digue à l'entrée d'une baie protégée. Les traits figurant sur le schéma représentent les sommets des vagues à un instant donné ; la distance entre deux traits est égale à une longueur d'onde.




**Activité 25**

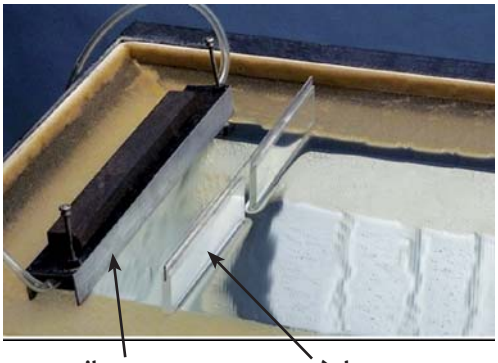
Que peut-on dire de la forme des vagues avant de frapper la digue puis après être rentrées dans la baie ?

Comparer la longueur d'onde avant et après la digue.

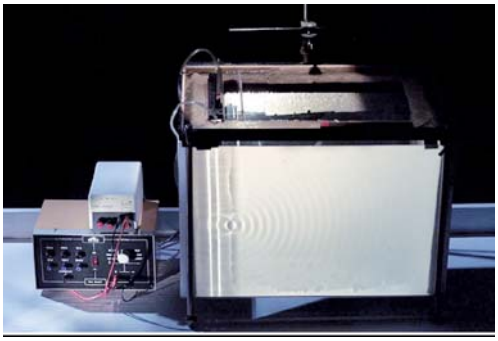
En laboratoire, on peut étudier ce phénomène avec une cuve à ondes ; on place une règle sur le vibreur et un obstacle muni d'une ouverture (photo 1, page suivante). Un dispositif optique permet de visualiser les ondes se propageant après l'obstacle (photo 2, page suivante).



© Cned – Académie en ligne




**Photographie n°1**



**Photographie n°2**

Si les ondes à la surface de l'eau rencontrent un seul bord de l'obstacle, nous obtenons le schéma 1 ; si elles rencontrent deux bords très écartés l'un de l'autre, nous obtenons le schéma 2 ; si l'on rapproche les deux bords, nous obtenons le schéma 3.

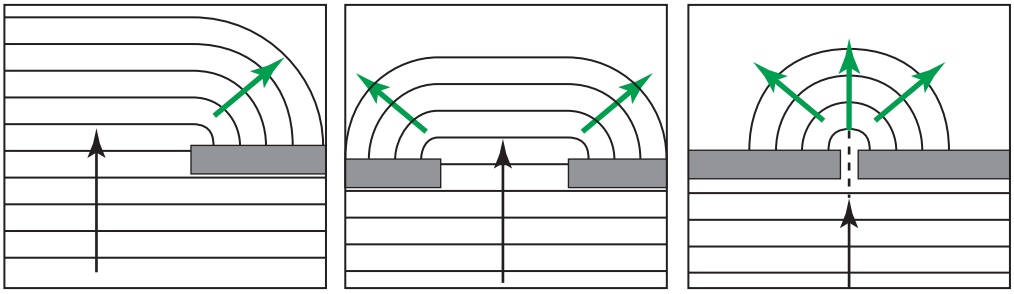


Schéma 1 Schéma 2 Schéma 3

**Activité 26**

Quelles différences existe-t-il entre les schémas 2 et 3 ?

Quelle est, d'après vous, la condition sur la largeur de l'ouverture qui permet d'obtenir le phénomène du schéma 3 ?

# C Pour apprendre

## 1. Le phénomène de diffraction

On observe un phénomène de diffraction lorsqu'une onde traverse une ouverture ou rencontre un obstacle dont la dimension est voisine de la longueur d'onde $\lambda$.

On remarque sur les schémas 3, 4 et 5 (page suivante), où l'ouverture est de la dimension de la longueur d'onde, qu'une onde périodique circulaire apparaît au niveau de la fente, quelle que soit l'onde qui arrive sur elle : c'est le phénomène de diffraction.



© Cned – Académie en ligne

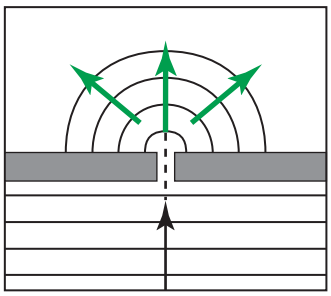


Schéma 3

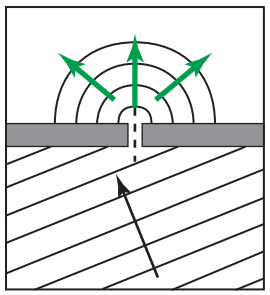


Schéma 4

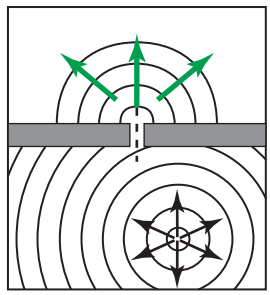
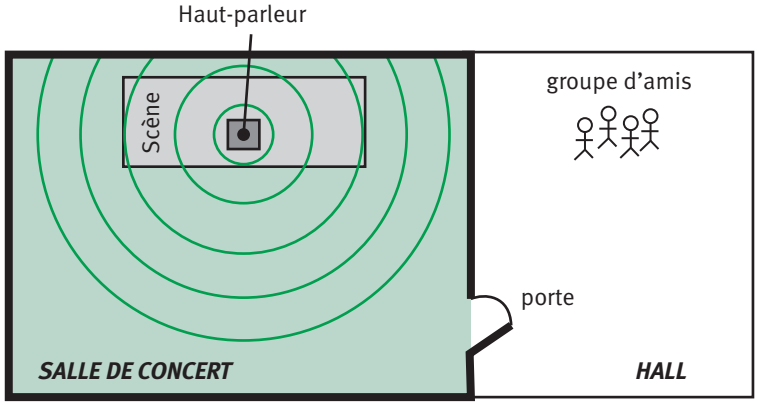


Schéma 5

Plus la dimension de l'ouverture ou de l'obstacle est petite, plus le phénomène de diffraction est marqué.

## 2. Diffraction des ondes sonores

Un concert de rock est donné dans une salle ; on remarque qu'il est possible d'entendre la musique alors que l'on se trouve, avec un groupe d'amis, dans le hall. On est alors séparé de la scène par un mur très bien isolé phoniquement et la porte, d'une largeur de 1,00 m, est ouverte. Lorsque la porte est fermée, il n'est plus possible d'entendre la musique. La situation est représentée sur le schéma ci-dessous.




**Activité 27**

Quel phénomène physique permet d'expliquer l'observation faite ?

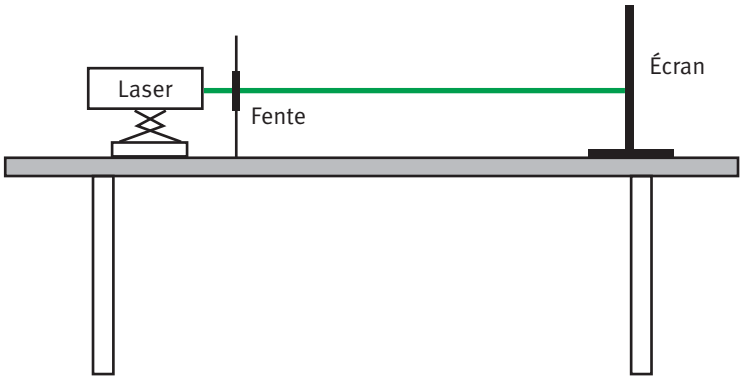
Est-ce que l'on entend préférentiellement dans le hall des sons graves ($f = 100$ Hz) ou des sons très aigus ($f = 10\,000$ Hz) ? Justifier la réponse en calculant les longueurs d'onde correspondantes ($v = 340$ m.s$^{-1}$).

## 3. Diffraction de la lumière

La lumière est une onde ; on dit pourtant que la lumière se propage en ligne droite ; le phénomène de diffraction existe-t-il pour la lumière ? Réalisons l'expérience suivante : le faisceau d'un laser traverse une fente.



© Cned – Académie en ligne




On observe alors la figure ci-dessous.

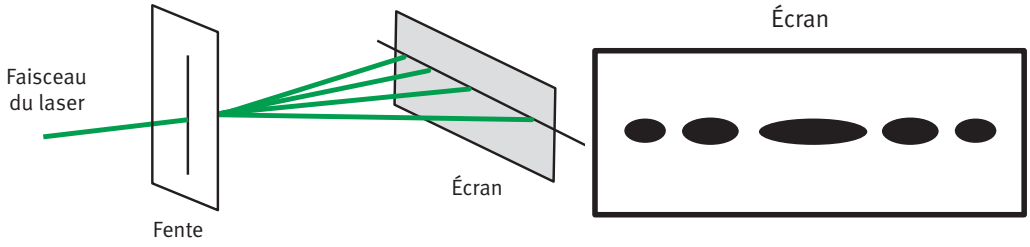



*Figure de diffraction*

Si la lumière se propageait en ligne droite, nous devrions observer un point lumineux sur l'écran ; or, nous observons sur l'écran une figure de diffraction.

Ce phénomène se produit lorsque l'ouverture par laquelle passe la lumière est de petite taille. On dit que l'ouverture a diffracté la lumière du laser.

Si l'ouverture est circulaire, on observe la figure ci-dessous.

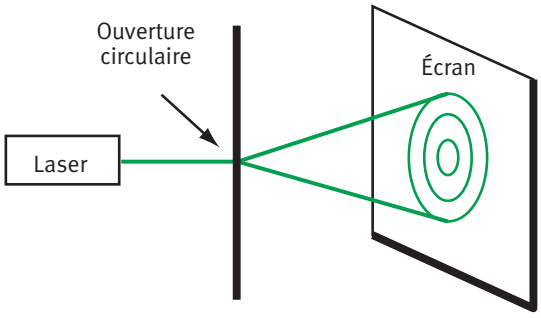





*Figure de diffraction*

Le phénomène de diffraction met donc en défaut le principe de propagation rectiligne de la lumière dans un milieu homogène.

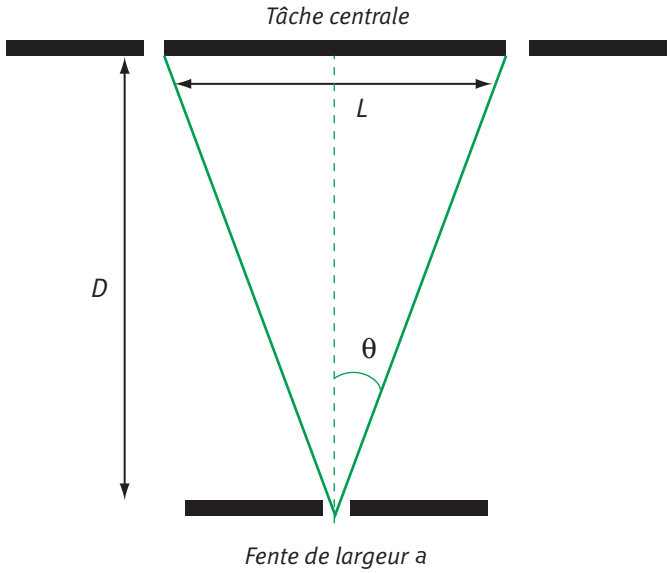


© Cned – Académie en ligne

## 4. Influence des dimensions de l'ouverture sur la diffraction

On réalise une expérience de diffraction à l'aide d'un laser émettant une lumière monochromatique de longueur d'onde $\lambda$. À quelques centimètres du laser, on place une fente verticale de diamètre connu. On désigne par $a$ le diamètre de la fente.

La figure de diffraction obtenue est observée sur un écran blanc situé à une distance $D = 1{,}60$ m de la fente. Pour chacune des fentes, on mesure la largeur $L$ de la tache centrale.




**Activité 28**



❶ L'angle $\theta$ étant petit, $\theta$ étant exprimé en radian, montrer que : $\theta \approx \dfrac{L}{2D}$.

❷ On cherche la relation liant $\theta$, $\lambda$ et $a$.

Les mesures effectuées ont permis d'obtenir les résultats du tableau suivant :

| $\theta$ (en rad) | $0{,}5.10^{-2}$ | $0{,}7.10^{-2}$ | $0{,}9.10^{-2}$ | $1{,}4.10^{-2}$ | $2{,}8.10^{-2}$ |
|---|---|---|---|---|---|
| a (en m) | $1{,}0.10^{-4}$ | $7{,}7.10^{-5}$ | $5{,}9.10^{-5}$ | $4{,}0.10^{-5}$ | $2{,}0.10^{-5}$ |
| $\dfrac{1}{a}$ (en $m^{-1}$) | $1{,}0.10^{4}$ | $1{,}3.10^{4}$ | $1{,}7.10^{4}$ | $2{,}5.10^{4}$ | $5{,}0.10^{4}$ |

Tracer les courbes $\theta = f(a)$ et $\theta = f\left(\dfrac{1}{a}\right)$.

Montrer que l'une des courbes obtenues permet de trouver une relation simple liant $\theta$ et $a$ de la forme : $\theta = k\dfrac{1}{a}$.



© Cned – Académie en ligne

3. Comment, à partir de cette courbe, peut-on déterminer k ?

4. k correspond à la longueur d'onde λ de la lumière monochromatique utilisée.

   Préciser, parmi les valeurs de longueurs d'onde proposées ci-dessous, quelle est celle de la lumière utilisée.

   560 cm ☐ ; 560 mm ☐ ; 560 µm ☐ ; 560 nm ☐

Pour résumer, plus la fente est fine et étroite, plus la lumière s'étale et plus la taille de la tache centrale de la figure de diffraction est grande. On voit donc qu'il y a un lien direct entre la taille de l'ouverture et la figure de diffraction.

Soit θ l'écart angulaire (entre le milieu de la tache et le centre de la première extinction) du faisceau diffracté par une fente (ou un fil rectiligne) de largeur *a*, soit λ la longueur d'onde de la lumière utilisée, nous admettrons que :

$$\theta = \frac{\lambda}{a}.$$

Pour une longueur d'onde donnée, le phénomène de diffraction est d'autant plus marqué que la dimension de l'ouverture ou de l'obstacle est plus petite.

La longueur d'onde et la largeur de la fente s'expriment en mètres ; l'angle sera donné en radians (rad).

Plus l'ouverture est petite (*a* petit), plus le phénomène de diffraction est marqué.

**Remarque**

La taille de la figure de diffraction dépend de la distance D de la fente à l'écran ; plus on éloigne l'écran et plus la figure est grande. Voir le site suivant : *http://scphysiques.free.fr/TS/physiqueTS/diffraction/*

## 5. Prendre en compte le phénomène de diffraction

Il est nécessaire de prendre en compte les phénomènes de diffraction acoustique pour diminuer les niveaux sonores dans les bureaux, les locaux industriels ; la diffraction apparaît avec les arêtes, les portes…

La diffraction est une perturbation qui affecte les ondes lumineuses lorsque celles-ci passent à proximité d'un obstacle. Plus on ferme le diaphragme d'un appareil photographique et plus les effets de la diffraction sont gênants.

Les performances d'un télescope sont limitées par les problèmes de diffraction.

Les télescopes donnent des étoiles une image qui est une tache de diffraction, de taille inversement proportionnelle au diamètre du miroir (plus le diamètre du miroir est grand, moins la diffraction est importante). La figure de diffraction obtenue limite l'aptitude du télescope à séparer les images de deux points très proches.

Pour avoir des images plus lumineuses, on fabrique des télescopes avec des miroirs de grand diamètre. Plus le diamètre est grand, plus le télescope reçoit de lumière et moins il y a de diffraction : Hubble est ainsi un télescope de 2,4 m de diamètre, le VLT fait 8,2 m de diamètre.



© Cned – Académie en ligne

**Activité 29**

Sachant que la limite de résolution angulaire d'une lunette astronomique est liée à la longueur d'onde et au diamètre par la relation :

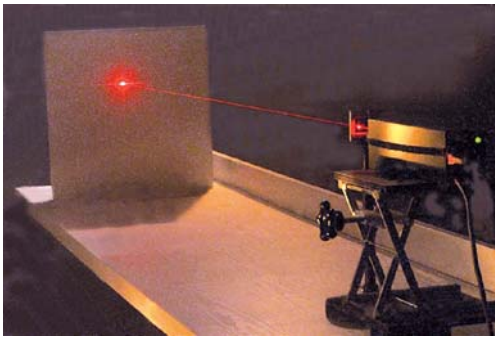
$$\theta = \frac{1{,}22.\lambda}{D}$$

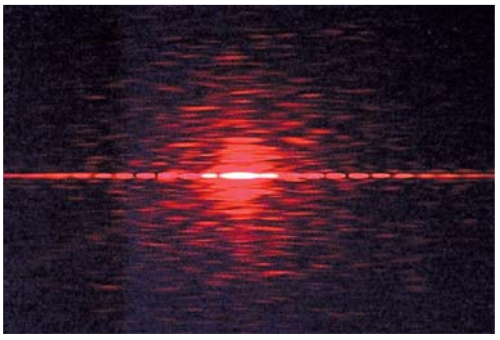
Calculer pour les instruments suivants la limite de résolution angulaire.

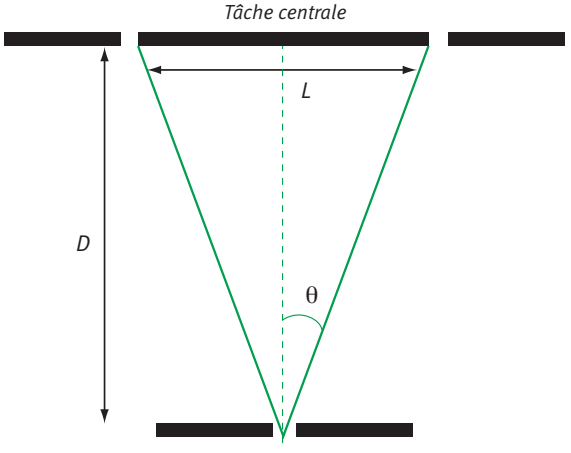
| | D | λ | Δθ |
|---|---|---|---|
| Lunette | 14 cm | 550 nm | |
| Télescope | 5 m | 550 nm | |
| Radiotélescope | 7,5 m | 21 cm | |

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre








L'écart angulaire du faisceau diffracté, la largeur de la fente (ou du fil) et la longueur d'onde du laser sont liés par la relation :

$$\theta = \frac{\lambda}{a}$$



© Cned – Académie en ligne

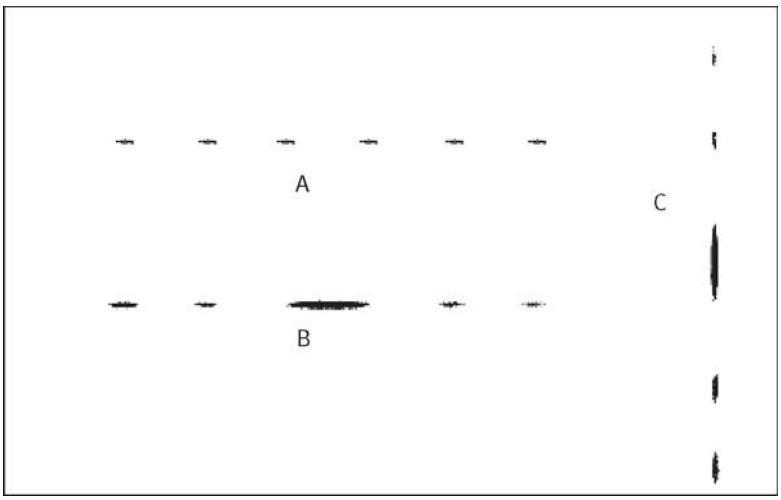
Pour une longueur d'onde donnée, le phénomène de diffraction est d'autant plus marqué que la dimension de l'ouverture ou de l'obstacle est plus petite.

## 2. Exercices d'apprentissage

### Exercice 9 Diffraction

Un faisceau de lumière, parallèle monochromatique, de longueur d'onde $\lambda$, arrive sur une fente horizontale de largeur a *(*a est de l'ordre du dixième de millimètre).

Quelle figure de diffraction, parmi celles proposées, observe-t-on sur l'écran situé à une distance D, grande devant a ?




### Exercice 10 Onde lumineuse

Pour chacune des propositions, plusieurs affirmations sont données.

Répondre par vrai ou faux en justifiant vos réponses.

| | Vrai | Faux |
|---|---|---|
| **a)** Le phénomène de diffraction de la lumière visible par une fente est plus marqué pour une fente de largeur 0,5 µm que pour une fente de largeur 5 µm. | ☐ | ☐ |
| **b)** Pour une lumière monochromatique, l'écart angulaire du faisceau diffracté par une fente est proportionnel à la largeur de la fente. | ☐ | ☐ |
| **c)** L'écart angulaire du faisceau diffracté par une fente de largeur donnée est plus petit pour une radiation rouge que pour une radiation bleue. | ☐ | ☐ |



© Cned – Académie en ligne

# 5 Les interférences

## A Objectifs d'apprentissage

- Connaître et exploiter les conditions d'interférences constructives et destructives pour des ondes monochromatiques.
- Savoir interpréter les interférences en lumière blanche.
- Savoir ce qu'est une couleur interférentielle.

## B Pour débuter

Que se passe-t-il si deux ondes identiques à la surface de l'eau se rencontrent ?

On va voir qu'elles ne se renforcent pas forcément. Elles peuvent s'annuler : c'est le phénomène d'interférence.

Imaginons qu'on crée, en lançant deux cailloux dans l'eau, deux systèmes d'ondes se propageant en cercles concentriques autour de leurs sources.

On place alors un bouchon B à un endroit où les deux ondes A et B se croisent. On s'aperçoit que le comportement du bouchon dépend de l'endroit où on l'a mis.

Une onde à la surface de l'eau est composée de creux et de bosses, qui se déplacent à vitesse constante.

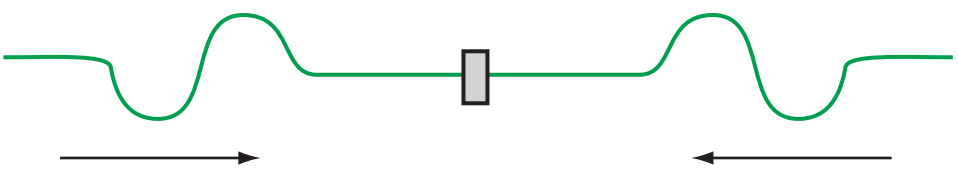
Si deux bosses arrivent au même endroit, le mouvement produit sur le bouchon aura une amplitude deux fois supérieure.

Si une bosse et un creux arrivent au même endroit, le bouchon ne bouge pas.

**Activité 30**

Décrire en une phrase le mouvement du bouchon dans les quatre cas suivants pour lesquels les deux ondes se propagent avec la même célérité.

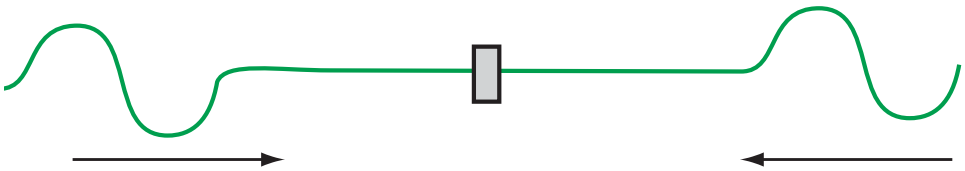
**Cas n° 1**



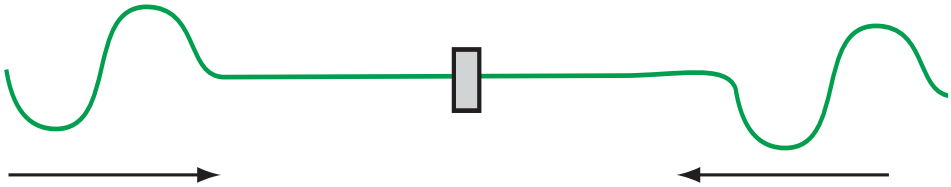


© Cned – Académie en ligne

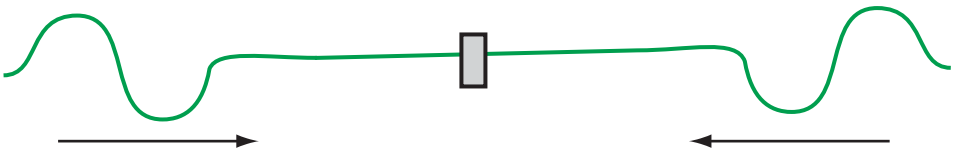
Cas n° 2



Cas n° 3



Cas n° 4



Chaque onde se comporte comme si l'autre n'existait pas : elles se croisent sans se modifier l'une l'autre mais leurs effets s'additionnent.

Sur une cuve à ondes, un vibreur permet de générer des ondes planes circulaires à la surface de l'eau. Les crêtes des vagues donnent des rides brillantes et les creux des rides sombres sur un écran.

Pour visualiser les interférences, on peut utiliser un vibreur muni de deux pointes sources qui frappent la surface de l'eau en deux points distincts. Sur le site suivant, vous pouvez observer les résultats de l'expérience :

***http://www.discip.ac-caen.fr/phch/lycee/terminale/interferences_eau/interference.htm***

En résumé :

| | | |
|---|---|---|
| **Sommet + sommet** | **= sommet plus important** | **= mouvement** |
| **Creux + creux** | **= creux plus important** | **= mouvement** |
| **Creux + sommet** | **= « rien »** | **= pas de mouvement** |

De même, pour les ondes sonores, on peut avoir :

Son + son = son mais aussi son + son = silence.

Pourrait-on avoir, pour des ondes lumineuses :

Lumière + lumière = lumière mais aussi lumière + lumière = obscurité ?



© Cned – Académie en ligne

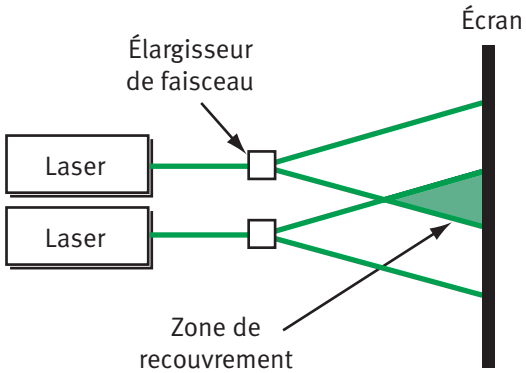
# C Pour apprendre

## 1. Conditions d'obtention des interférences lumineuses

Nous avons vu pour les ondes mécaniques qu'il était possible d'obtenir des interférences à partir de deux sources (2 vibreurs). Comment obtenir des interférences à partir de la lumière ?

### a) Superposition de lumière issue de deux lasers différents émettant la même longueur d'onde

Utilisons deux lasers de même nature Hélium-néon, émettant chacun une lumière de fréquence parfaitement définie : on parle de lumière monochromatique ($\lambda$ = 633 nm). Les sources sont dites synchrones.




Il est impossible de réaliser des interférences lumineuses avec deux sources « primaires » distinctes synchrones, même identiques et émettant la même radiation monochromatique.

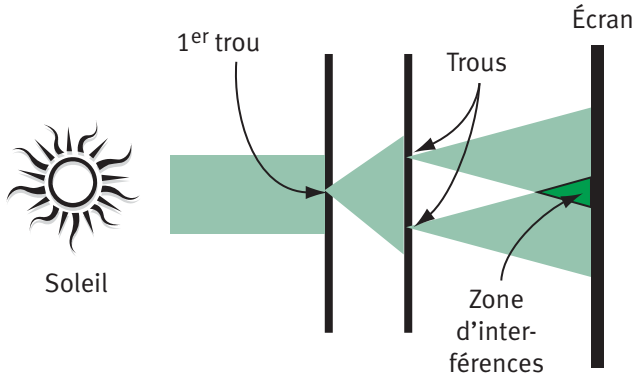
Quelle que soit la distance d'observation, quel que soit l'écartement entre les sources lasers et quelle que soit l'étendue de la zone de recouvrement des faisceaux, on n'observe jamais d'interférences venant de la superposition de ces deux lumières.



© Cned – Académie en ligne

## b) Expérience historique des trous d'Young

En 1801, Thomas Young réalisa l'expérience suivante en utilisant la lumière du Soleil.



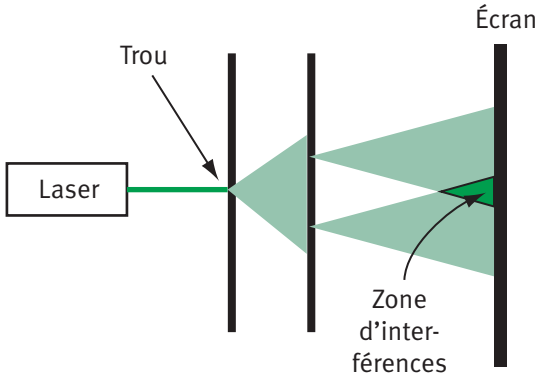

La lumière du Soleil est d'abord diffractée dans toutes les directions en passant dans le 1er trou percé dans l'écran de gauche puis les ondes diffractées arrivent sur un 2e écran percé de deux trous très rapprochés $S_1$ et $S_2$ ; on obtient deux faisceaux diffractés.

Sur l'écran situé à droite, on observe alors des raies alternativement brillantes et obscures dans la partie commune aux deux faisceaux ; les franges obtenues sont perpendiculaires au plan de la figure et parallèles à la médiatrice des deux trous $S_1$ et $S_2$.

On peut donc observer :
**lumière + lumière = lumière** mais aussi **lumière + lumière = obscurité**.

## c) Superposition de lumière provenant d'une seule source laser

On reprend l'expérience d'Young mais avec un seul laser (source monochromatique). La lumière du laser est alors diffractée par le 1er trou puis le faisceau arrive sur les deux trous d'un second écran ; les deux faisceaux diffractés donnent alors des interférences dans leur zone de recouvrement.






© Cned – Académie en ligne

Il est donc possible de réaliser des interférences lumineuses à partir d'une source primaire unique et de deux sources secondaires. Ces sources secondaires sont dites synchrones (mêmes fréquences) et cohérentes (car provenant de la même source primaire).

Vous pouvez observer le système de franges obtenu sur les sites suivants :

http://ressources.univ-lemans.fr/AccesLibre/UM/Pedago/physique/02/optiphy/biprisme.html

http://www.discip.ac-caen.fr/phch/lycee/terminale/interference/interference.htm

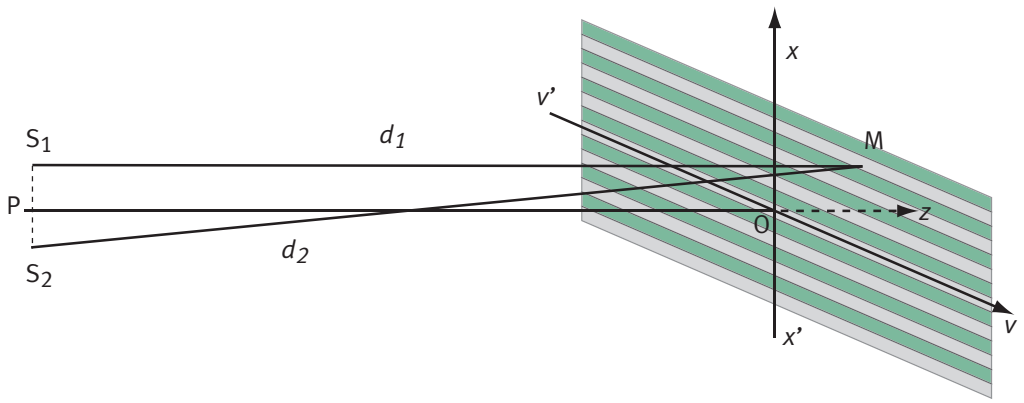
Pour obtenir un phénomène d'interférences, il faut superposer au moins deux ondes de même fréquence et issues d'une même source primaire (ondes cohérentes).

La zone de recouvrement forme le champ d'interférences.

## 2. Différence de marche et interfrange

### a) Différence de marche entre deux rayons

Le plan de la figure ci-dessous est le plan contenant la source S et les sources secondaires $S_1$ et $S_2$.




Cette formule est à admettre. Il ne s'agit pas de l'apprendre mais de savoir l'exploiter. Elle sera donnée dans les exercices proposés.

Les ondes émises par la source $S_2$ parcourent un trajet plus long pour atteindre le point M que les ondes émises par la source $S_1$ ; la différence de trajet $(S_2M - S_1M)$ est appelée différence de marche et est notée $\delta$ avec $\delta = d_2 - d_1$.

On note : $S_1S_2 = a$, $PO = D$ (ordres de grandeur : a en mm et D en m).

En M, on admettra que la différence de marche est égale à :

$$\delta = \frac{ax}{D}.$$



© Cned – Académie en ligne

## b) Interfrange

### ➜ Frange brillante

Les ondes arrivant en phase au point M ajoutent leurs effets ; la frange est une frange brillante.

La différence de marche est donc égale à multiple entier de la longueur d'onde : $\delta = k\lambda = \frac{ax}{D}$.

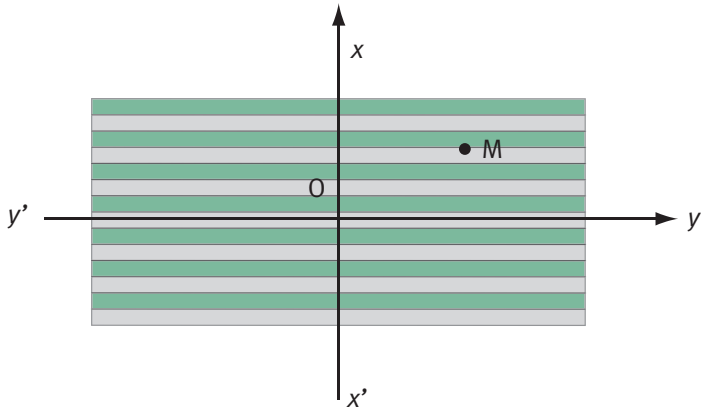
La position moyenne d'une frange brillante est donnée par : $x = k\frac{\lambda D}{a}$ .

### ➜ Frange sombre

Les ondes arrivant en opposition de phase au point M annulent leurs effets ; la frange est une frange sombre.

La différence de marche est donc égale à multiple entier impair de demi-longueurs d'onde : $\delta = (2k+1)\frac{\lambda}{2}$ .

La position moyenne d'une frange sombre est donnée par : $x = \left(k + \frac{1}{2}\right)\frac{\lambda D}{a}$.



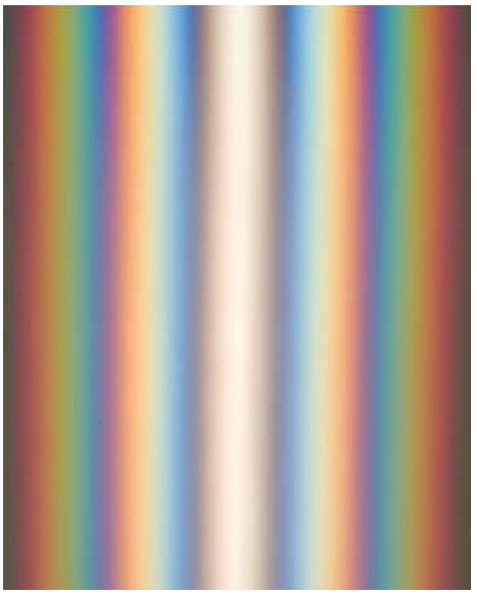

Deux franges brillantes successives sont espacées de $\frac{\lambda D}{a}$, de même que deux franges sombres successives ; cette distance est appelée l'interfrange et est notée $i$ : $\boxed{i = \frac{\lambda D}{a}}$.



© Cned – Académie en ligne

## 3. Cas de la lumière blanche

Remplaçons, dans l'expérience précédente, le laser (source de lumière monochromatique) par une source de lumière blanche. Qu'observe-t-on sur l'écran ?



On observe une frange centrale brillante, blanche et, de part et d'autre, des franges brillantes irisées.

La lumière blanche est formée par la superposition d'une infinité de radiations dont les longueurs d'onde sont comprises entre 400 nm et 750 nm.

Chaque radiation (exemple du laser dans le paragraphe précédent) donne des franges placées différemment sur l'écran. L'interfrange $i = \frac{\lambda D}{a}$ dépend de la longueur d'onde.

Les systèmes de franges correspondant aux différentes longueurs d'onde sont donc décalés.

Au centre du champ d'interférences ($x = 0$), la différence de marche $\delta = \frac{ax}{D}$ est nulle.

Chaque radiation donne, au centre, une frange brillante. La superposition de ces franges brillantes, de couleurs différentes, donne une frange centrale blanche.

En s'éloignant de la frange centrale, la couleur résultante en un point dépend des intensités relatives des diverses radiations en ce point. En un même point, des radiations peuvent donner des franges sombres et d'autres des franges brillantes.

Si on s'éloigne trop de la frange centrale, l'enchevêtrement est trop complexe et l'œil perçoit une teinte blanchâtre appelée blanc d'ordre supérieur. En un point de ce blanc, toutes les radiations ne sont pas présentes.



© Cned – Académie en ligne

## 4. Couleurs interférentielles

Les couleurs observées dans la vie de tous les jours ont plusieurs origines physiques :

- les couleurs par diffusion (le bleu du ciel),
- les couleurs par réfraction (l'arc en ciel),
- les couleurs par absorption (une tomate est rouge).

Les bulles de savon, les taches d'huile sur le sol produisent des couleurs liées au phénomène d'interférences. Il s'agit d'interférences localisées, observées en lumière blanche.

Des interférences se produisent dans les films minces (l'épaisseur des films est de l'ordre de grandeur de la longueur d'onde incidente). Les couleurs obtenues sont peu intenses. Dans des systèmes multicouches, qui se rencontrent couramment dans la nature, cette intensité est augmentée.

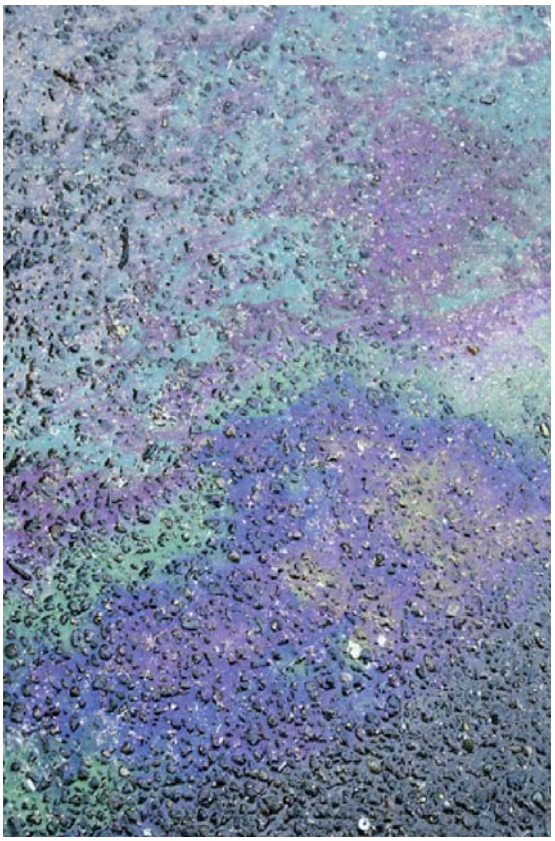


**Surface d'une bulle de savon**

Photo : PBNJ PRODUCTIONS. © JUPITERIMAGES / BRAND X / AFP.



© Cned – Académie en ligne



**Tache d'huile sur le sol**

On retiendra que, pour un film d'épaisseur supérieure à quelques microns, on ne voit pas d'interférences à l'œil (si la source lumineuse est blanche). C'est pour cela qu'on ne voit pas de couleurs interférentielles sur une vitre par exemple, alors qu'on peut en voir sur les bulles de savon ou les flaques d'huile sur une chaussée mouillée (films très minces).

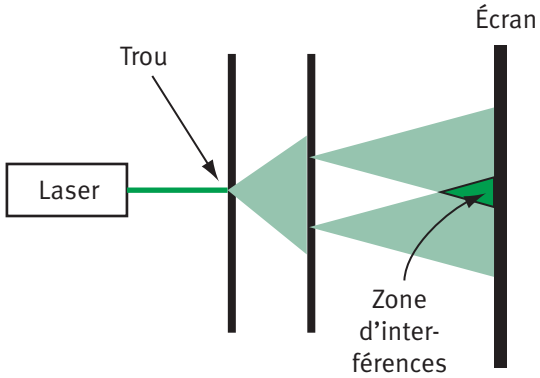


© Cned – Académie en ligne

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

Conditions d'obtention des interférences lumineuses avec une onde monochromatique :




Pour obtenir un phénomène d'interférences, il faut superposer au moins deux ondes :

- **de même fréquence,**
- **et issues d'une même source primaire (ondes cohérentes).**

La zone de recouvrement forme le champ d'interférences.

**Différence de marche et interfrange**

Cette formule est à admettre. Il ne s'agit pas de l'apprendre mais de savoir l'exploiter. Elle sera donnée dans les exercices proposés.

La différence de marche est égale à : $\boxed{\delta = \frac{ax}{D}}$.

Deux franges brillantes successives sont espacées de $\frac{\lambda D}{a}$ de même que deux franges sombres successives ; cette distance est appelée l'interfrange et est notée $i$ : $\boxed{i = \frac{\lambda D}{a}}$

Les interférences avec de la lumière blanche donnent une frange centrale brillante, blanche et, de part et d'autre, des franges brillantes irisées.

## 2. Exercices d'apprentissage

**Exercice 11**

On réalise un système interférentiel à partir de fentes d'Young, $F_1$ et $F_2$, éclairé en lumière monochromatique. Les fentes sont distantes de a = 0,50 mm. À une distance D = 1,00 m des deux fentes, on place un écran vertical qui permet d'observer le phénomène d'interférences.

Donner l'expression de $i$, interfrange du système. Calculer $i$ quand $\lambda$ = 546 nm.



© Cned – Académie en ligne

**Exercice 12**

Des franges d'interférences sont obtenues au moyen du dispositif des fentes d'Young. $S_1$ et $S_2$ sont deux fentes très fines qui diffractent la lumière issue de la source lumineuse rectiligne S, placée à égale distance des deux fentes et parallèle à celles-ci. La source émet une radiation monochromatique de longueur d'onde $\lambda = 589$ nm.

$S_1S_2 = 0{,}50$ mm et l'écran est placé à une distance égale à $D = 1{,}02$ m des deux fentes.

Au point situé à 6,0 mm de la frange centrale, la frange est-elle sombre ou brillante ?

***Donnée***

En M, on admettra que la différence de marche est égale à : $\boxed{\delta = \frac{ax}{D}}$.



© Cned – Académie en ligne

# 6 L'effet Doppler

## A Objectifs d'apprentissage

- Savoir interpréter l'effet Doppler.
- Savoir exploiter l'expression du décalage Doppler de la fréquence dans le cas des faibles vitesses.
- Savoir utiliser des données spectrales et un logiciel de traitement d'images pour illustrer l'utilisation de l'effet Doppler comme moyen d'investigation en astrophysique.

## B Pour débuter

**Activité 31**



L'effet Doppler est un phénomène physique dont les manifestations ont permis des avancées considérables dans des domaines différents comme la médecine, l'étude de l'Univers…

1. Rechercher quels sont les apports historiques des deux physiciens Doppler et Fizeau à l'étude de ce phénomène.
2. Rechercher quatre applications de l'effet Doppler-Fizeau dans des domaines différents (médecine, …).

Considérons un phénomène périodique émis par une source et qui, après propagation dans un milieu, est reçu par un récepteur.

### 1. Source et récepteur au repos

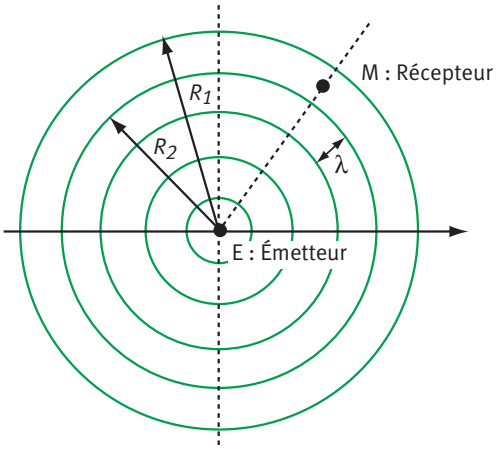
Soit une source E émettant des signaux très brefs (ondes sur l'eau…) à intervalles de temps réguliers $T_E$ (période), et se propageant à la célérité $v$ dans un milieu donné.

Dans l'espace, les signaux successifs se trouveront à un instant $t$ quelconque sur une série de sphères concentriques de rayons $R_1$, $R_2$…

Après une durée $t$, la ride circulaire partie du centre à $t = 0$ a un rayon $R_1$ : $R_1 = vt$ ; la deuxième ride suit avec un retard égal à la période $T_E$ : $R_2 = v\left(t - T_E\right)$ et ainsi de suite : $R_3 = v\left(t - 2T_E\right)$…



© Cned – Académie en ligne




La distance séparant deux signaux consécutifs est égale à la distance parcourue par un signal pendant **une période** $T_E$ soit $\lambda = vT_E$, ce qui correspond à la longueur d'onde.

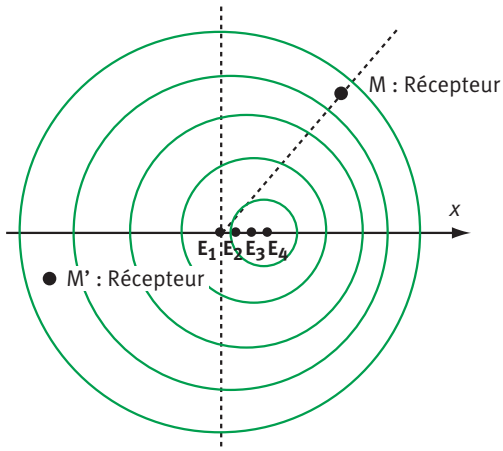
**Activité 32**

Prenons un récepteur placé en un point M quelconque. Quel intervalle de temps sépare deux signaux consécutifs qui lui arrivent ? Quelle est la relation entre la fréquence détectée et la fréquence émise ?

## 2. Source en mouvement et récepteur au repos

Supposons l'émetteur animé d'une vitesse $\overrightarrow{V_E}$ dans la direction $E_1x$. À l'instant origine, la source est en $E_1$ et émet un 1er signal puis des signaux avec une période $T_E$. Chaque signal se propage dans toutes les directions à la vitesse $v$.

Dans l'espace, les signaux successifs se trouvent à un instant t quelconque sur une série de cercles concentriques de rayons : $R_1 = vt$, $R_2 = v(t - T_E)$, $R_3 = v(t - 2T_E)$… Les centres des sphères sont maintenant $E_1$, $E_2$, $E_3$, $E_4$…




On voit que la répartition des signaux dans l'espace a été modifiée par le mouvement de la source.



© Cned – Académie en ligne

**Activité 33**

Comparer l'intervalle de temps avec lequel les signaux arrivent sur le récepteur M (immobile) avec la période $T_E$.

Comparer la fréquence détectée et la fréquence émise.

Que se passerait-il si on plaçait le récepteur en M' ?

# C Pour apprendre

## 1. Comparaison entre fréquences émise et détectée

### a) Étude quantitative d'une expérience

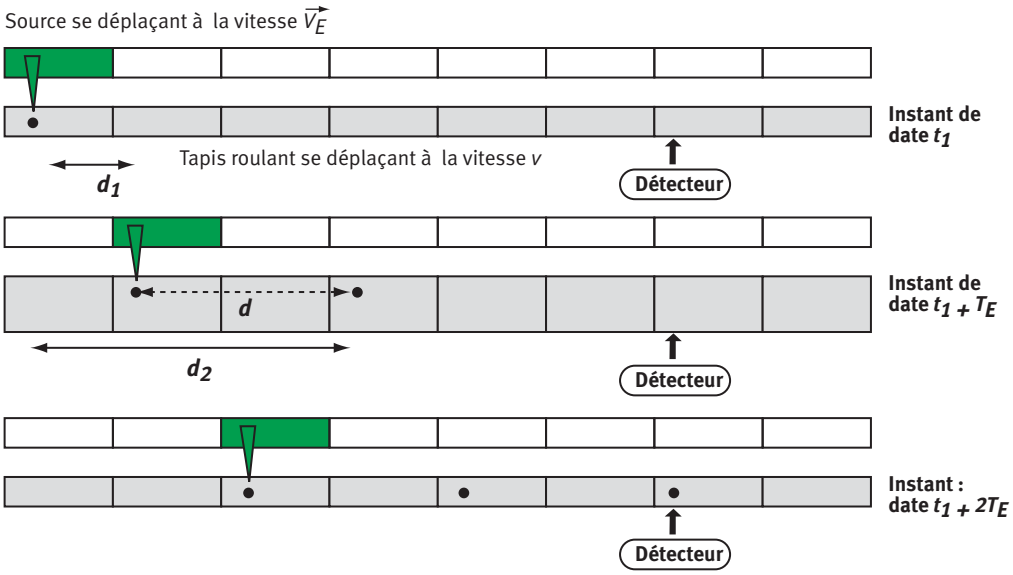
Nous allons étudier une expérience simple afin de déterminer la relation entre les fréquences émise et détectée.

Des petites taches d'encre sont déposées sur un tapis roulant par une pointe fine (la source) à intervalle de temps régulier ; la période d'émission est $T_E$.

Le tapis roulant se déplace à la vitesse constante $v$ par rapport au milieu.

Un lecteur optique immobile enregistre l'arrivée des taches et l'intervalle de temps séparant les arrivées (période $T_R$).

La pointe source se déplace entre deux dépôts à la vitesse $\vec{V_E}$ ; cela ne change rien à la vitesse $\vec{v}$ de transport des taches par rapport au milieu de propagation considéré.






© Cned – Académie en ligne

**Activité 34**



Soit $T_E = 1{,}0$ s la période d'émission et $V_E = 2{,}0$ cm.s$^{-1}$ la vitesse de l'émetteur.

La vitesse du tapis roulant est : $v = 6{,}0$ cm.s$^{-1}$.

On recherche la période de passage des taches déposées sur le tapis roulant devant le détecteur fixe.

1. Calculer la fréquence $f_E$ d'émission des taches.
2. Montrer, en vous aidant du schéma, que la distance $d$ existant entre les taches s'exprime par : $d = (v - V_E)T_E$.

   En déduire sa valeur.
3. Exprimer la durée $T_R$, détectée à l'arrivée, entre deux taches en fonction de d et $v$.

   Montrer que la période détectée $T_R$ vérifie : $T_R = \left(1 - \frac{V_E}{v}\right)T_E$.

   En déduire la fréquence détectée $f_R$ en fonction $v$, $V_E$ et $f_E$.
4. Calculer la valeur numérique de la fréquence détectée $f_R$.

## b) Expression du décalage Doppler de la fréquence

Ces résultats sont à admettre. Il ne s'agit pas de les apprendre mais de savoir les exploiter. Les formules seront données dans les exercices proposés.

### ➜ Source en mouvement rectiligne et récepteur au repos

L'axe est orienté de l'émetteur E vers le récepteur R ; la source est animée de la vitesse $\overrightarrow{V_E}$ ; le récepteur est au repos.

Nous avons vu que : $\boxed{f_R = \frac{1}{\left(1 - \frac{V_E}{v}\right)} f_E}$.

### ➜ Source au repos et récepteur en mouvement rectiligne

Le raisonnement est analogue. La source est au repos ; l'axe est toujours orienté de l'émetteur E vers le récepteur R ; le récepteur est animé de la vitesse $\overrightarrow{V_R}$.

On obtient, après calcul, $T_R = \frac{T_E}{1 - \frac{V_R}{v}}$ soit en fréquence : $\boxed{f_R = \left(1 - \frac{V_R}{v}\right) f_E}$.

### ➜ Source et récepteur en mouvement colinéaire

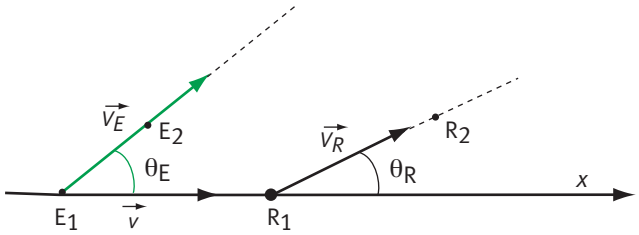
L'axe est toujours orienté de l'émetteur E vers le récepteur R ; la source est animée de la vitesse $\overrightarrow{V_E}$ ; le récepteur est animé de la vitesse $\overrightarrow{V_R}$.

On obtient, après calcul, $T_R = \frac{1 - \frac{V_E}{v}}{1 - \frac{V_R}{v}} T_E$ soit en fréquence : $\boxed{f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E}{v}\right)} f_E}$.



© Cned – Académie en ligne

### ➜ Source et récepteur en mouvement quelconque : cas général




Toutes les formules s'appliquent également lorsque les signaux périodiques sont remplacés par des vibrations sinusoïdales (ondes sonores, ondes lumineuses...).

Dans le cas où émetteur et récepteur sont animés de vitesses $\vec{V_E}$ et $\vec{V_R}$ de direction quelconque par rapport à l'axe $E_1R_1$, on peut définir l'angle $\theta_E$ existant entre les deux vecteurs vitesse $\vec{V_E}$ et $\vec{v}$, et l'angle $\theta_R$ existant entre les deux vecteurs vitesse $\vec{V_R}$ et $\vec{v}$ (voir figure ci-dessus).

On obtient alors les formules suivantes : $T_R = \dfrac{1-\dfrac{V_E\cos\theta_E}{v}}{1-\dfrac{V_R\cos\theta_R}{v}}T_E$ soit en fréquence :

$$f_R = \frac{\left(1-\dfrac{V_R\cos\theta_R}{v}\right)}{\left(1-\dfrac{V_E\cos\theta_E}{v}\right)}f_E .$$

**Activité 35**



Montrer que cette formule englobe les cas particuliers établis précédemment avec les conventions de signe adoptées.

## 2. Application aux sources sonores en mouvement

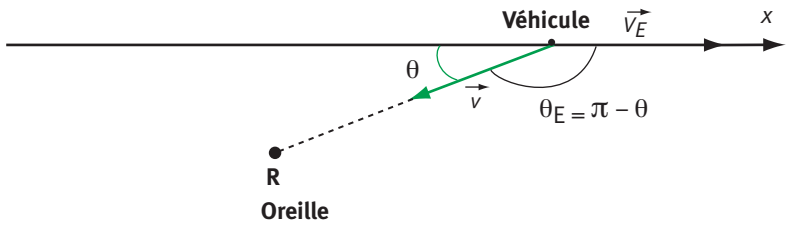
Un véhicule avec sirène se déplace à la vitesse $\vec{V_E}$ suivant l'axe Ex ; $v$ représente la vitesse du son dans l'air.




Lorsque le véhicule avec sirène s'approche du récepteur fixe (oreille de l'observateur) ($V_R = 0$ ; $\cos\theta_E > 0$), le son détecté par l'oreille a une fréquence $f_R = \dfrac{1}{\left(1-\dfrac{V_E\cos\theta_E}{v}\right)}f_E$ ; l'oreille entend un son plus aigu que celui émis par la source puisque $f_R > f_E$.



© Cned – Académie en ligne




Lorsque le véhicule avec sirène s'éloigne ($V_R = 0$ ; $\cos\theta_E = -\cos\theta < 0$), le son détecté par l'oreille a une fréquence $f_R = \dfrac{1}{\left(1+\dfrac{V_E\cos\theta}{v}\right)} f_E$ ; l'oreille entend un son plus grave que celui émis par la source puisque $f_R < f_E$. Le son sera plus grave lorsque la source s'éloigne du récepteur.

Vous pouvez consulter une animation sur l'effet Doppler sur le site suivant : ***http://www.onera.fr/lumiere/medias/doppler.swf***.

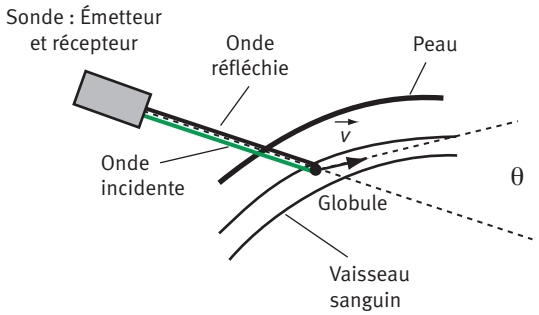
## 3. Applications médicales de l'effet Doppler-Fizeau

Dans le domaine médical, l'effet Doppler-Fizeau est utilisé pour déterminer des vitesses de particules en mouvement (globules, spermatozoïdes…) inaccessibles à la vision directe. Ces particules sont la cible d'une onde (ultrasons ou lumière) qu'ils réfléchissent en partie ; l'onde réfléchie a une fréquence décalée par rapport à l'onde incidente. La mesure de ce décalage nous renseigne sur la vitesse de déplacement des particules.

### a) Vélocimétrie à ultrasons

La cible est constituée des globules sanguins en mouvement dans de gros vaisseaux sanguins. La mesure de leur vitesse $\vec{V}$ permet la mise en évidence d'éventuels rétrécissements des vaisseaux.

La sonde à ultrasons joue le rôle d'émetteur puis de récepteur. La vitesse des ultrasons est égale à *v*.






© Cned – Académie en ligne

**Activité 36**



1. On s'intéresse à l'onde incidente ; la fréquence émise par l'émetteur au repos est $f_E$.

   La fréquence qui serait détectée au niveau du globule en mouvement à la vitesse $\vec{V}$ est notée $f_m$ ; le vecteur $\vec{V}$ fait un angle θ avec la direction de l'onde incidente.

   Montrer que la fréquence $f_m$ s'écrit : $f_m = \left(1 - \frac{V\cos\theta}{v}\right) f_E$.

2. On s'intéresse à l'onde réfléchie ; la fréquence détectée par le récepteur au repos est $f_R$.

   La fréquence $f_m$ est émise par réflexion au niveau du globule en mouvement à la vitesse $\vec{V}$.

   Montrer que la fréquence $f_R$ s'écrit : $f_R = \frac{1}{1 + \frac{V\cos\theta}{v}} f_m$.

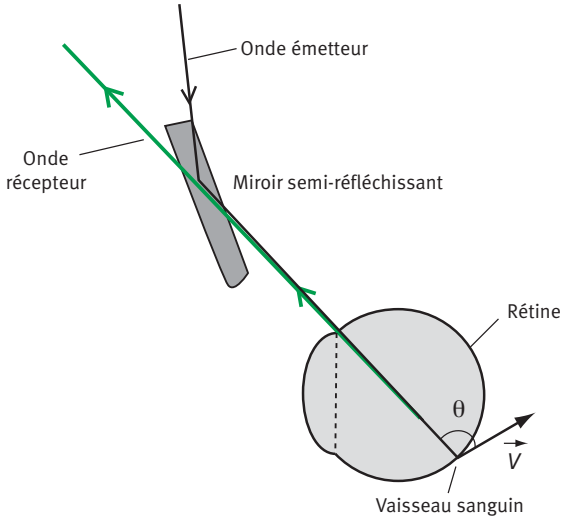
3. En déduire la fréquence $f_R$ en fonction de $f_E$, $V$, θ et de la vitesse des ultrasons $v$.

## b) Vélocimétrie optique

La vitesse d'écoulement du sang dans les petits vaisseaux de la rétine peut être déterminée en utilisant la lumière d'un faisceau laser. L'œil étant transparent, la lumière éclaire les vaisseaux sanguins de la rétine ; le faisceau est réfléchi sur un miroir semi-réfléchissant avant de pénétrer dans l'œil et d'atteindre le vaisseau sur la rétine.

L'angle θ est grand (donc cosθ petit) car le faisceau laser doit pénétrer par la pupille et arrive presque perpendiculairement à la rétine.

Les globules sanguins, animés de la vitesse $\vec{V}$, renvoient la lumière ; le faisceau qui revient sur lui-même après la traversée du miroir semi-réfléchissant est ensuite analysé.





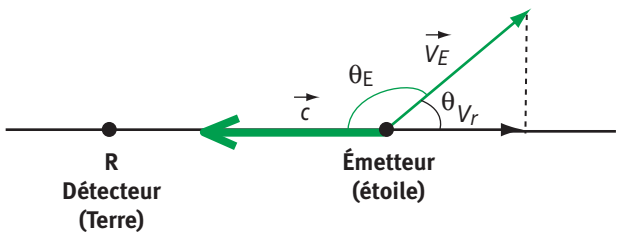

© Cned – Académie en ligne

# 4. Application en astrophysique

Nous avons vu que les étoiles, les galaxies, les quasars émettent des rayonnements électromagnétiques.

L'analyse des spectres dans le domaine visible fait apparaître des raies que l'on sait identifier et qui permettent de donner la constitution chimique de la matière émettant ces spectres.

Lorsque les atomes concernés sont en mouvement (dans une étoile en mouvement à la vitesse $\overrightarrow{V_E}$ par rapport à la Terre), les fréquences détectées ($f_R$) sont décalées par rapport aux fréquences émises ($f_E$).




## a) Relation entre la fréquence détectée d'une raie du spectre et la vitesse de l'étoile

Considérons une raie du spectre de l'étoile.

Nous avons vu que : $f_R = \dfrac{\left(1-\dfrac{V_R \cos\theta_R}{c}\right)}{\left(1-\dfrac{V_E \cos\theta_E}{c}\right)} f_E$ ; on suppose que le détecteur est fixe : $V_R = 0$ .

D'autre part : $v = c$ (vitesse de la lumière).

$\Rightarrow f_R = \dfrac{1}{\left(1-\dfrac{V_E \cos\theta_E}{c}\right)} f_E$ ;

on pose : $v_r = V_E \cos\theta_E$ : c'est la composante radiale de la vitesse de l'astre considéré (voir schéma).

La vitesse radiale $v_r$ est positive si l'étoile se rapproche $\left(\theta_E < \dfrac{\pi}{2}\right)$ et négative si l'étoile s'éloigne $\left(\theta_E > \dfrac{\pi}{2}\right)$ (sur la figure ci-dessus, l'étoile s'éloigne).

$f_R = \dfrac{1}{\left(1-\dfrac{v_r}{c}\right)} f_E \qquad \dfrac{v_r}{c} = 1 - \dfrac{f_E}{f_R}$



© Cned – Académie en ligne

## b) Relation entre le décalage en longueur d'onde d'une raie du spectre et la vitesse radiale

Les astrophysiciens travaillent en longueurs d'onde : $\lambda_R = \frac{c}{f_R}$ et $\lambda_E = \frac{c}{f_E}$, ce qui donne : $\frac{v_r}{c} = 1 - \frac{\lambda_R}{\lambda_E} = \frac{\lambda_E - \lambda_R}{\lambda_E} \Rightarrow v_r = c\frac{\lambda_E - \lambda_R}{\lambda_E} = -c\frac{\lambda_R - \lambda_E}{\lambda_E} = -c\frac{\lambda}{\lambda_E}$

$\Rightarrow \boxed{\lambda = -\frac{v_r}{c}\lambda_E}$

Pour une raie donnée :

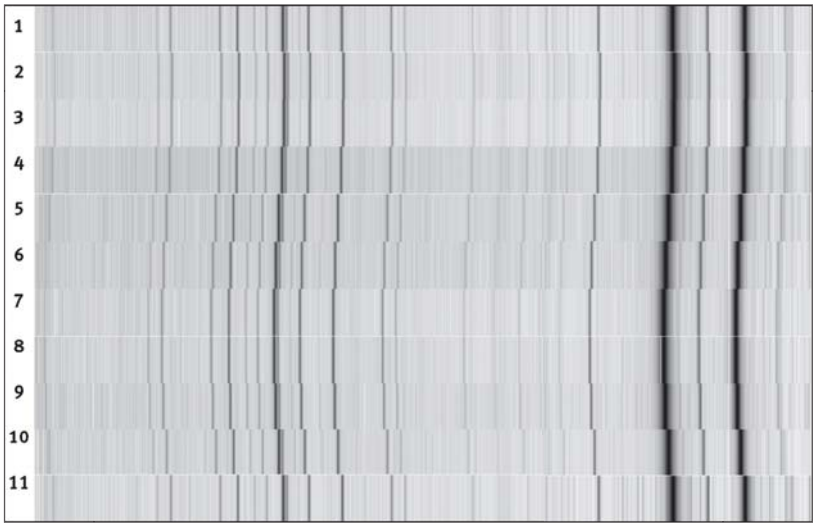
– $\lambda > 0$ si la vitesse radiale $v_r$ est négative c'est-à-dire si l'étoile s'éloigne ; il y a donc un décalage vers le rouge ;

– $\lambda < 0$ si la vitesse radiale $v_r$ est positive c'est-à-dire si l'étoile se rapproche ; il y a donc un décalage vers le bleu.

Afin de pouvoir utiliser, si vous en avez la possibilité, le logiciel Salsa J, nous étudions par la suite les données figurant sur le site : *http://www.fr.euhou.net/*.

On considère 11 spectres d'une étoile pris à des dates différentes ; l'intervalle de temps moyen séparant la prise de deux spectres consécutifs est pratiquement égal à 1 jour.

| Spectre | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| t (en jour) | 0 | 0,974505 | 1,969681 | 2,944838 | 3,970746 | 4,886585 | 5,924292 | 6,963536 | 7,978645 | 8,973648 | 9,997550 |




**Activité 37**

Comment évoluent les raies du spectre de l'étoile pendant les 10 jours ?

À quelle date l'étoile est-elle la plus proche de la Terre ?

On peut visualiser le déplacement des raies au cours du temps sur la page : *http://www.fr.euhou.net/index.php?option=com_content&task=view&id=121&Itemid=13*.



© Cned – Académie en ligne

Déviation des raies vers la droite
(vers le rouge) : $\lambda > 0$



Spectre de référence de l'étoile

**L'étoile s'éloigne ($V = v_r < 0$)**




Déviation des raies vers la gauche
(vers le bleu) : $\lambda < 0$



Spectre de référence de l'étoile

**L'étoile se rapproche ($V = v_r > 0$)**




Vous pouvez télécharger le logiciel Salsa J sur ***http://www.fr.euhou.net/*** puis cliquer sur l'onglet « Le logiciel » et ensuite le télécharger. Copier les images (.fit) situées en bas de page dans un fichier sur votre ordinateur que vous appellerez : spectres.

Suivre le protocole suivant avec Salsa J :

- Ouvrir Salsa J en cliquant sur l'icone correspondante.
- Cliquer sur Fichier puis, dans le menu déroulant qui apparaît, cliquer sur Ouvrir.
- Rechercher les images dans : ***spectres***.
- Sélectionner les 11 images de spectres : fic 01, fic 02, fic 03, fic 04, fic 05, fic 06, fic 07, fic 08, fic 09, fic 10 et fic 11 (on maintient la touche Schift enfoncée pendant que l'on sélectionne ces images).
- Ouvrir ces 11 images puis cliquer sur Images : dans le menu déroulant qui apparaît, cliquer sur Piles : dans le nouveau menu déroulant qui apparaît, cliquer sur Transférer images dans Pile.
- Cliquer à nouveau sur Images : dans le menu déroulant qui apparaît, cliquer sur Piles : dans le nouveau menu déroulant qui apparaît, cliquer sur Démarrer animation.

On observe le déplacement des raies du à l'effet Doppler. À la fin, fermer la pile.

### c) Détermination de la vitesse radiale $v_r$ par effet Doppler-Fizeau en utilisant une raie du spectre

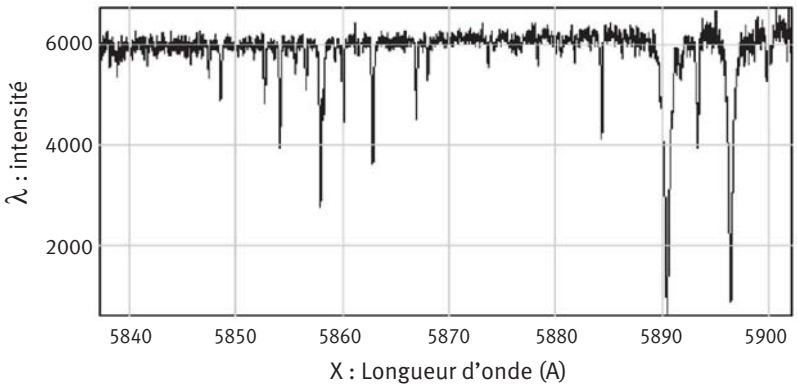
Nous avons vu que : $\lambda = -\frac{v_r}{c}\lambda_E \Rightarrow v_r = -c\frac{\lambda}{\lambda_E} = -c\frac{\lambda_R - \lambda_E}{\lambda_E}$.

Analysons le spectre n° 2 (avec le logiciel Salsa J, vous pouvez retrouver ce spectre).

Le flux lumineux (ou intensité lumineuse) s'obtient en fonction de la longueur d'onde $\lambda$ (en angströms).



© Cned – Académie en ligne




Choisissons une raie dans ce spectre ; nous prenons la raie de plus grande intensité qui est la 1re raie du sodium : $\lambda_{R2}(\text{Na}) = 5\,890{,}496$ Å soit 589,0496 nm.

Pour le sodium, la longueur d'onde mesurée sur Terre vaut $\lambda_E(\text{Na}) = 5\,889{,}950$ Å

$\Rightarrow \quad \lambda = \lambda_{R2}(\text{Na}) - \lambda_E(\text{Na}) = 0{,}546$ Å.

$\lambda_E(\text{Na})$ est la longueur d'onde mesurée dans le laboratoire terrestre et $\lambda_{R2}(\text{Na})$ est la longueur d'onde mesurée dans le spectre 2 de l'étoile en mouvement.

La vitesse radiale s'exprime par : $v_r = -c\dfrac{\lambda}{\lambda_E}$ ce qui donne : $v_r = -27\,810{,}1$ m.s$^{-1}$

soit $v_r = -27{,}81$ km.s$^{-1}$.

## d) Expansion de l'Univers

L'analyse spectrographique de la lumière reçue des galaxies lointaines montre systématiquement un déplacement Doppler-Fizeau vers le rouge.

**Activité 38**



Les galaxies lointaines s'éloignent-elles ou se rapprochent-elles de la Terre ?

Pourquoi dit-on alors que l'Univers est en expansion ?

Les mesures astronomiques des distances $r$ de ces galaxies à la Terre et des vitesses radiales d'éloignement $v_r$ des galaxies donnent la loi de Hubble : $v_r = Hr$.

La constante de proportionnalité H (constante de Hubble) vaut environ $H = 3.10^{-18}$ s$^{-1}$.

Les galaxies s'éloignent à une vitesse d'autant plus grande qu'elles sont plus loin de la Terre.

La théorie du big-bang peut s'interpréter par le fait que tout se passe comme si, à l'instant origine, l'Univers s'était formé à partir d'une explosion où les produits de l'explosion d'origine forment maintenant les parties les plus éloignées de l'Univers.



© Cned – Académie en ligne

# D Pour conclure

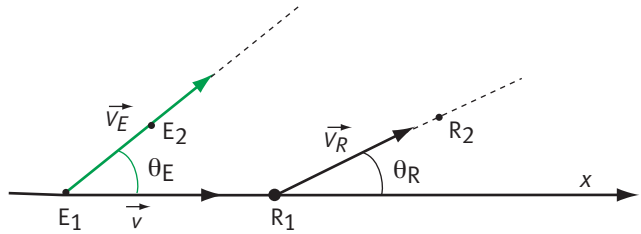
## 1. Résumé du chapitre

Le décalage Doppler de la fréquence est utilisé dans **le domaine médical pour déterminer des vitesses de particules en mouvement (globules, spermatozoïdes…) inaccessibles à la vision directe**.

L'effet Doppler est utilisé comme moyen d'investigation en astrophysique.

**Pour chaque application, nous pouvons utiliser la formule suivante qui n'est pas à connaître :**

$$f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R \cos\theta_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E \cos\theta_E}{v}\right)} f_E$$



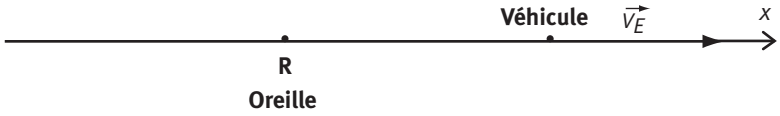

## 2. Exercices d'apprentissage

**Exercice 13**

Au bord d'une route, vous percevez une fréquence de 480 Hz provenant de la sirène d'une voiture qui s'éloigne.

La voiture a une vitesse de 90 km.h$^{-1}$. Quelle est la fréquence de la sirène ?

***Donnée*** Vitesse du son dans l'air : v = 340 m.s$^{-1}$.




**Exercice 14**

Vous êtes dans la même situation que dans l'exercice 13 ; vous percevez une fréquence de 540 Hz provenant de la sirène d'une voiture qui s'approche.

Après le passage de la voiture, vous ne percevez plus le son de la sirène qu'à une fréquence de 470 Hz.

Déterminez la vitesse de la voiture (en m/s puis en km/h). Quelle est la fréquence de la sirène ?

***Donnée*** Vitesse du son dans l'air : v = 340 m.s$^{-1}$.



© Cned – Académie en ligne

# 7 Pour clore la séquence

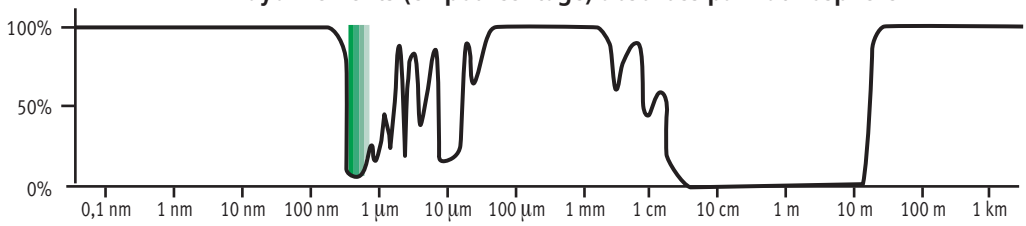
## A Fiche de synthèse

### Ondes et particules

**Rayonnements émis dans l'univers**

| Nom du rayonnement | Gamma | X | UV | Visible | IR | Radio |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Intervalle de longueur d'onde | < 0,001 nm | [0,001,10] (nm) | [10,400] (nm) | [400,800] (nm) | [800 nm, 1 mm] | > 1mm |

**Rayonnements (en pourcentage) absorbés par l'atmosphère**




L'atmosphère absorbe totalement les rayons $\gamma$ et X, fortement les UV et partiellement les rayonnements visibles et infrarouges. Par contre, les ondes radio ne sont pas absorbées dans un grand intervalle de fréquence. Ce qui explique le développement des observations astronomiques par radiotélescope sur Terre.

L'Homme sait également fabriquer des sources de rayonnement sur l'ensemble du spectre électromagnétique :

- Les rayonnements gamma et X : éléments radioactifs, tubes à rayons X
- Le rayonnement UV : lampes à vapeur sous basse pression
- Le rayonnement visible : corps chauffés (lampe à incandescence), lampes à décharge (néon…)
- Le rayonnement IR : corps chauffés (lampe IR)
- Les ondes radio : circuit électrique sous tension électrique variable associé à une antenne.

Contrairement à la lumière, qui est capable de se propager dans le vide et dans la matière, certaines ondes ne se propagent que dans la matière :

- la houle,
- les sons,
- les ondes sismiques.



© Cned – Académie en ligne

**Le niveau sonore** de symbole $L$ (comme Level) est défini par : $\boxed{L = 10\log\frac{I}{I_0}}$

Il s'exprime en décibels acoustiques $dB_A$.

**L'intensité sonore** $I$ a pour référence : $I_0 = 1.10^{-12}$ W.m$^{-2}$ ; elle s'exprime en watts par mètre carré.

# Caractéristiques des ondes

## Onde mécanique progressive

C'est le phénomène de propagation d'une perturbation dans un milieu sans transport de matière.

- Une onde se propage, à partir de la source, dans toutes les directions qui lui sont offertes.
- La célérité d'une onde est la « vitesse » à laquelle elle se propage.
- La perturbation se transmet de proche en proche avec transfert d'énergie sans transport de matière.
- Deux ondes peuvent se croiser sans se perturber.

## Onde mécanique progressive périodique

**Double périodicité : temporelle et spatiale**

- Périodicité temporelle

  **La durée qui sépare l'arrivée de deux perturbations successives en un point est appelée période temporelle T.**

- Périodicité spatiale

  **La distance qui sépare deux perturbations consécutives est appelée période spatiale.**

## Acoustique musicale et physique des sons musicaux

La hauteur d'un son simple est mesurée par sa fréquence.

Plus la fréquence est basse et plus le son est grave. Plus elle est élevée, plus il est aigu.

Le son complexe résulte de la superposition de sons purs correspondant à divers harmoniques, dont les amplitudes sont souvent différentes.

Le timbre d'un son est lié à la richesse de ce son en ses divers harmoniques.

L'harmonique de fréquence la plus basse (rang 1) correspond au fondamental. Les autres harmoniques, notés harmoniques de rang 2, 3…, ont des fréquences multiples de celle du fondamental.

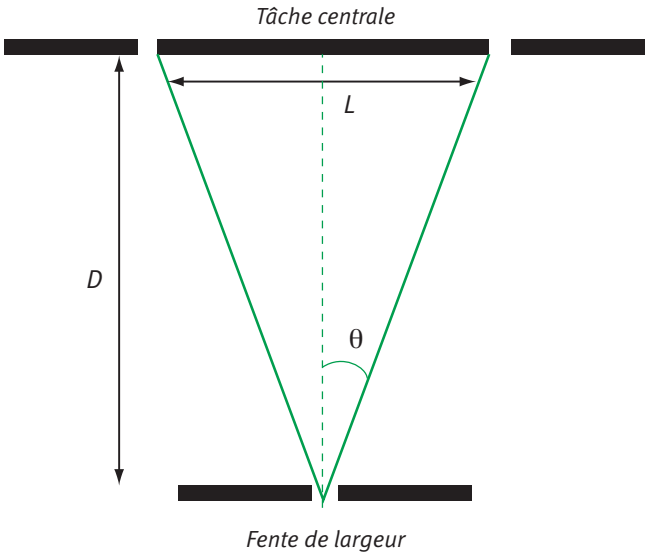
La hauteur du son complexe est mesurée par la fréquence de son fondamental.



© Cned – Académie en ligne

# Propriétés des ondes

## La diffraction



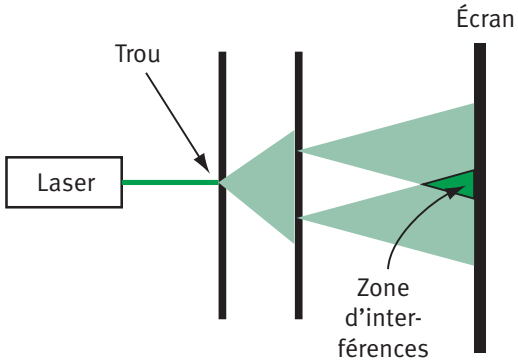

L'écart angulaire du faisceau diffracté, la largeur de la fente (ou du fil) et la longueur d'onde du laser sont liés par la relation :

$$\theta = \frac{\lambda}{a}$$

Pour une longueur d'onde donnée, le phénomène de diffraction est d'autant plus marqué que la dimension de l'ouverture ou de l'obstacle est plus petite.

## Les interférences

Conditions d'obtention des interférences lumineuses avec une onde monochromatique :






© Cned – Académie en ligne

Pour obtenir un phénomène d'interférences il faut superposer au moins deux ondes :

- **de même fréquence**,
- **et issues d'une même source primaire (ondes cohérentes)**.

La zone de recouvrement forme le champ d'interférences.

Les interférences avec de la lumière blanche donnent des franges irisées.

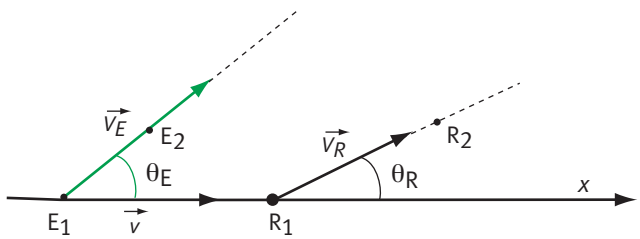
### L'effet Doppler

Le décalage Doppler de la fréquence est utilisé dans **le domaine médical pour déterminer des vitesses de particules en mouvement (globules, spermatozoïdes…) inaccessibles à la vision directe**.

L'effet Doppler est utilisé comme moyen d'investigation en astrophysique.

**Pour chaque application, nous pouvons utiliser la formule suivante qui n'est pas à connaître :**

$$f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R \cos\theta_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E \cos\theta_E}{v}\right)} f_E$$



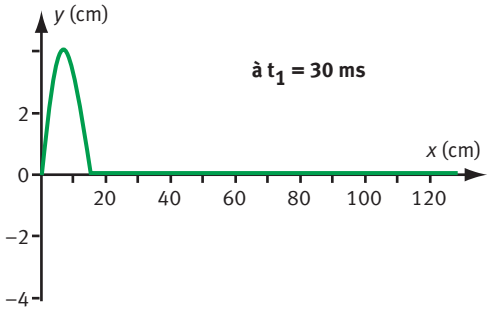

## B Exercices de synthèse

### Exercice 1 Ondes le long d'une corde

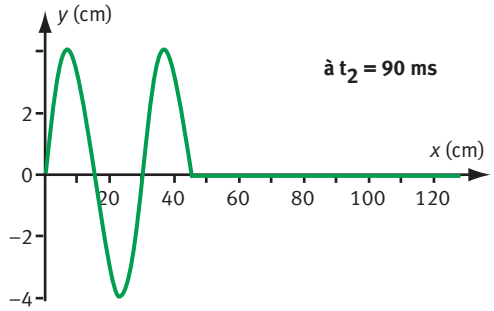
L'extrémité gauche d'une corde est reliée à un vibreur effectuant des oscillations sinusoïdales entretenues à partir d'un instant de date $t_0 = 0$ s. Les graphiques 1 et 2 représentent l'état de la corde à une date donnée. Les élongations y et les abscisses x sont graduées en cm. On néglige tout amortissement dans la totalité des questions de cette partie 3.



© Cned – Académie en ligne




Graphique 1



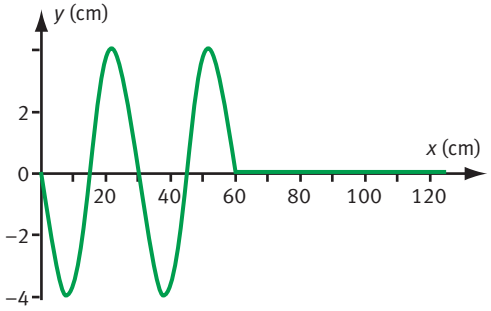

Graphique 2

**1.** Quelle est la valeur numérique de la longueur d'onde λ ?

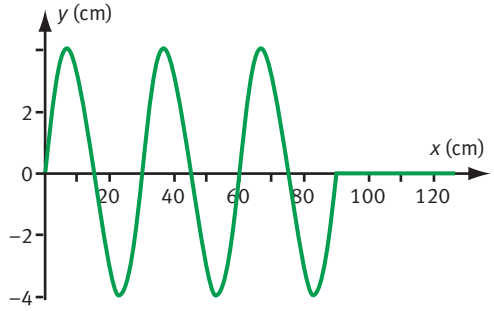
**2.** À partir des graphiques 1 et 2, déterminer la valeur de la période temporelle *T*.

**3.** Quelle est la célérité de l'onde dans la corde ?

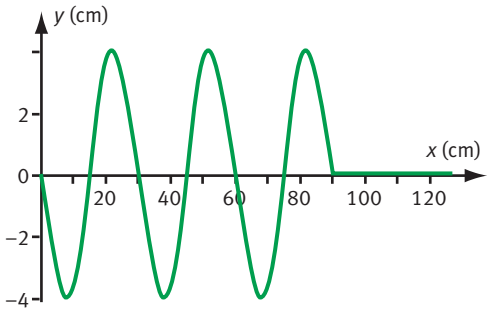
**4.** Dans la même expérience, parmi les graphes 3, 4, 5 et 6 ci-dessous, quel est celui qui représente l'aspect de la corde à l'instant de date $t = 180$ ms ?



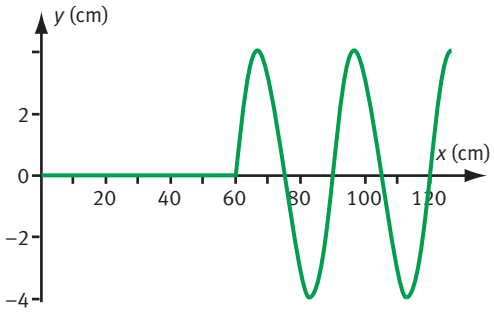

Graphique 3




Graphique 4




Graphique 5




Graphique 6

## Exercice 2 — Onde mécanique et lumière

La lumière est une onde progressive périodique mais elle n'est pas mécanique.

**a)** Citer un fait expérimental qui permet de décrire la lumière comme une onde.

**b)** Quelle observation permet de montrer que la lumière n'est pas une onde mécanique ?



© Cned – Académie en ligne

## Exercice 3 — Mesure de la vitesse du son émis par le haut-parleur

Le signal électrique obtenu avec un circuit oscillant est amplifié puis transformé en onde sonore par le haut-parleur.

Pour mesurer la vitesse du son émis par le haut-parleur à la température de la salle, on réalise l'expérience schématisée sur la figure 8 ci-dessous.

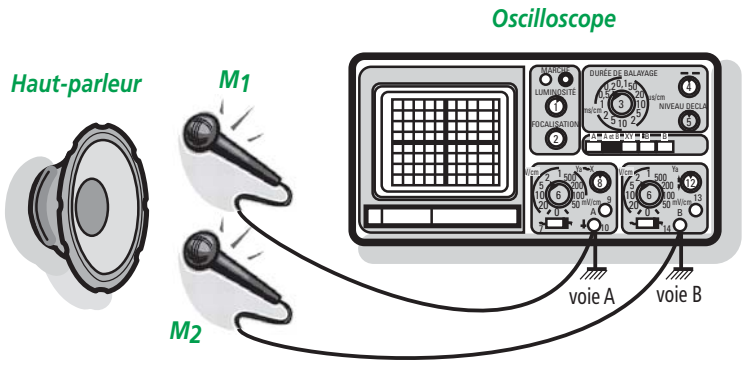



Figure 8

On place côte à côte, face au haut-parleur, deux microphones $M_1$ et $M_2$ branchés sur les voies A et B d'un oscilloscope.

Les courbes observées sur l'écran de l'oscilloscope sont représentées sur la figure 9 ci-dessous.

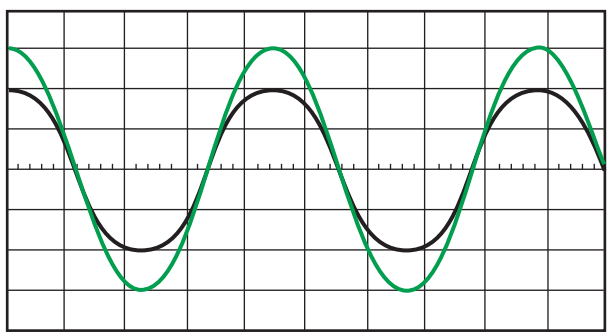


Figure 9

Les deux voies de l'oscilloscope ne sont pas réglées sur la même sensibilité verticale.

1. Quelle est la nature de l'onde sonore émise par le haut-parleur ?
2. Cette onde sonore est dite longitudinale. Expliquer cette appellation.
3. Les courbes observées sur l'écran de l'oscilloscope sont en phase. On laisse le microphone $M_1$ en place et on déplace lentement et parallèlement à l'axe du haut-parleur le microphone $M_2$ jusqu'à obtenir à nouveau les deux courbes en phase. La distance qui sépare les deux microphones dans cette nouvelle position est $d = 1{,}50$ m.
   - **a)** Définir la longueur d'onde d'une onde périodique.
   - **b)** Que représente alors la distance $d$ dans cette expérience ?
   - **c)** Sachant que la fréquence de l'onde sonore émise par le haut-parleur est $f = 225$ Hz, calculer la vitesse de propagation du son dans l'air.



© Cned – Académie en ligne

## Exercice 4 Céramique et ultrasons

Lorsqu'on applique une tension sinusoïdale d'amplitude suffisante et de fréquence appropriée entre les deux faces métallisées et opposées d'une céramique piézoélectrique, elle se met à vibrer. Lorsque la céramique entre en résonance, elle émet des ultrasons.

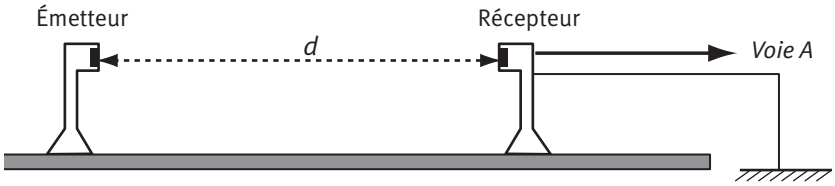
La fréquence des ultrasons émis est égale à la fréquence de vibration de la céramique émettrice.

On réalise le montage schématisé figure 1. Le récepteur, constitué d'une céramique réceptrice, est placé à une distance *d*, face à la céramique émettrice.

Une tension de même fréquence que les ultrasons reçus apparaît aux bornes de la céramique réceptrice. On visualise cette tension sur la voie A d'un oscilloscope. L'oscillogramme obtenu est représenté sur la figure 2. Le coefficient de balayage est égal à 10 µs / div et la sensibilité verticale à 0,2 V / div.

On rappelle que la célérité des ultrasons dans l'air est $v_{air} = 340$ m.s$^{-1}$ dans les conditions de l'expérience.

Figure 1




Coefficient de balayage : 10 µs / div

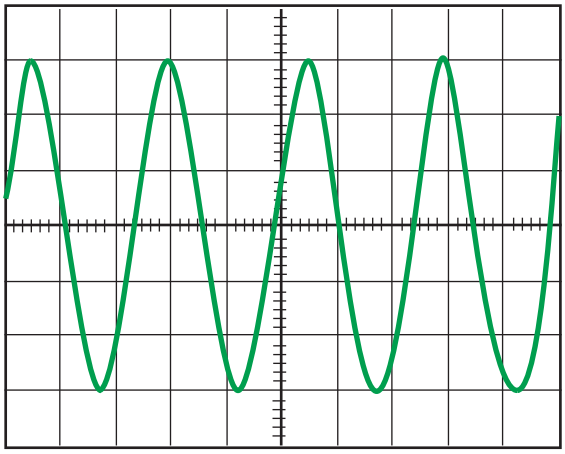


Figure 2

1. Déterminer la période *T* et la fréquence *f* de la tension observée à l'oscilloscope.
2. En déduire la fréquence $f_u$ des ultrasons. Justifier.
3. Donner l'expression littérale puis la valeur de la longueur d'onde $\lambda$ des ultrasons dans l'air.



© Cned – Académie en ligne

## Exercice 5 Corde

Une très longue corde élastique inextensible est disposée horizontalement sur le sol. Un opérateur crée une perturbation en imprimant une brève secousse verticale à l'extrémité S de la corde (figure 1).

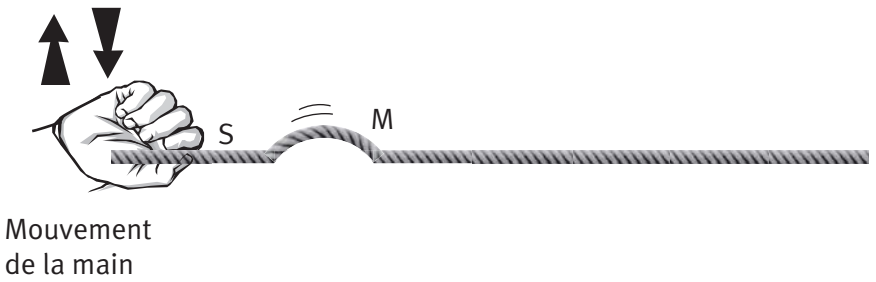



Figure 1

### 1. Étude chronophotographique

La propagation de l'onde le long de la corde est étudiée par chronophotographie (figure 2).

L'intervalle de temps séparant deux photos consécutives est $\Delta t = 0{,}25$ s.

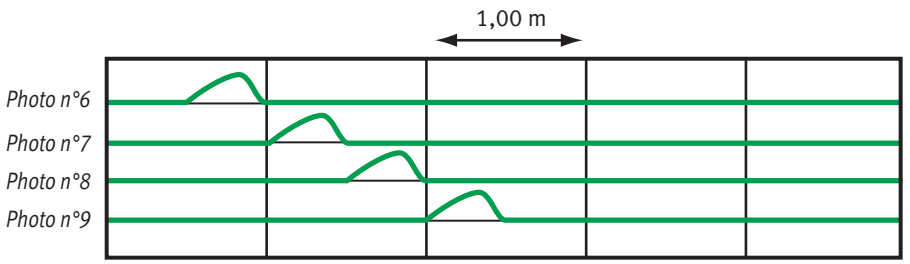



Figure 2

La propagation de l'onde le long de la corde est étudiée par chronophotographie (figure 2).

Définir puis calculer la célérité de l'onde.

Pendant quelle durée un point de la corde est-il en mouvement ?

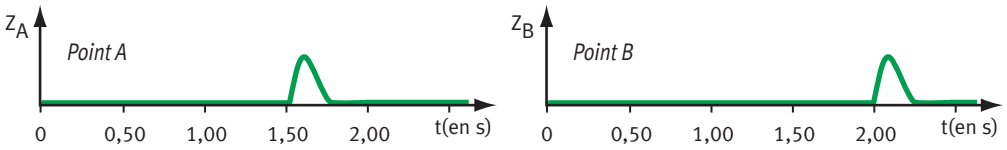
### 2. Évolution temporelle du déplacement vertical de plusieurs points de la corde

L'évolution au cours du temps des altitudes $z_A$ et $z_B$ de deux points A et B de la corde est l'objet de la figure 3. L'instant de date $t_0 = 0$ s correspond au début du mouvement de S.



© Cned – Académie en ligne

Figure 3




**a)** Lequel de ces deux points est touché le premier par la perturbation ?

**b)** Lequel de ces deux points est situé le plus près du point source S de la corde ?

**c)** Quel retard le point touché en second présente-t-il dans son mouvement par rapport au point touché en premier ?

**d)** Quelle est la valeur de la distance séparant les points A et B ?

**e)** Un troisième point C commence son mouvement à l'instant de date $t_C = 0{,}50$ s. Préciser sa position par rapport à A. Représenter sur un schéma la position des points A, B et C (échelle 2 cm pour 1 m) par rapport au point source S.

## Exercice 6 Cuve à ondes

Pour étudier les ondes progressives sinusoïdales à la surface de l'eau, on utilise une cuve à ondes.

Un vibreur permet de générer des ondes planes circulaires de fréquence N à la surface de l'eau. Les crêtes des vagues donnent des rides brillantes et les creux des rides sombres sur un écran que l'on photographie.

Afin d'apprécier l'échelle, deux marques A et B ont été faites sur l'écran qui correspondent à une distance AB = 7,0 cm dans la cuve.

La surface de l'eau est excitée par de l'air pulsé : les pulsations sont créées par une petite pompe. Leur fréquence peut être réglée de 10 à 40 Hz grâce à un oscillateur électrique entretenu.

**a)** À l'aide du vibreur, on crée des ondes progressives sinusoïdales de fréquence N à la surface de l'eau. Le phénomène observé possède une longueur d'onde $\lambda$.

Définir la longueur d'onde $\lambda$.

Quelle relation existe-t-il entre la longueur d'onde $\lambda$, la fréquence N et la célérité v des ondes observées ?

**b)** À l'aide de la photo 1 (page suivante), déterminer le plus précisément possible la longueur d'onde $\lambda_1$ et calculer la célérité $v_1$ des ondes sachant que pour cette expérience 1 la fréquence des vibrations est $N_1 = 8{,}0$ Hz.

**c)** Une expérience 2 est réalisée à une fréquence différente $N_2 = 17$ Hz.

À l'aide de la photo 2 (page suivante), montrer que la célérité des ondes varie avec leur fréquence.

Comment appelle-t-on ce phénomène ?



© Cned – Académie en ligne

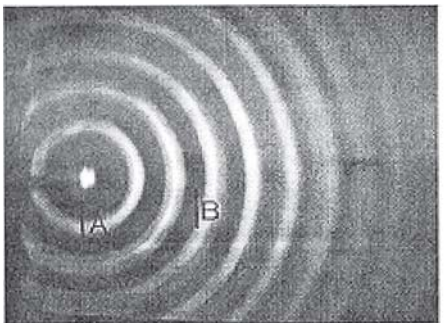



Photo 1

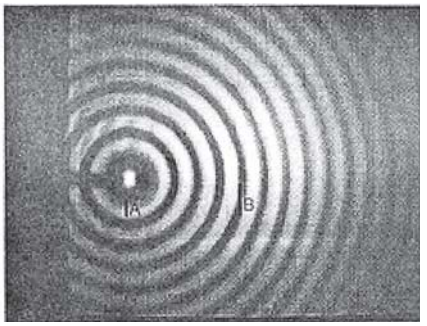



Photo 2

## Exercice 7 Acoustique musicale et niveau sonore

*Nos oreilles sont fragiles. Une trop grande intensité sonore peut les endommager de façon irréversible. Pour prévenir ce risque, il existe des protections auditives de natures différentes selon leur type d'utilisation.*

*On peut distinguer, par exemple, deux catégories de bouchons d'oreilles :*

*– les bouchons en mousse (ou les boules en cire), à usage domestique.*
*Ce sont largement les plus courants. Ils sont généralement jetables, de faible coût et permettent de s'isoler du bruit. Ils restituent un son sourd et fortement atténué.*
*– les bouchons moulés en silicone, utilisés par les musiciens.*

*Ils sont fabriqués sur mesure et nécessitent la prise d'empreinte du conduit auditif. Ils sont lavables à l'eau et se conservent plusieurs années. Ils conservent la qualité du son. Leur prix est relativement élevé.*

L'objectif de l'exercice est de comparer le comportement acoustique des bouchons en mousse et des bouchons moulés, lorsque l'auditeur qui les porte écoute le son émis par une flûte à bec.

Le musicien joue la note $la_4$. À l'aide d'un système d'acquisition, on enregistre le son émis par la flûte. On obtient l'enregistrement du signal électrique correspondant (figure 1, page suivante).

1. En utilisant la figure 8, on a déterminé la fréquence du son émis : $f = 8{,}8 \cdot 10^2$ Hz.
   Expliquer la démarche suivie pour obtenir cette valeur avec la plus grande précision possible.

2. Cette fréquence étant celle du mode fondamental, quelles sont les fréquences des harmoniques de rangs 2 et 3 ?



© Cned – Académie en ligne

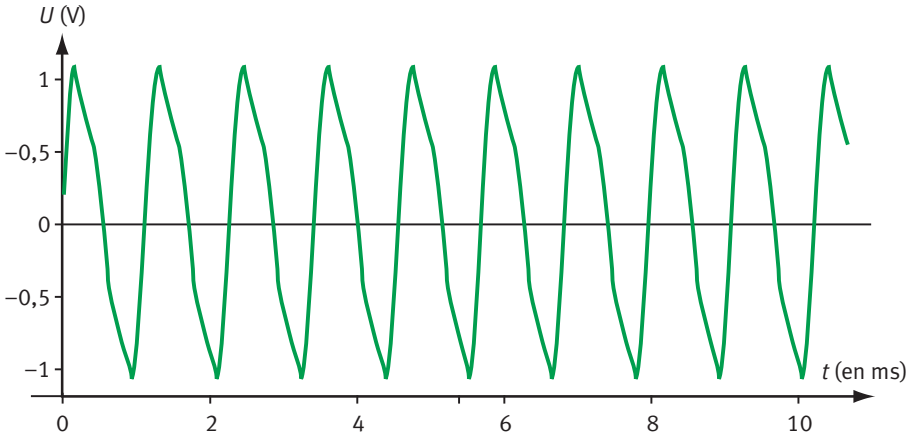



Figure 1

### ❸ Comparaison de la qualité acoustique d'un bouchon en mousse et d'un bouchon moulé en silicone à partir d'un document publicitaire

On s'intéresse ici à la qualité du son perçu par un auditeur muni de protections auditives.

On rappelle que l'intensité sonore de référence égale à $1{,}0 \times 10^{-12}$ W.m$^{-2}$.

Sur un document publicitaire, un fabricant fournit les courbes d'atténuation correspondant aux deux types de bouchons (figure 9). On représente ainsi la diminution du niveau sonore due au bouchon en fonction de la fréquence de l'onde qui le traverse.

On remarquera que plus l'atténuation est grande, plus l'intensité sonore est faible.

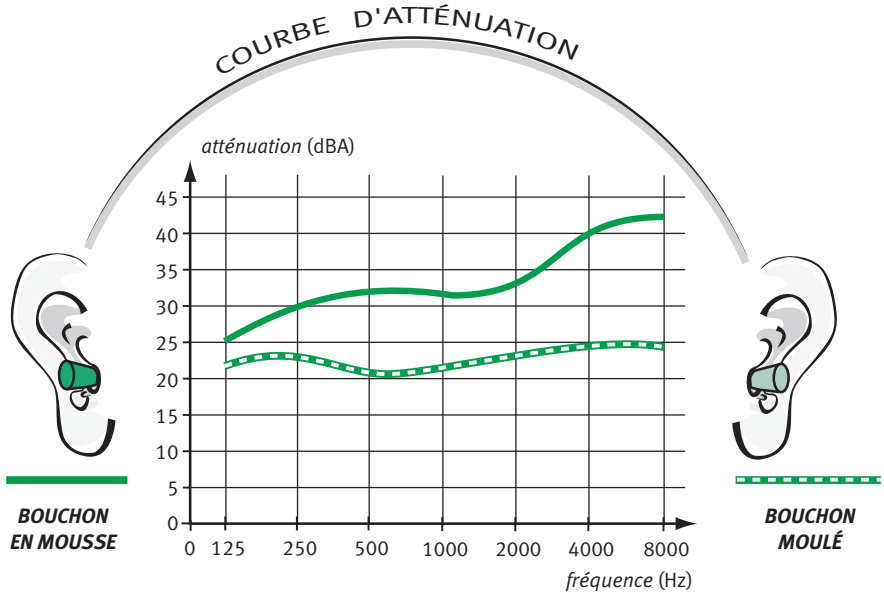



Figure 2



© Cned – Académie en ligne

**3.1.** Une pratique musicale régulière d'instruments tels que la batterie ou la guitare électrique nécessite une atténuation du niveau sonore. Cependant, cette atténuation ne doit pas être trop importante afin que le musicien entende suffisamment ; elle ne doit donc pas dépasser 25 dBA.

Indiquer pour chaque bouchon si le critère précédent a été respecté.

**3.2.** En utilisant la courbe d'atténuation (figure 9), indiquer si un bouchon en mousse atténue davantage les sons aigus ou les sons graves.

Commenter la phrase du texte introductif : « Ils (les bouchons en mousse) restituent un son sourd. »

### 4 Comparaison de la qualité acoustique d'un bouchon en mousse et d'un bouchon moulé en silicone à partir d'une expérience

Un dispositif adapté permet d'enregistrer le son émis par la flûte et ceux restitués par les deux types de bouchons lorsqu'un musicien joue la note la4. Les spectres en fréquence de ces sons sont représentés figure 10, figure 11 et figure 12.

**4.1.** En justifiant, indiquer si le port de bouchon en mousse modifie :

– la hauteur du son ?

– le timbre du son ?

Même question pour le bouchon moulé en silicone.

**4.2.** Commenter la phrase du texte introductif : « Ils (les bouchons moulés) conservent la qualité du son. »

5 Une exposition prolongée à 85 dBA est nocive pour l'oreille humaine. Durant un concert de rock, un batteur est soumis en moyenne à une intensité sonore $I = 1{,}0 \cdot 10^{-2}$ W.m$^{-2}$.

**5.1.** Calculer le niveau sonore auquel correspond l'intensité sonore *I*.

**5.2.** Le batteur est porteur de bouchons moulés en silicone correspondant au document publicitaire. En vous aidant de la figure 9, préciser si ses facultés auditives peuvent être altérées au cours du concert.

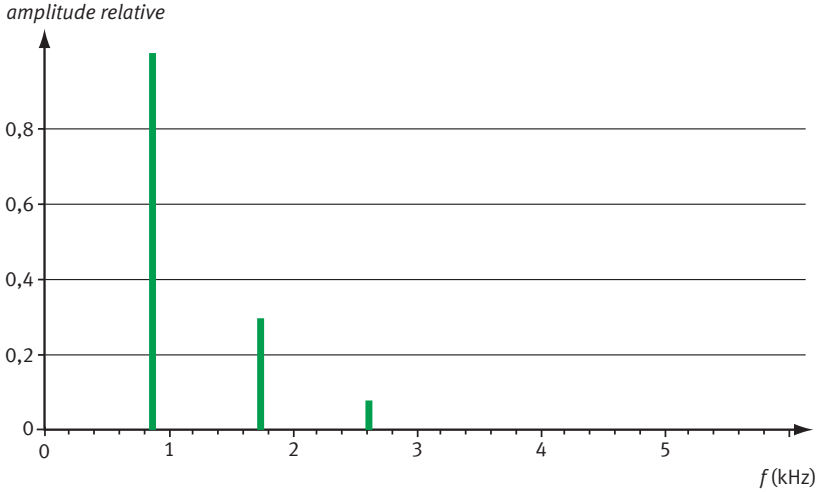



Figure 3 : *spectre du $la_4$ émis par la flûte*



© Cned – Académie en ligne

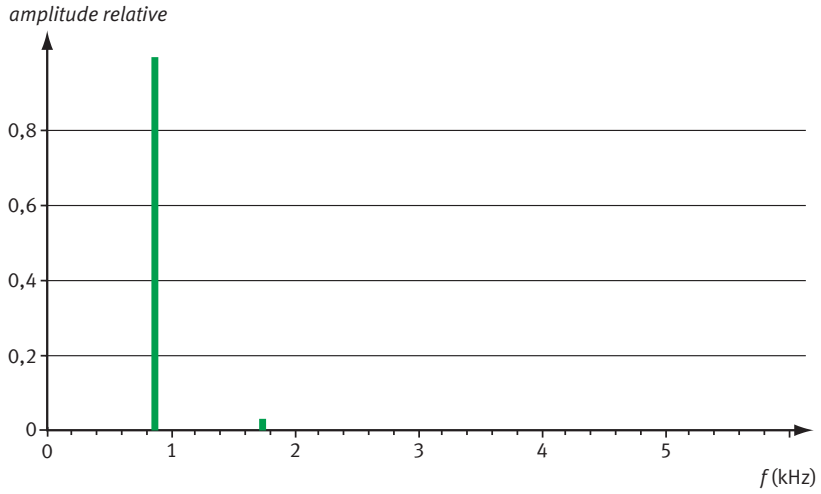



Figure 4 : *spectre du $la_4$ restitué après passage par un bouchon en mousse*

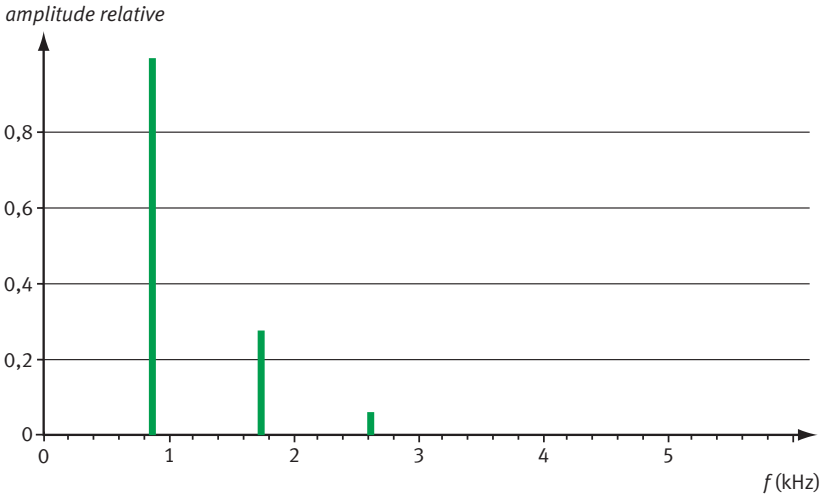



Figure 5 : *spectre du $la_4$ restitué après passage par un bouchon moulé en silicone*

## Exercice 8 — Étude de la lumière utilisée dans un spectrophotomètre

La célérité de la lumière dans le vide est : $c = 3{,}0 \cdot 10^8$ m.s$^{-1}$.

1. Lorsqu'une radiation monochromatique traverse une fente, l'écart angulaire $\theta$ du faisceau diffracté qu'il présente avec la direction moyenne de propagation est donné par : $\theta = \frac{\lambda}{a}$.

   Que représente $\lambda$ ? Que représente $a$ ? Quelles sont les unités, dans le système international de $\theta$, $\lambda$, et $a$ ?

2. Le spectrophotomètre utilise une source de lumière blanche. Cette lumière est envoyée sur un réseau : ensemble de fentes très fines parallèles entre elles et équidistantes qui diffractent la lumière.



© Cned – Académie en ligne

Quelle condition sur la largeur d'une fente est nécessaire pour que le phénomène de diffraction soit nettement observable ?

## Exercice 9 Laser et fil vertical

Un faisceau de lumière, parallèle monochromatique, de longueur d'onde λ, produit par une source laser, arrive sur un fil vertical, de diamètre a (a est de l'ordre du dixième de millimètre). On place un écran à une distance D de ce fil ; la distance D est grande devant a (cf. *figure 1*).

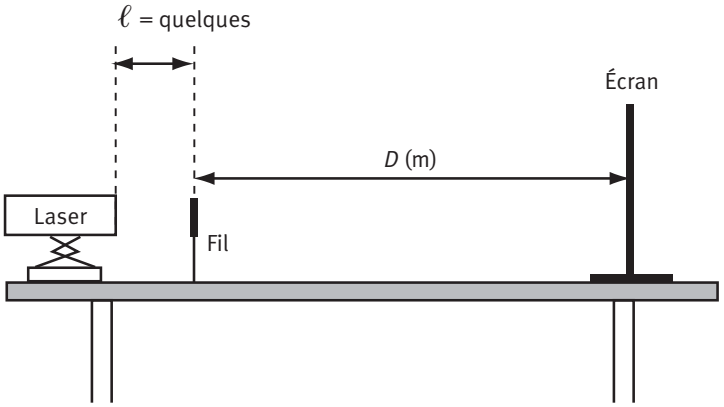



Figure a

1. La figure 2 de l'annexe à rendre avec la copie présente l'expérience vue de dessus et la figure observée sur l'écran. Quel enseignement sur la nature de la lumière ce phénomène apporte-t-il ? Nommer ce phénomène.




Figure 2 vue de dessus : *le fil est perpendiculaire au plan de la figure*

2. Reproduire et faire apparaître sur la figure 2 l'écart angulaire ou demi-angle de diffraction θ et la distance D entre l'objet diffractant (en l'occurrence le fil) et l'écran.
3. En utilisant la figure 2, exprimer l'écart angulaire θ en fonction des grandeurs *L* et *D* sachant que pour de petits angles exprimés en radian : tan θ = θ.
4. Quelle expression mathématique lie les grandeurs θ, λ et *a* ? (On supposera que la loi est la même que pour une fente de largeur *a*.) Préciser les unités respectives de ces grandeurs physiques.
5. En utilisant les résultats précédents, montrer que la largeur *L* de la tache centrale de diffraction s'exprime par :

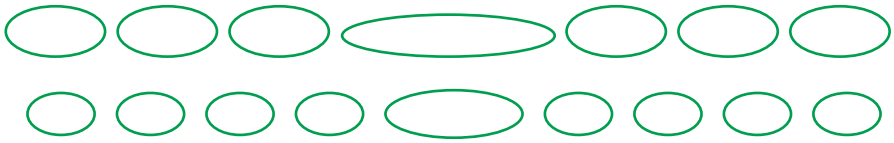
$$L = 2\frac{\lambda D}{a}.$$



© Cned – Académie en ligne

**6** On dispose de deux fils calibrés de diamètres respectifs $a_1 = 60$ µm et $a_2 = 80$ µm.

On place successivement ces deux fils verticaux dans le dispositif présenté par la figure 1. On obtient sur l'écran deux figures de diffraction distinctes notées A et B. Associer, en le justifiant, à chacun des deux fils la figure de diffraction qui lui correspond.

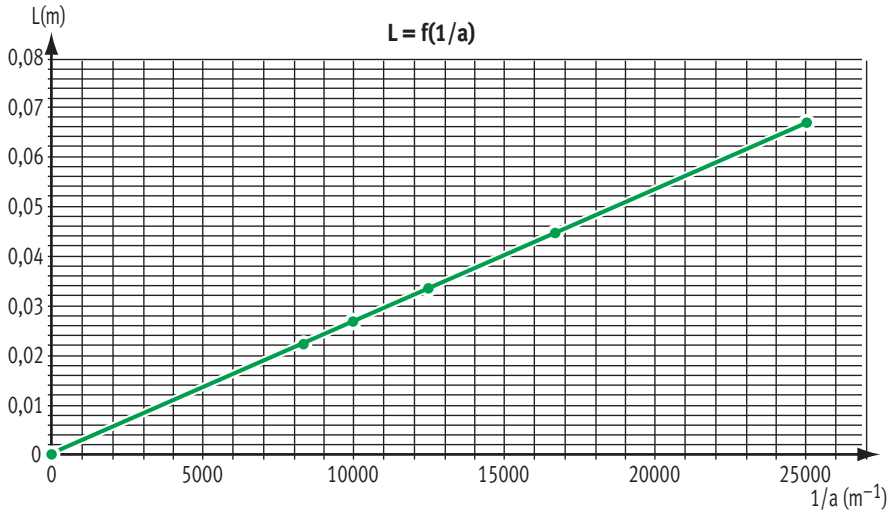


On cherche maintenant à déterminer expérimentalement la longueur d'onde dans le vide $\lambda_0$ de la lumière monochromatique émise par la source laser utilisée.

Pour cela, on place devant le faisceau laser des fils calibrés verticaux.

On désigne par « *a* » le diamètre d'un fil. La figure de diffraction obtenue est observée sur un écran blanc situé à une distance D = 2,50 m des fils. Pour chacun des fils, on mesure la largeur *L* de la tache centrale de diffraction.

On trace la courbe $L = f\left(\frac{1}{a}\right)$.




**7** La lumière émise par la source laser est dite monochromatique. Quelle est la signification de ce terme ?

**8** Montrer que l'allure de la courbe $L = f\left(\frac{1}{a}\right)$ obtenue est en accord avec l'expression de *L* donnée en **5**.

**9** Donner l'équation de la courbe $L = f\left(\frac{1}{a}\right)$ et en déduire la longueur d'onde $\lambda_0$ dans le vide de la lumière monochromatique constitutive du faisceau laser utilisé.



© Cned – Académie en ligne

⑩ Calculer la fréquence de la lumière monochromatique émise par la source laser.

⑪ On éclaire avec cette source laser un verre flint d'indice $n(\lambda) = 1{,}64$.

À la traversée de ce milieu transparent dispersif, les valeurs de la fréquence, de la longueur d'onde et la couleur associées à cette radiation varient-elles ?

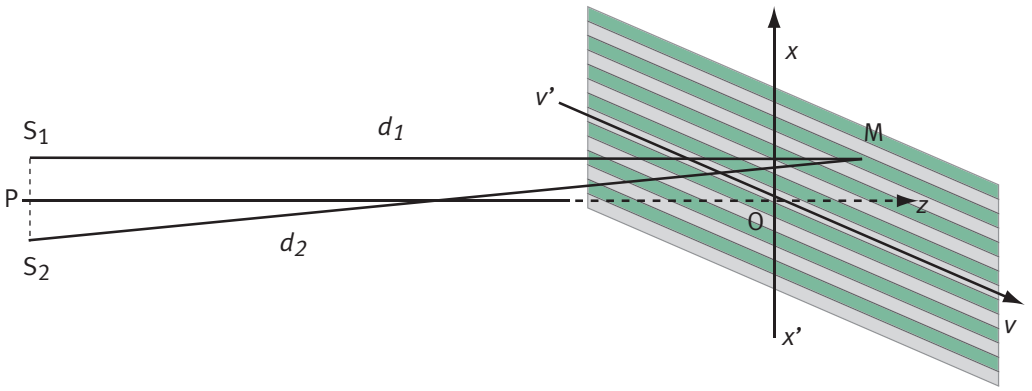
***Donnée*** Célérité de la lumière dans le vide ou dans l'air $c = 3{,}00 \times 10^8$ m.s$^{-1}$.

## Exercice 10

**Différence de marche entre deux rayons (exercice d'approfondissement)**

On s'intéresse à la figure d'interférences produites par des fentes d'Young.

Le plan de la figure ci-dessous est le plan contenant la source S et les sources secondaires $S_1$ et $S_2$.




Les ondes émises par la source $S_2$ parcourent un trajet plus long pour atteindre le point M que les ondes émises par la source $S_1$ ; la différence de trajet $(S_2M - S_1M)$ est appelée différence de marche et est notée $\delta$ avec $\delta = d_2 - d_1$.

On note : $S_1S_2 = a$, $PO = D$ (ordres de grandeur : $a$ en mm et D en m).

On souhaite montrer que la différence de marche est égale à : $\delta = \dfrac{ax}{D}$.

❶ Dans le repère (Ox, Oy, Oz), exprimer les coordonnées des points M, $S_1$ et $S_2$.

❷ Montrer que les vecteurs s'expriment par : $\overrightarrow{S_1M}\begin{pmatrix} x - \frac{a}{2} \\ y \\ -D \end{pmatrix}$ et $\overrightarrow{S_2M}\begin{pmatrix} x + \frac{a}{2} \\ y \\ -D \end{pmatrix}$

❸ En déduire les normes $d_1$ et $d_2$ de ces vecteurs.

❹ Calculer : $d_2^2 - d_1^2$.

❹ Sachant que la distance D (1 m) est très grande par rapport à la distance $a$ (0,5 mm), on pose $d_2 + d_1 \approx 2D$.

En déduire la différence de marche $\delta = d_2 - d_1$.



© Cned – Académie en ligne

# Séquence 2

# Spectroscopies

**Problématique**




L'imagerie par résonance magnétique (IRM) est une technique utilisée dans le domaine médical permettant de reconstruire une image en 2 ou 3 dimensions de tissus biologiques tels que le système nerveux central (cerveau et moelle épinière), les muscles, le cœur ou des tumeurs.

Le principe de l'IRM repose sur le phénomène de résonance magnétique nucléaire (RMN). La RMN est une méthode d'analyse spectroscopique qui permet aussi l'identification moléculaire. Plusieurs méthodes spectroscopiques sont présentées dans cette séquence. Ce sont des méthodes physiques appliquées à la chimie. Leur utilisation nécessite des connaissances et des savoir-faire tant en physique qu'en chimie.

Comment identifier une molécule organique en utilisant des méthodes spectroscopiques?

## Sommaire

1. Prérequis
2. Spectroscopies
3. Spectre UV-visible
4. Spectre infrarouge
5. Spectre RMN du proton
6. Détermination de structures
7. De nouvelles familles de composés organiques
8. Pour clore la séquence



© Cned – Académie en ligne

# 1 Prérequis

## A Objectifs de la séquence

- Reconnaître les fonctions alcène, alcool, aldéhyde, cétone, acide carboxylique, ester, amine, amide.
- Utiliser le nom officiel d'une espèce chimique organique pour en déterminer les groupes caractéristiques et le squelette carboné.
- Extraire et exploiter des informations sur différents types de spectres et sur leurs utilisations.
- Identifier des groupes fonctionnels par analyse d'un spectre IR à l'aide de tables de données ou de logiciels.
- Associer un groupe fonctionnel à un suffixe dans une molécule donnée, pour les fonctions alcène, alcool, aldéhyde, cétone, acide carboxylique, ester, amine, amide.
- Mettre en œuvre un protocole expérimental pour caractériser une espèce colorée.
- Exploiter des spectres UV-visible. Relier un spectre RMN simple à une molécule organique donnée, à l'aide de tables de données ou de logiciels.
- Identifier les protons équivalents. Relier la multiplicité du signal au nombre de voisins. Connaître les règles de nomenclature des squelettes carbonés.

## B Absorption d'énergie par un atome (niveau 1re S)

L'énergie E d'un photon (en J) est liée à la fréquence $\nu$ du rayonnement par la relation : $E = h\nu = \dfrac{hc}{\lambda}$

E est exprimé en joules (J), $\nu$ en hertz (Hz) et $\lambda$ en mètres (m).

c est la célérité de la lumière dans le vide égale à $3.10^8$ m.s$^{-1}$.

h est la constante de Planck égale à $6{,}63.10^{-34}$ J.s (sa valeur est donnée dans les exercices).

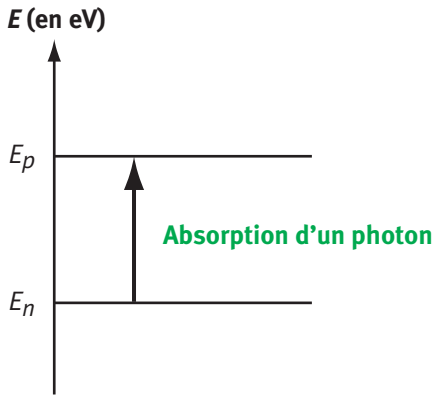
**L'absorption d'énergie** lumineuse par un atome ne peut se faire que si l'énergie du photon permet une transition d'un niveau $E_n$ à un niveau supérieur $E_p$ tel que :

$$\Delta E = E_p - E_n = h\nu .$$



© Cned – Académie en ligne

Ce mécanisme de transfert d'énergie s'applique à toutes les ondes électromagnétiques (rayons γ, rayons X, UV, visible, IR, micro-ondes, ondes radio) et peut se généraliser à d'autres particules à l'échelle atomique (électrons, noyaux, atomes, molécules…) dans différentes circonstances.




# C Spectres d'absorption d'une substance et absorbance (niveau 1re S)

Lorsque de la lumière traverse une substance, elle est en partie **absorbée** par celle-ci, l'autre partie traverse la substance (elle est **transmise**).

Les solutions aqueuses colorées donnent, en particulier, des **spectres d'absorption**.

L'absorption de lumière par une substance en solution augmente avec la concentration de cette substance.

L'absorption de lumière est quantifiée par une grandeur physique appelée **absorbance** et notée **A**. L'absorbance est une grandeur sans dimension (sans unité).

En dessous d'une certaine valeur (A = 1,6), l'absorbance d'une espèce colorée en solution est proportionnelle à sa concentration en solution (loi de Beer-Lambert) :

$$A = k.C$$

avec k : constante de proportionnalité et C : concentration molaire ($mol.L^{-1}$).



© Cned – Académie en ligne

# D Groupes caractéristiques, familles et fonctions

Voici quelques exemples de composés organiques : $CH_3COOH$, HCHO, $CH_3$-CO-$CH_3$, $CH_3$-$COOCH_3$, $CH_3$-$NH_2$ et $CH_3$-CO-NH-$CH_3$.

Nous avons vu en classe de 1re que certaines molécules appartiennent à des familles de composés.

## 1. Reconnaître les fonctions alcène, alcool, aldéhyde, cétone, acide carboxylique, ester, amine, amide (niveau seconde)

La notion de **groupe caractéristique** a été étudiée en classe de 2nde puis de 1re S ; c'est un ensemble d'atomes liés entre eux et dont un au moins n'est pas un atome de carbone.
Ce groupe d'atomes confère à la molécule qui le porte des propriétés particulières.
Les composés organiques peuvent être classés par **famille** en fonction de leurs propriétés chimiques ; en effet, on remarque que certains composés réagissent de manière similaire vis-à-vis d'un réactif donné.
Cette analogie de comportement trouve son origine dans une analogie de structure : les molécules d'une même famille possèdent le même **groupe caractéristique**. Un groupe caractéristique est un atome ou un groupe d'atomes qui caractérise la famille.

Les principaux groupes caractéristiques sont :

| NOM | Alcool | Amide | Carbonyle |
|---|---|---|---|
| Formule développée | — O — H | \| — N — | O \|\| — C — |

| NOM | Carboxyle | Ester | Amide | Éther-oxyde |
|---|---|---|---|---|
| Formule développée | O \|\| — C — O — H | O \|\| — C — O — C | O \|\| — C — N — | C — O — C |



© Cned – Académie en ligne

## 2. Les alcools

Considérons l'alcane le plus simple : le méthane $CH_4$ et remplaçons un atome d'hydrogène H par un groupe d'atomes O-H.

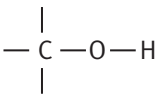
Nous obtenons une nouvelle molécule de formule développée :



La molécule obtenue s'appelle le méthanol ; c'est le plus simple des alcools.

On appelle **alcool** un composé dans lequel un groupe caractéristique **hydroxyle -OH** est lié à un atome de carbone ne formant que des liaisons covalentes simples (c'est-à-dire 4 liaisons avec 4 atomes).

Un alcool est donc caractérisé par la présence de la structure :

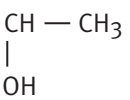


appelée fonction ou groupe caractéristique alcool.

L'atome de carbone qui est lié au groupe OH est appelé **carbone fonctionnel**. Celui-ci peut être lié à des atomes d'hydrogène ou à des groupes alkyles.

La chaîne principale est la chaîne d'atomes de carbones la plus longue contenant le carbone fonctionnel. La numérotation de la chaîne est choisie de façon que le carbone fonctionnel ait le numéro le plus petit.
Le nom de l'alcool est celui de l'alcane correspondant suivi du numéro du carbone fonctionnel et suivi du suffixe « **ol** ».

***Exemple*** L'alcool de formule :

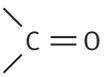


La chaîne carbonée est à 4 carbones (butane) et le carbone 2 est le carbone fonctionnel (ici, le sens de numérotation des atomes de carbone se fait de droite à gauche) : il s'agit donc du butan-2-ol.

## 3. Les dérivés carbonylés (niveau 1re S)

### 1. Groupe carbonyle

Les dérivés carbonylés possèdent le même groupe caractéristique : le groupe **carbonyle** de formule



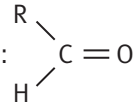
Le carbone fonctionnel est doublement lié à un atome d'oxygène ; le groupe carbonyle est plan : les angles entre les liaisons que forme le carbone fonctionnel est d'environ 120°.



© Cned – Académie en ligne

## 2. Aldéhydes

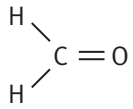
Les aldéhydes sont des composés carbonylés pour lesquels le carbone fonctionnel est lié à un atome d'hydrogène (ou exceptionnellement deux).

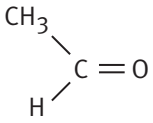
D'où la formule générale des aldéhydes : 

R étant un groupe alkyle ou un atome d'hydrogène.

La chaîne principale est la chaîne la plus longue contenant le carbone fonctionnel. La numérotation de la chaîne est choisie de façon que le carbone fonctionnel (forcément en bout de chaîne) ait le numéro 1.
Le nom de l'aldéhyde est celui de l'alcane correspondant et suivi du suffixe « **al** ».

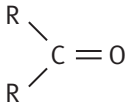
***Exemple***

Le méthanal est l'aldéhyde à un atome de carbone : 
(aussi connu sous le nom de formol en solution aqueuse)

L'aldéhyde à 2 atomes de carbone étant l'éthanal : 

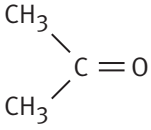
## 3. Cétones

Les cétones sont des composés carbonylés pour lesquels le carbone fonctionnel n'est lié à aucun atome d'hydrogène (c'est-à-dire qu'il est lié à 2 groupes alkyles).

D'où la formule générale des cétones : 

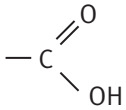
La chaîne principale est la chaîne la plus longue contenant le carbone fonctionnel. La numérotation de la chaîne est choisie de façon que le carbone fonctionnel ait le numéro le plus petit.
Le nom de la cétone est celui de l'alcane correspondant suivi du numéro du carbone fonctionnel et suivi du suffixe « **one** ».

***Exemple***

La propanone est la cétone la plus simple à 3 atomes de carbone : 
(aussi connue sous le nom d'acétone).

# 4. Les acides carboxyliques (niveau 1re S)

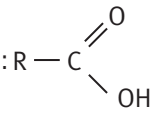
Les acides carboxyliques forment une classe de composés caractérisés par la présence du groupe fonctionnel **carboxyle** :





© Cned – Académie en ligne

Le nom de ce groupe caractéristique rappelle qu'il est constitué formellement d'un groupe carbonyle -CO- et d'un groupe hydroxyle –OH fixés sur le même carbone fonctionnel. Mais la proximité de ces 2 groupes modifie fortement leurs propriétés : le groupe carboxyle a des propriétés originales qui ne sont ni celles d'une cétone, ni celles d'un alcool.

Un acide carboxylique possède donc la formule générale suivante : 

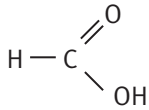
R peut être un groupe alkyle ou un atome d'hydrogène.

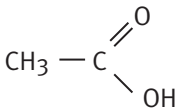
En ce qui concerne la nomenclature des acides, nous n'envisagerons que le cas des acides dits « saturés ».

La chaîne principale est la chaîne la plus longue contenant le carbone fonctionnel. La numérotation de la chaîne est choisie de façon que le carbone fonctionnel (forcément en bout de chaîne) ait le numéro 1.

Le nom de l'acide est celui de l'alcane correspondant précédé de « acide » et suivi du suffixe « **oïque** ».

***Exemples***

L'acide carboxylique le plus simple (à 1 carbone) est l'acide méthanoïque :  (appelé aussi acide formique car présent dans certaines fourmis).

L'acide à 2 carbones : l'acide éthanoïque :  (appelé aussi acide acétique ; c'est le principal constituant du vinaigre).

# E Tests

## Test 1

Choisir la (ou les) bonne(s) réponse(s).

### 1. QCM 1

La molécule de formule : $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-$CH_2$-$CH_2OH$

**a)** est un acide carboxylique
**b)** est un alcool primaire
**c)** est un alcool secondaire
**d)** s'appelle le pentan-1-ol
**e)** s'appelle le pentan-5-ol



© Cned – Académie en ligne

## 2. QCM 2

La molécule de formule : $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-COOH

**a)** est un acide carboxylique
**b)** est un alcool primaire
**c)** est un alcool secondaire
**d)** s'appelle le butan-1-ol
**e)** s'appelle l'acide butanoïque

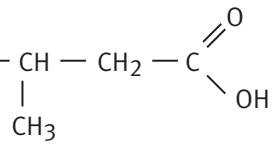
## 3. QCM 3

La molécule de formule : $CH_3$-$CH_2$-CO-$CH_2$-$CH_3$

**a)** est un acide carboxylique
**b)** est un aldéhyde
**c)** est un alcool secondaire
**d)** s'appelle le pentan-3-ol
**e)** s'appelle la pentan-3-one
**f)** est une cétone

## 4. QCM 4

La molécule de formule :



**a)** est un acide carboxylique
**b)** est un aldéhyde
**c)** s'appelle l'acide 2-méthylpentanoïque
**d)** s'appelle le 3-méthylpentanal

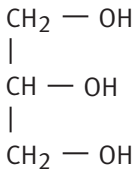
# Test 2

Donner la formule semi-développée du (de la) :

**a)** 3-méthylbutanal
**b)** pentan-3-one
**c)** 3-méthylbutanone
**d)** acide formique appelé officiellement acide méthanoïque

# Test 3

Identifier le(s) groupe(s) caractéristique(s) de la molécule de glycérol :

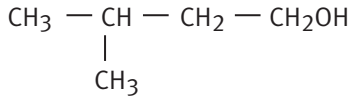




© Cned – Académie en ligne

## Test 4

**a)** Nommer l'alcool de formule semi-développée :



**b)** Donner la formule de l'alcool : 3-méthylpentan-2-ol.

## Test 5

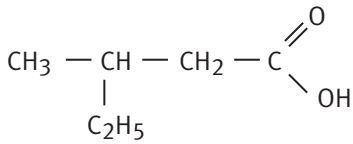
Donner la formule semi-développée des molécules : butanal, butanone, hexanal, 3-méthylpentanal et 3-méthylpentan-2-one.

Classer ces molécules par famille : aldéhyde ou cétone.

## Test 6

**a)** Donner la formule des acides carboxyliques : acide propanoïque ; acide 2-méthylpentanoïque.

**b)** Donner le nom de l'acide dont la formule est :





© Cned – Académie en ligne

# 2 Spectroscopies

## A Objectif

- Extraire et exploiter des informations sur différents types de spectres et sur leurs utilisations.

## B Pour débuter

L'Homme a toujours utilisé la lumière pour interroger la matière mais il fallut attendre le XVII$^{e}$ siècle pour que Isaak Newton réalisât en 1766, à l'aide d'un simple prisme de cristal, le spectre de la lumière solaire. Il montra ainsi que la lumière blanche étaient composée d'une infinité de radiations monochromatiques dont l'étalement (la diffusion) forme un dégradé de lumières colorées appelé spectre continu de la lumière blanche. On put donc s'apercevoir que chaque radiation monochromatique avait un comportement différent en traversant la matière.

Au tout début du XIX$^{e}$ siècle, la découverte des rayonnements ultraviolets (UV) et infrarouges (IR) permit d'étendre notre connaissance du spectre de la lumière blanche. Puis, en ajoutant une fente à l'entrée du prisme et en améliorant la résolution du spectre, de fines raies noires appelées raies d'absorption furent détectées dans le spectre solaire par Joseph Fraunhofer en 1814. C'est en 1860 que Gustav Kirchhoff et Robert Bunsen identifièrent des éléments chimiques grâce à leurs raies d'absorption et purent ainsi attribuer les raies d'absorption présentes dans le spectre solaire à la présence de gaz dans la chromosphère (atmosphère) du Soleil. La spectroscopie était née.

Depuis lors, l'Homme n'eut de cesse de sonder la matière par des radiations électromagnétiques de toutes les longueurs d'onde possibles afin de connaître sa structure : spectroscopie radiofréquence, micro-ondes, infrarouge, visible, ultraviolette, du rayonnement X et du rayonnement $\gamma$. Chaque domaine de longueur d'onde apporte son lot d'informations à tous les niveaux de l'organisation de la matière… Arrêtons-nous sur l'utilisation de ces spectroscopies en chimie.

**Activité 1**



A l'aide d'une recherche sur Internet, trouver le nom du physicien qui caractérisa le premier les radiations électromagnétiques monochromatiques du spectre de la lumière blanche par leur longueur d'onde et ainsi permit le développement de la théorie ondulatoire de la lumière. Quelles expériences étudiées dans la séquence précédente permirent cette avancée?



© Cned – Académie en ligne

# C Pour apprendre

La recherche de la détermination d'une molécule synthétisée ou extraite de son milieu naturel est une des principales tâches du chimiste.

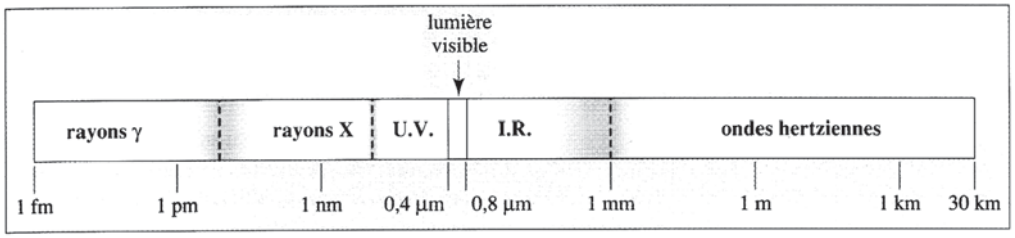
Une fois l'espèce chimique étudiée isolée, celui-ci procède à la détermination de la masse molaire du composé puis de sa formule brute. Il est ensuite possible de mesurer certaines propriétés physiques comme les températures de fusion et d'ébullition, l'indice de réfraction, la densité…

Afin de connaître la structure de la molécule (c'est-à-dire sa formule développée), il faut utiliser d'autres méthodes dites d'analyse.

Parmi les méthodes d'analyse couramment employées, les techniques de **spectroscopie** occupent une place de choix ; celles-ci sont basées sur le phénomène d'absorption d'énergie par une molécule puis sur la réponse de cette molécule.

La spectroscopie d'absorption est basée sur l'étude des interactions entre la matière et un rayonnement électromagnétique : on étudie la réponse d'une molécule lorsque celle-ci est irradiée par une radiation de longueur d'onde donnée.

Le spectre des radiations électromagnétiques est rappelé ici :




En fonction de l'énergie portée par la radiation, divers états d'énergie de la matière sont modifiés : il y a passage de l'état fondamental de la molécule à un état excité.

On appelle **spectre de la molécule** le graphe exprimant (en ordonnée) une grandeur décrivant l'intensité de l'énergie absorbée ou transmise (absorbance A ou transmittance T) par la molécule en fonction d'une grandeur (en abscisse) décrivant l'onde utilisée :

– la longueur d'onde (ou le nombre d'onde) de la radiation (en m, en µm ou en nm),
– la fréquence v en Hz,
– le nombre d'onde $\sigma$ en $cm^{-1}$.

L'absorbance A (grandeur sans unité) est définie par : $A = \log\frac{I_0}{I}$ où $I_0$ et I représentent respectivement l'intensité du rayonnement avant et après absorption.

La transmittance T (grandeur sans unité) est : $T = \frac{I}{I_0}$

Le nombre d'onde $\sigma$ est égal à l'inverse de la longueur d'onde $\lambda$ : $\sigma = \frac{1}{\lambda}$.

Les techniques présentées dans les chapitres suivants sont :

- Spectroscopie infrarouge (IR) basée sur l'absorption de radiations IR par des molécules



© Cned – Académie en ligne

- Spectroscopie ultraviolet-visible (UV-visible)
- Spectroscopie de résonance magnétique nucléaire (RMN) du proton

# D Pour conclure : exercices d'apprentissage

**Exercice 1** Donner la gamme de longueurs d'onde des radiations (en nm) :

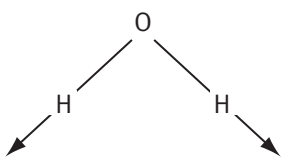
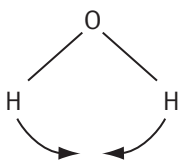
- Visible
- Infrarouge
- Ultraviolette

**Exercice 2** Quelle valeur de transmittance correspond à une espèce :

- n'absorbant pas la radiation ?
- absorbant en totalité la radiation ?

**Exercice 3** Les astrophysiciens cherchent la présence d'eau dans l'Univers à partir de la spectroscopie de la lumière diffusée par les planètes et les satellites : Mars, Vénus, les anneaux de Saturne, les satellites de Jupiter en contiennent.

La molécule d'eau absorbe deux radiations électromagnétiques caractéristiques dont les énergies vont provoquer chez elle deux types de vibrations :

| **Déformation** | **Élongation symétrique**   | **Cisaillement**   |
|---|---|---|
| Nombre d'onde ($cm^{-1}$) | 3 700 | 1 600 |
| Longueur d'onde (m) | | |
| Fréquence (Hz) | | |
| Énergie (J) | | |

1. Compléter le tableau ci-dessus.
2. Dans quelle gamme de radiations l'absorption s'effectue-t-elle ?
3. Quelle vibration nécessite le plus d'énergie ?



© Cned – Académie en ligne

# 3 Spectre UV-visible

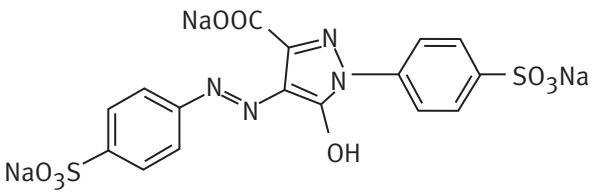
## A Objectifs

- Mettre en œuvre un protocole expérimental pour caractériser une espèce colorée.
- Exploiter des spectres UV-visibles.

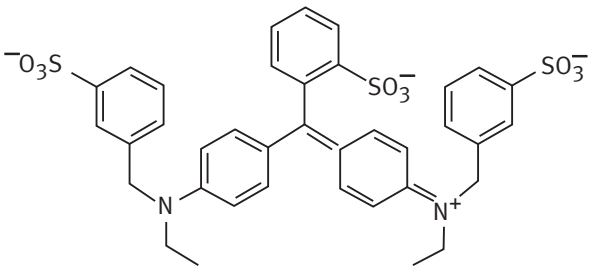
## B Pour débuter

**Activité 2**

Un sirop de menthe contient des sucres, des extraits de menthe et des colorants. L'étiquette d'un sirop de menthe nous indique la présence de colorants E102 et E133.

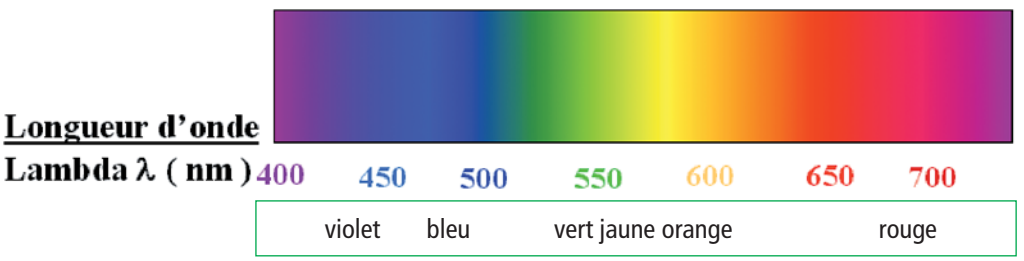



**E 102 Tartrazine**




**E 133 bleu brillant**

***Donnée***






© Cned – Académie en ligne

1. Expliquer, en termes de radiations colorées, la couleur verte prise par une solution de ce sirop de menthe.
2. Quels sont les intervalles de longueurs d'onde des radiations absorbées par ce sirop ?
3. En déduire l'allure du spectre d'absorption d'un sirop de menthe contenant les colorants E102 et E133. En abscisse, on indiquera les longueurs d'onde en nm et en ordonnée les absorbances (sans unité).
4. À quelle longueur d'onde $\lambda_B$ doit-on travailler pour mesurer uniquement l'absorbance du colorant bleu E133? Justifier.

Afin de déterminer la concentration massique en colorant bleu, on peut utiliser une courbe d'étalonnage, obtenue par mesure d'absorbance de solutions étalons (de concentration connue en colorant).

5. Quelle est l'allure de cette courbe d'étalonnage ? Justifier.
6. Comment utiliser cette courbe pour obtenir la concentration en colorant bleu d'un sirop de menthe ?

# C Pour apprendre

**Remarque**

Les connaissances contenues dans ce cours ne sont pas exigibles à l'examen mais vous sont présentées pour pouvoir comprendre comment sont réalisés les spectres. Vous devez savoir faire les activités et exercices d'apprentissage.

Prenons un autre exemple. Le Bleu de Bromothymol (BBT) est un indicateur coloré qui change de couleur selon le pH du milieu : jaune en dessous de pH6, il est bleu au-dessus de pH 7,6. Entre ces deux pH, il est dans sa teinte sensible : le vert.

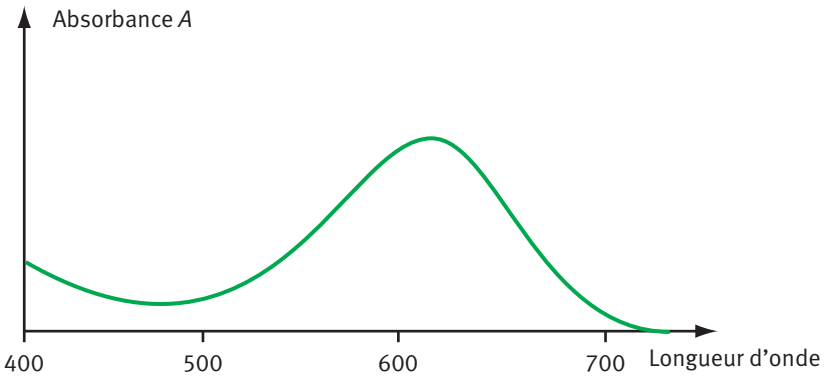
Pour obtenir, le spectre visible du BBT, il faut le dissoudre dans un mélange d'éthanol et d'eau et diluer suffisamment de manière à ne pas dépasser une valeur limite de l'absorbance (1,6).

Le principe de la mesure est d'éclairer une cuve de solution de BBT par une radiation monochromatique et de placer un récepteur de lumière (capteur) derrière la cuve afin de mesurer l'intensité lumineuse de la radiation ayant traversé la cuve remplie de solution. Un dispositif électronique conditionne le signal électrique fourni par le capteur afin de déterminer la valeur de l'absorbance pour la radiation monochromatique utilisée.

En faisant varier la longueur d'onde $\lambda$ de la radiation absorbée, on trace ainsi un graphe appelé spectre UV-visible (dans ce spectre, on s'est limité au domaine visible). On observe ainsi une absorbance entre 500 et 700 nm qui montre que l'échantillon laisse passer les radiations bleues entre 400 et 500 nm : le BBT étudié était donc en milieu basique.



© Cned – Académie en ligne




Ce spectre nous montre qu'un spectre UV-visible est constitué d'une ou plusieurs bandes larges, chaque bande étant caractérisée par une longueur d'onde pour laquelle l'absorbance est maximale.

Même si la spectroscopie UV-visible est plus souvent utilisée pour mesurer la concentration d'une solution grâce à la loi de Beer-Lambert, les bandes d'absorption peuvent nous renseigner sur la **présence d'insaturations** dans la molécule (liaisons multiples) mais aussi d'une éventuelle **conjugaison** (alternance(s) liaison simple-liaison multiple).

En effet, l'absorption de radiations par une molécule entraîne des transitions électroniques, c'est-à-dire le passage des électrons d'un niveau de basse énergie vers un niveau de plus haute énergie.

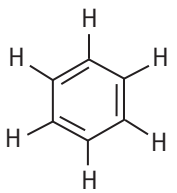
$$\Delta E = E_p - E_n = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

Lorsque des électrons appartiennent à des liaisons conjuguées, les niveaux d'énergies des électrons sont plus rapprochés. Les transitions d'énergie $\Delta E$ sont plus faibles, donc les longueurs d'onde des radiations absorbées plus élevées.

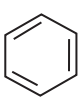
À noter qu'à partir d'une certaine valeur de l'énergie du photon, il peut y avoir arrachement d'un ou plusieurs électrons de la molécule. On parle alors de rayonnement ionisant (voir séquence 1).
Par exemple, **le benzène** possède 3 bandes d'absorption :

– la bande K : 184 nm (forte absorbance)
– la bande B : 203 nm
– la bande R : 256 nm (faible absorbance)

Formule du benzène $C_6H_6$




ou encore
sans écrire les H

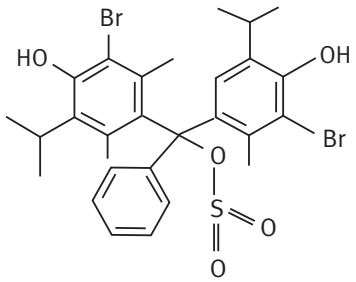




© Cned – Académie en ligne

La présence d'un **cycle benzénique $C_6H_5$ -** se caractérise par la présence de ces trois bandes, surtout la bande R vers 250 nm. Cette bande est déplacée vers les plus grandes longueurs d'onde lorsque le cycle benzénique est relié à un hétéro-atome O, N possédant un doublet non liant.

Dans le cas de molécules possédant davantage de doubles liaisons conjuguées, cette absorption se déplace encore plus vers les grandes longueurs d'onde jusqu'à éventuellement appartenir au domaine de la lumière visible, ce qui explique le caractère coloré de la molécule de Bleu de Bromothymol qui a pour formule développée :




De manière générale, la spectroscopie UV-visible fournit moins d'informations dans l'étude de la structure des molécules organiques que les spectroscopies infrarouge et RMN présentées dans les chapitres suivants.

## Activité 3 *(suite de l'activité 2)*



❼ Justifier pourquoi les molécules des colorants E102 et E133 précédentes sont colorées.



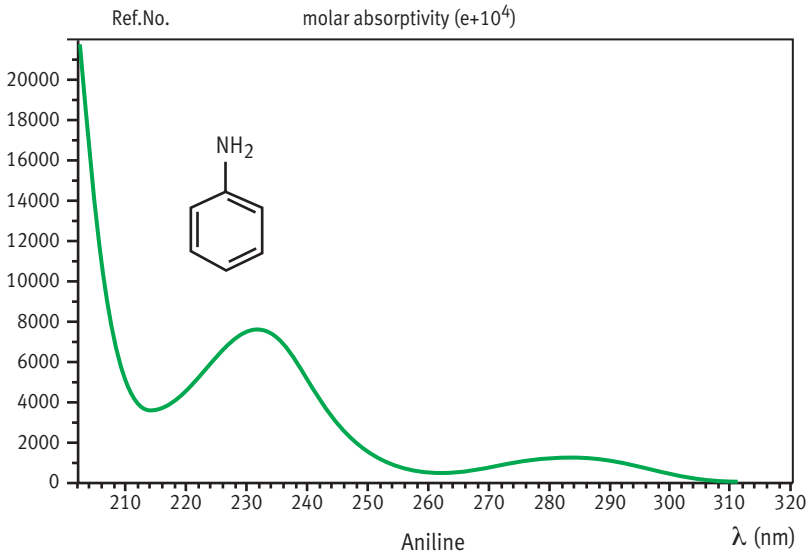
© Cned – Académie en ligne

# D Pour conclure : exercice d'apprentissage

**Exercice 4**

L'aniline a pour formule $C_6H_7N$. Sa formule développée est indiquée ci-dessous ainsi que son spectre UV-visible.

1. En utilisant les données du cours, vérifier que l'aniline contient un cycle benzénique.
2. Dans quel domaine de longueur d'onde absorbe l'aniline ?
3. Cette molécule est-elle colorée ?






© Cned – Académie en ligne

# 4 Spectre infrarouge

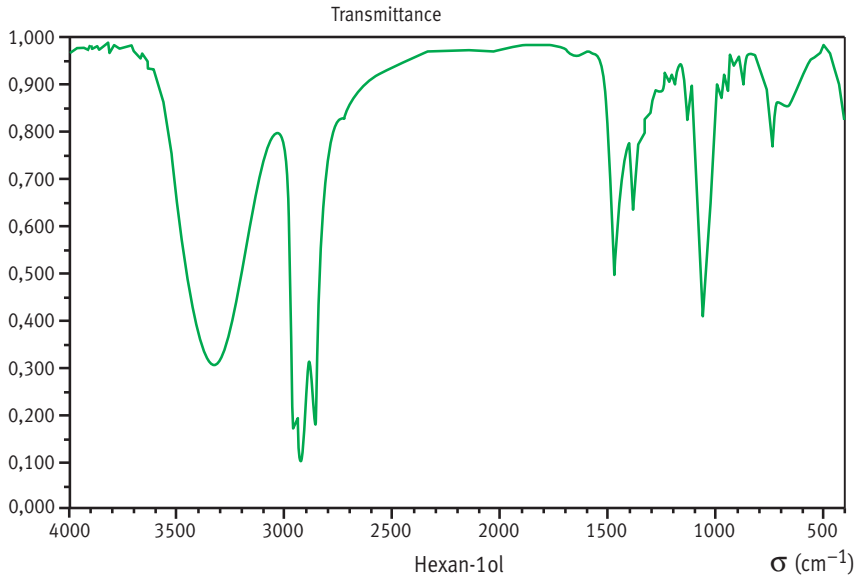
## A Objectifs

- Extraire et exploiter des informations sur différents types de spectres et sur leurs utilisations.
- Identifier des groupes fonctionnels par analyse d'un spectre IR à l'aide de tables de données ou de logiciels.
- Associer un groupe fonctionnel à un suffixe dans une molécule donnée, pour les fonctions alcène, alcool, aldéhyde, cétone, acide carboxylique, ester, amine, amide.

## B Pour débuter

**Activité 4**

Voici le spectre IR d'un corps pur de l'hexan-1ol. À partir du tableau donné dans la partie C plus loin, quel pic ou bande large de transmittance permet de déterminer le groupe caractéristique de cette molécule?






© Cned – Académie en ligne

# C Pour apprendre

**Remarque**

Les connaissances contenues dans ce cours ne sont pas exigibles à l'examen mais vous sont présentées pour pouvoir comprendre comment sont réalisés les spectres. Vous devez savoir faire les activités et exercices d'apprentissage.

La spectroscopie infrarouge est une spectroscopie d'absorption mettant en jeu des radiations dont le domaine de longueur d'onde est compris entre 2,5 µm et 16 µm. Elle peut être employée pour l'identification de composés ou pour vérifier la pureté d'une substance synthétisée. L'absorption de radiations par une molécule entraîne des transitions dans les énergies de vibrations moléculaires c'est-à-dire qu'il se produit des vibrations au sein de la molécule. Ces vibrations peuvent être de 2 natures différentes :

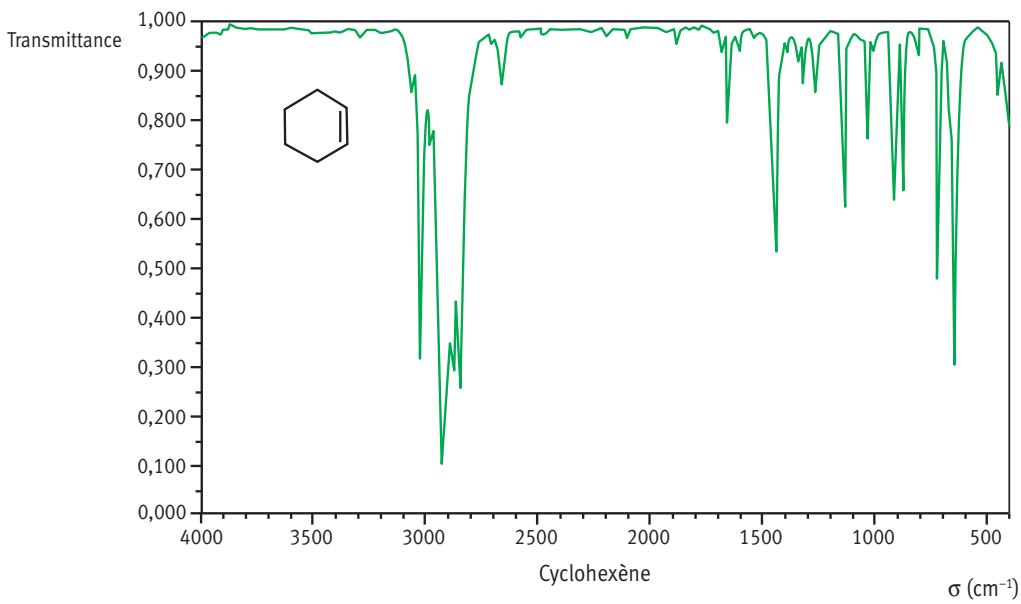
- Vibration d'élongation ou de **valence** : les atomes vibrent suivant l'axe de la liaison chimique qui les relie.
- Vibration de **déformation** : les atomes vibrent perpendiculairement à l'axe de la liaison chimique qui les relie.

Un spectre IR consiste en la variation de la transmittance T de l'espèce en fonction du nombre d'onde $\sigma$ de la radiation (en $cm^{-1}$).

Chacune de ces vibrations se produit pour un domaine de longueur d'onde différent ; ainsi, **à chaque groupe d'atomes susceptibles d'entrer en vibration correspond une bande d'absorption à une longueur d'onde caractéristique**.

Un spectre IR est donc complexe puisque toutes les liaisons d'une molécule sont susceptibles d'entrer en vibration dans le domaine de longueurs d'onde balayé.

À titre d'exemple, le spectre du cyclohexène est donné ci-dessous :






© Cned – Académie en ligne

Le spectre est constitué de creux appelés **pics** (plus ou moins larges) correspondant à la vibration des différents groupements d'atomes présents dans la molécule.
La transmittance de 0,1 à 2 900 $cm^{-1}$ signifie que 10 % de l'intensité de la radiation de longueur d'onde l est transmise (et donc 90 % de cette intensité a été absorbée).

On constate alors l'existence de 2 zones différentes :

- La zone de gauche correspondant aux plus grandes longueurs d'onde (donc aux énergies absorbées les plus faibles) de nombre d'onde compris entre 4 000 et 1500 $cm^{-1}$ : **c'est la zone la plus facilement exploitable car elle correspond aux vibrations des principaux groupements d'atomes de la molécule.**
- La zone de droite de nombre d'onde compris entre 500 et 1500 $cm^{-1}$ : zone plus complexe appelée : ***empreinte digitale de la molécule*** car permettant d'identifier une molécule inconnue par comparaison de son spectre avec des spectres d'absorption de molécules connues.

On remarque, dans le spectre du cyclohexène ci-dessus, des pics d'intensité forte (très prononcés) vers 2 800-3 100 $cm^{-1}$, ainsi qu'un pic d'intensité moyenne à 1650 $cm^{-1}$.
Pour identifier les groupements correspondants, on dispose habituellement d'un tableau similaire à celui-ci :

| Liaison | Groupe d'atomes caractéristique | Fonction ou famille | Nombre d'onde ($cm^{-1}$) | Intensité |
|---|---|---|---|---|
| O – H (libre) | Hydroxyle C-OH | Alcool | 3 580 – 3 670 | Forte |
| O – H (liée par liaison H) | Hydroxyle C-OH | Alcool | 3 200 – 3 400 | Forte |
| | Carboxyle -COOH | Acide carboxylique | 3 200 – 3 400 | Forte |
| N – H | C – NH – | Amine, amide | 3 100 – 3 500 | Moyenne |
| C – H | Cycle benzénique - $C_6H_5$ | Composés aromatiques | 3 030 – 3 080 | Moyenne |
| | | Alcane | 2 810 – 3 000 | Forte |
| | | Alcène | 3 000 – 3 100 | Moyenne |
| C = O | Carbonyle | Aldéhyde, cétone | 1 650 –1 730 | Forte |
| | Carboxyle | Acide | 1 680 – 1 710 | Forte |
| | CO-O-C | Ester | 1 700 – 1 740 | Forte |
| | CO-N | Amide | 1 650 – 1 700 | Forte |
| C = C | | Alcène | 1 625 – 1 680 | Moyenne |
| C – O | | Alcool, acide, ester | 1 050 – 1 450 | Forte |
| C – C | | Alcane | 1 000 – 1 250 | Forte |
| C – Cl | | Chloroalcane | 700 – 800 | Forte |
| C – Br | | Bromoalcane | 600 – 750 | Forte |
| C – I | | Iodoalcane | 500 – 600 | Forte |

F : intensité forte ; m : intensité moyenne et f : intensité faible.



© Cned – Académie en ligne

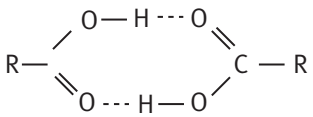
Ainsi, à l'aide du tableau, on identifie la double liaison C=C par le pic d'intensité moyenne à 1650 $cm^{-1}$ et les différentes liaisons C-H par les pics vers 2 800-3 100 $cm^{-1}$. À noter d'une part que l'intensité d'un pic ne dépend pas du nombre de liaisons identiques dans une molécule et d'autre part que les pics correspondant aux liaisons C-H ne sont pas en général d'un grand intérêt pour la détermination de la structure d'une molécule.

Pour les composés organiques oxygénés usuels, les pics les plus intéressants à observer sont :

- les pics vers 1700 $cm^{-1}$ dus aux liaisons C = O,
- les pics et bandes vers 3500 $cm^{-1}$ dues aux liaisons O – H.

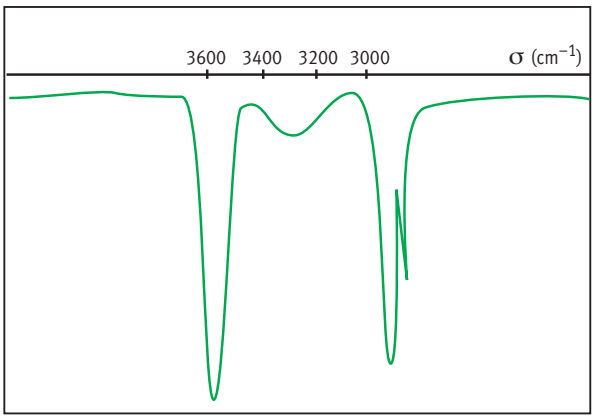
Certains composés, comme les acides carboxyliques, les alcools et les amines, peuvent donner lieu à existence de liaisons chimiques intermoléculaires appelées **liaisons hydrogène**.
Dans le cas des alcools, des acides carboxyliques et bien sûr de l'eau, ces liaisons (symbolisées par des traits pointillés sur le schéma ci-dessous) résultent de l'attraction entre le nuage électronique d'un atome d'oxygène et un atome d'hydrogène d'une autre molécule.

Par exemple, pour un acide carboxylique, on aura des associations formées de 2 molécules :




L'existence ou non de ce type de liaison en solution est visible sur un spectre IR : on constate les bandes d'absorption suivantes :

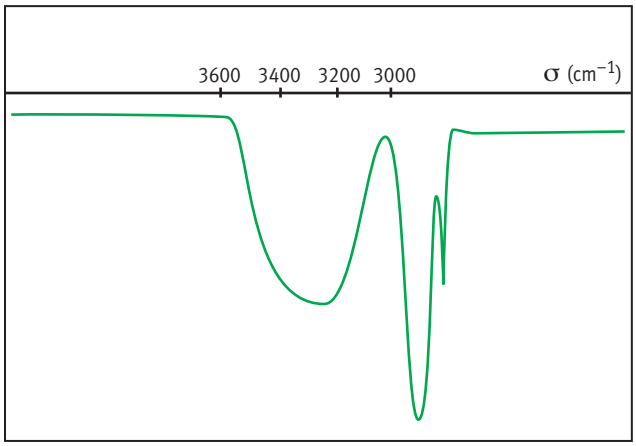
- Dans le cas d'un alcool pur
  - Bande large entre 3200 $cm^{-1}$ et 3400 $cm^{-1}$.
  - OH associé par liaison hydrogène : $\varpi_{OH\ associé}$
- Dans le cas d'un alcool dilué dans un solvant comme $CCl_4$
  - La bande large disparaît ou est très faible
  - Apparition d'une bande fine, dans la zone : 3590-3650 $cm^{-1}$ : $\varpi_{OH\ libr}$




Spectre 1



© Cned – Académie en ligne




Spectre 2

**Activité 5**

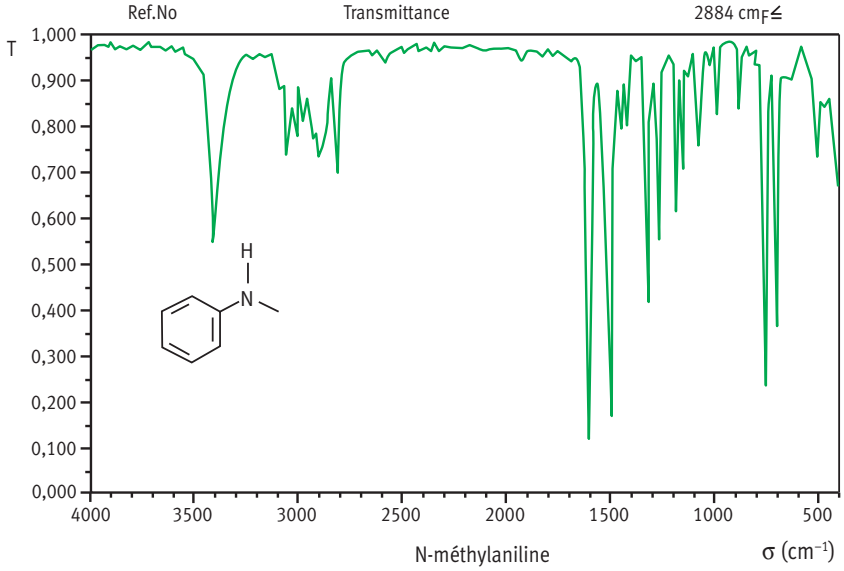
Identifier le spectre de l'alcool pur d'une part et de l'alcool dilué dans $CCl_4$ d'autre part en justifiant la réponse.

# D Pour conclure : exercices d'apprentissage

**Pour attribuer les pics aux fonctions chimiques, on utilisera le tableau des nombres d'onde présent dans le cours.**

**Exercice 5**

Justifier la présence du pic vers 3 400 $cm^{-1}$ dans le spectre de la N-méthylaniline dont la formule est donnée ci-dessous :



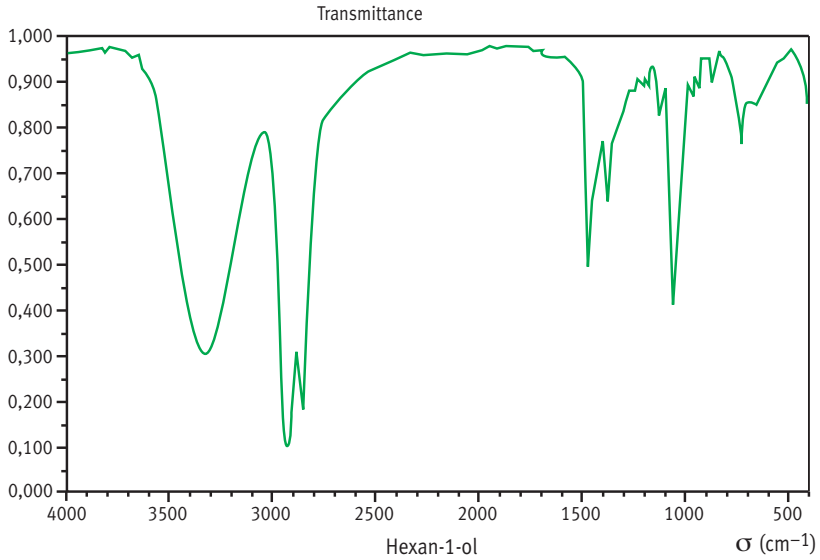

N-méthylaniline



© Cned – Académie en ligne

**Exercice 6**

1. Écrire la formule semi-développée de l'hexan-1-ol. À quelle famille appartient-il ?
2. Retrouver dans son spectre IR, les principales liaisons chimiques présentes dans la molécule.






© Cned – Académie en ligne

# 5 Spectre RMN du proton

## A Objectifs

- Relier un spectre RMN simple à une molécule organique donnée, à l'aide de tables de données ou de logiciels.
- Identifier les protons équivalents. Relier la multiplicité du signal au nombre de voisins. Connaître les règles de nomenclature des squelettes carbonés.

## B Pour débuter

La résonance magnétique nucléaire (RMN) constitue actuellement la technique la plus puissante et la plus générale d'analyse structurale des composés organiques.
Ce sont deux groupes de physiciens, l'équipe du Professeur Bloch à Stanford et celle du Professeur Purcell à Harvard, qui créèrent en 1946 pour la première fois des signaux RMN.
Ainsi naquit la résonance magnétique nucléaire et, dès lors, et furent exploitées de multiples applications touchant la chimie avec l'élaboration des structures chimiques, et, plus récemment, le domaine médical avec l'imagerie par résonance magnétique (ou IRM).

**Activité 6**



Qu'est-ce qu'une résonance? Donnez plusieurs exemples de résonance pouvant être observés dans la vie quotidienne.

## C Pour apprendre

**Remarque**

Les connaissances contenues dans ce cours ne sont pas exigibles à l'examen mais vous sont présentées pour pouvoir comprendre comment sont réalisés les spectres. Par contre, vous devez savoir faire les activités et les exercices d'apprentissage.

### 1. Principe

La spectroscopie de RMN (résonance magnétique nucléaire) est basée sur les propriétés magnétiques de certains noyaux atomiques. Seule la RMN du proton, donc du noyau de l'atome d'hydrogène $^{1}H$, sera étudiée.



© Cned – Académie en ligne

Comme les électrons, les noyaux d'hydrogène sont chargés électriquement et se comportent comme s'ils tournaient sur eux-mêmes ; on dit qu'ils possèdent un **spin**. Placé dans un champ magnétique, le noyau d'hydrogène peut alors prendre deux orientations correspondant à deux niveaux d'énergie différents.
L'absorption d'une radiation électromagnétique peut provoquer une transition de spin, le noyau passant alors du niveau d'énergie le plus faible vers le niveau d'énergie le plus élevé. On dit qu'il y a **résonance**.

Expérimentalement, on constate que, placés dans un champ magnétique de l'ordre de 1,4 T (tesla), les protons absorbent l'énergie électromagnétique vers $60.10^6$ Hz (fréquence radio). Cependant, cette fréquence de résonance peut varier légèrement (quelques parties par million : ppm) d'un noyau d'hydrogène à l'autre selon leur environnement constitué par les électrons des liaisons et des autres atomes :

– soit cet environnement s'oppose au champ magnétique appliqué : c'est le phénomène de blindage, qui se traduit par une augmentation de la fréquence de la radiation électromagnétique absorbée à la résonance. On parle aussi de champ fort,
– soit cet environnement amplifie le champ magnétique appliqué : c'est le phénomène de déblindage, qui se traduit par une diminution de la fréquence de la radiation électromagnétique absorbée à la résonance. On parle aussi de champ faible.

Au départ, un spectre RMN était obtenu en maintenant la fréquence de la radiation électromagnétique fixe et en faisant varier le champ magnétique. Ce procédé, trop long, a été remplacé par la RMN impulsionnelle pour laquelle le composé étudié est placé à l'intérieur d'un aimant qui impose un champ magnétique d'intensité fixe puis soumis à un rayonnement de fréquence variable.

Cette variation de fréquence est exprimée par rapport à un composé de référence : le TMS ou TétraMéthylSilane $Si(CH_3)_4$, introduit en petite quantité dans l'échantillon étudié. Ce composé fournit alors un pic unique (ses 12 protons étant tous équivalents) situé complètement à droite du spectre car sa résonance a lieu à champ plus fort que dans la plupart des composés étudiés. Il ne gêne donc pas l'interprétation du spectre. De plus, le TMS est volatil, soluble dans les solvants organiques et inerte chimiquement.

La variation de fréquence est très faible et dépend de l'environnement chimique du noyau. Elle est transformée en une grandeur appelée déplacement chimique notée $\delta$ et exprimée en partie par million noté ppm.

Si le signal est émis près du TMS, le déplacement chimique est faible. On parle de champ fort : il y a blindage.
Si le signal est émis loin du TMS (champ faible), il y a déblindage. Le déplacement chimique varie de 0 à 15 ppm.

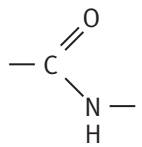
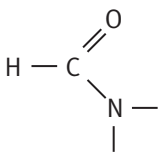
Des protons de même environnement résonneront pour le même déplacement chimique : on dit qu'ils sont **équivalents**.

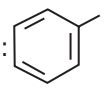


© Cned – Académie en ligne

## 2. Allure du spectre

Ce TMS de référence fournit alors un pic unique (ses 12 protons étant tous équivalents) situé à droite du spectre car sa résonance a lieu à champ plus fort que dans la plupart des composés étudiés.
La grandeur exprimée en abscisse du spectre est le **déplacement chimique** $\delta$ exprimée en ppm (parties par million).
Le pic du TMS constitue l'origine du spectre : son déplacement chimique est donc nul. Les valeurs usuelles de $\delta$ vont de 0 à 15 ppm.
Le tableau ci-dessous regroupe les déplacements chimiques des protons de quelques groupes chimiques :

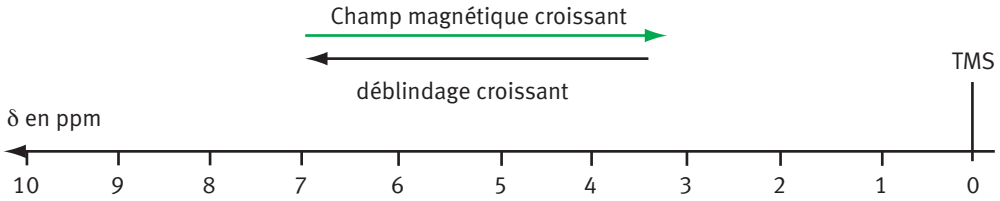
| Type de proton | $\delta$ en ppm | Type de proton | $\delta$ en ppm |
|---|---|---|---|
| –CH–C | 0,8 à 1 | –CH–X | 2,4 à 4 |
| –CH–C–C–X | 0,8 à 1,2 | –CH–O–C=O | 3,7 à 4,8 |
| –CH–C=C– | 1,6 à 2,2 | $H_2C=C$ | 4,5 à 5,3 |
| –CH–CX | 1 à 1,8 | Ar–H | 6 à 8 |
| –CH–C–CN | 2 à 3 | R–NH– | 1 à 5 |
| H–C–N | 2,1 à 3 | R–OH | 1 à 6 |
| HC≡C– | 2,3 à 3,2 |  | 5,5 à 8,5 |
| –CH–C=O | 2 à 2,7 |  | 8 |
| –CH–Ar | 2,3 à 3 | S–CHO | 9,5 à 9,9 |
| –CH–O | 3 à 4 | R–COOH | 10 à 13 |
| –CH–O–Ar | 3,7 à 4,3 | | |

Ar : symbolise un cycle aromatique de formule brute $C_6H_5$- ou : 

Le schéma ci-après indique l'évolution du déblindage ainsi que celui du champ magnétique en fonction du déplacement chimique.

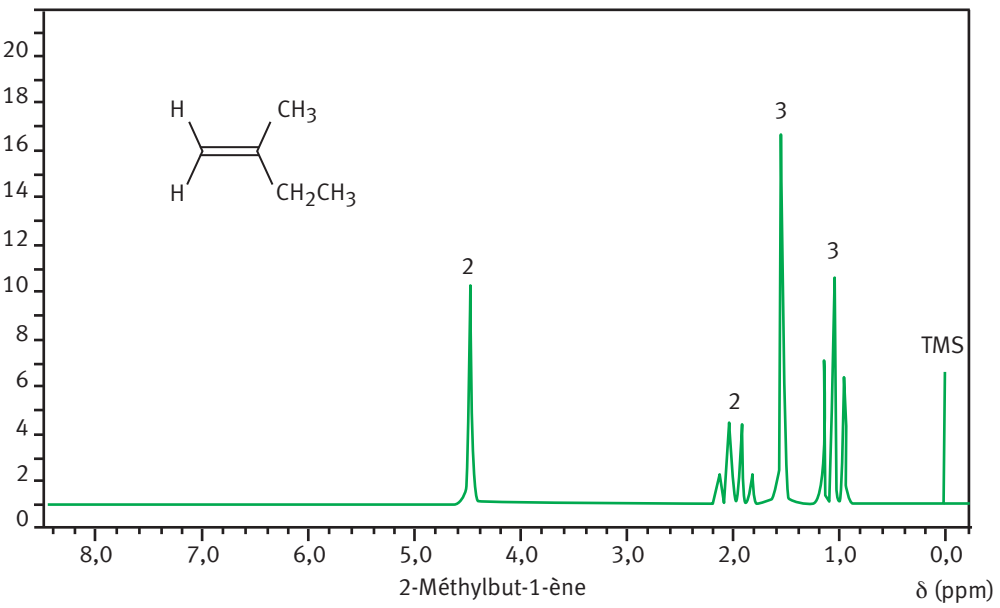


© Cned – Académie en ligne




Des protons équivalents ont le même déplacement chimique.

À titre d'exemple, le spectre du 2-méthylbut-1-ène :

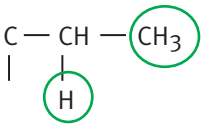



## 3. Exploitation d'un spectre

À la lecture de ce spectre, plusieurs observations s'imposent :

- Les différents signaux du spectre ne sont pas identiques : ils nous renseignent sur le nombre de protons voisins du proton étudié. Un signal peut être constitué d'un ou plusieurs pics. Ce phénomène est lié à la présence des **protons voisins (c'est-à-dire de protons éloignés de 3 liaisons)** (et est appelé **couplage** spin-spin).

***Exemple***

Exemple : 


Chaque proton du groupement – $CH_2$ – a trois voisins du point de vue de la RMN.

C'est la **règle des (n+1) uplets** : un proton ou un groupe de protons équivalents ayant n protons voisins donnera un signal constitué de (n+1) pics, appelé multiplet (singulet : 1 pic ; doublet : 2 pics ; triplet : 3 pics ; quadruplet : 4 pics ; quintuplet : 5 pics...).



© Cned – Académie en ligne

***Exemple*** Les protons du groupement – $CH_2$ – auront donc un quadruplet correspondant à leurs 3 voisins (pics à 2 ppm).

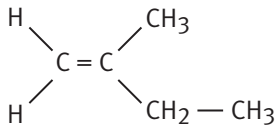
▶ L'existence d'une courbe superposée aux signaux appelée **courbe d'intégration** donne le nombre de protons de chaque type ; en effet, l'aire de chaque pic est proportionnelle au nombre de protons responsables du pic. Sur la courbe d'intégration, la distance entre deux paliers est proportionnelle à la surface du pic correspondant et donc au nombre de protons ; s'il n'y a pas de courbe d'intégration, on trouve parfois, au-dessus du signal, un chiffre qui est égal ou proportionnel au nombre de protons correspondant au signal.

***Exemple*** Les protons du groupement – $CH_2$ – sont au nombre de deux sur un total de 10 pour l'ensemble de la molécule, donc la surface de leur pic sera égal au cinquième de la surface de tous les pics. On peut indiquer aussi le nombre de protons correspondant.

Ainsi, la **multiplicité** des signaux, leur intégration ainsi que leur déplacement chimique permettent, la plupart du temps, d'identifier les différents atomes d'hydrogène de la molécule étudiée.

Dans le cas du 2-méthylbut-1-ène, on observe :

- Un singulet à 2 H pour $\delta = 4{,}5$ ppm
- Un quadruplet à 2 H pour $\delta = 2$ ppm
- Un singulet à 3 H pour $\delta = 1{,}5$ ppm
- Un triplet à 3 H pour $\delta = 1$ ppm




Identifions les différents protons de la molécule :

- Le singulet à 2 H pour $\delta = 4{,}5$ ppm correspond à 2 H équivalents non couplés et relativement déblindés donc proches d'un site de forte densité électronique (ici la double liaison C=C), donc ce sont les 2 H liés directement à cette double liaison.
- Un quadruplet à 2 H pour $\delta = 2$ ppm correspond à 2 H équivalents et couplés avec 3 autres H (soit le groupe $CH_3$,), donc il s'agit du groupe $CH_2$.
- Un singulet à 3 H pour $\delta = 1{,}5$ ppm correspond à 3 H équivalents non couplés, donc le groupe $CH_3$ lié directement à la double liaison C=C.
- Un triplet à 3 H pour $\delta = 1$ ppm correspond à 3 H équivalents couplés avec 2 autres H (soit le groupe $CH_2$), donc il s'agit du groupe $CH_3$ lié à $CH_2$.

***Remarques*** ❶ Il existe un phénomène d'échange de protons qui s'observe chaque fois qu'un proton est suffisamment mobile pour pouvoir être échangé entre deux molécules. Ce phénomène se rencontre dans les familles de composés où le proton est lié à un hétéroatome : **les alcools, les amines et les acides carboxyliques. Dans ce cas, les protons concernés ne donnent pas lieu au couplage avec d'autres protons d'une même molécule et on a un pic singulet.**

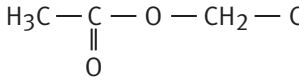
❷ Par ailleurs, il arrive que des protons voisins soient équivalents du fait de la symétrie de la molécule. Par exemple, les protons du dichloroéthane (Cl–$CH_2$–$CH_2$–Cl) sont tous équivalents et donnent un pic unique singulet.

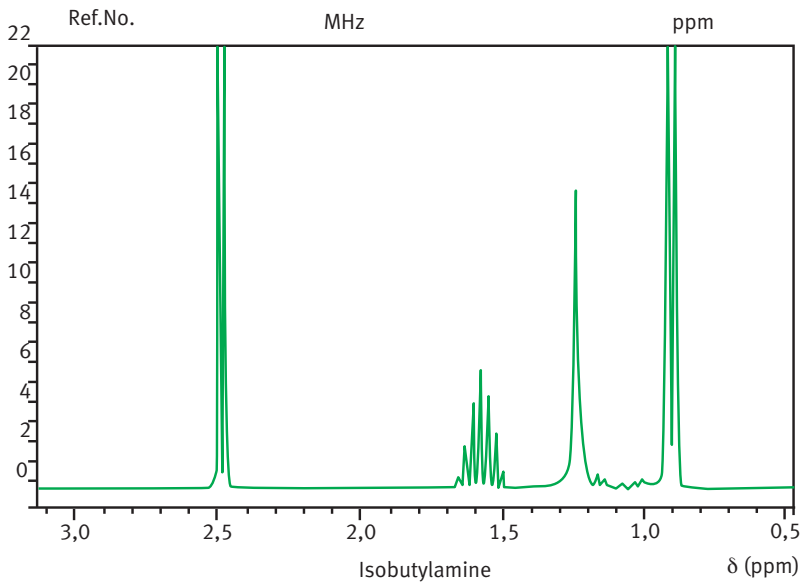


© Cned – Académie en ligne

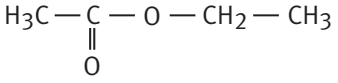
# D Pour conclure : exercices d'apprentissage

**Exercice 7** Attribuer à chaque type de proton les différents pics du spectre de l'isobutylamine dont la formule est :





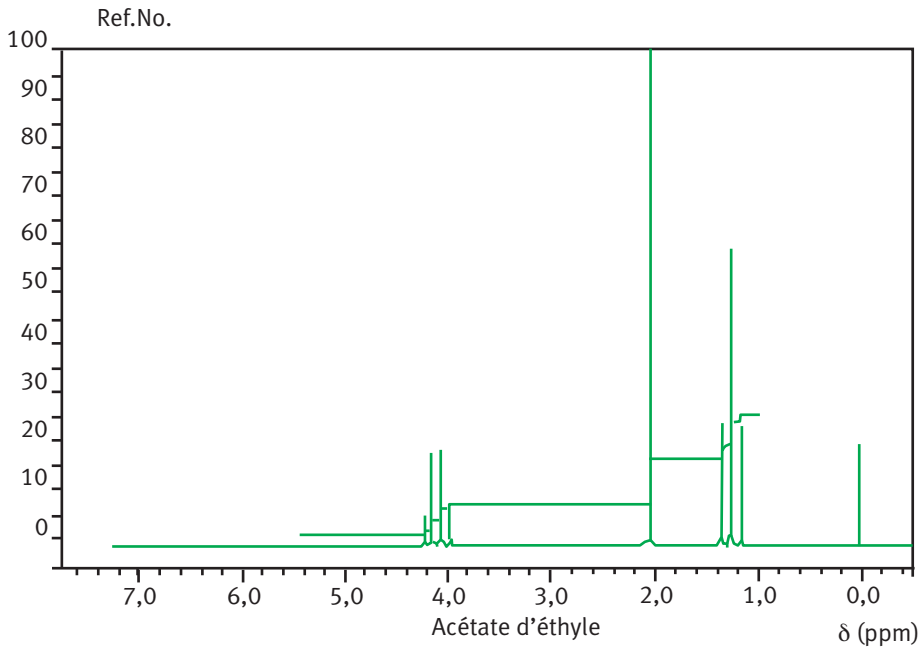

**Exercice 8** Attribuer à chaque type de proton les différents pics du spectre de l'éthanoate d'éthyle dont la formule est :



Justifier la valeur du déplacement chimique du quadruplet.
On notera la présence de la courbe dite d'intégration dans laquelle la distance entre deux paliers est proportionnelle à la surface du pic correspondant et donc au nombre de protons.
Cette distance est donc à mesurer à la règle graduée.

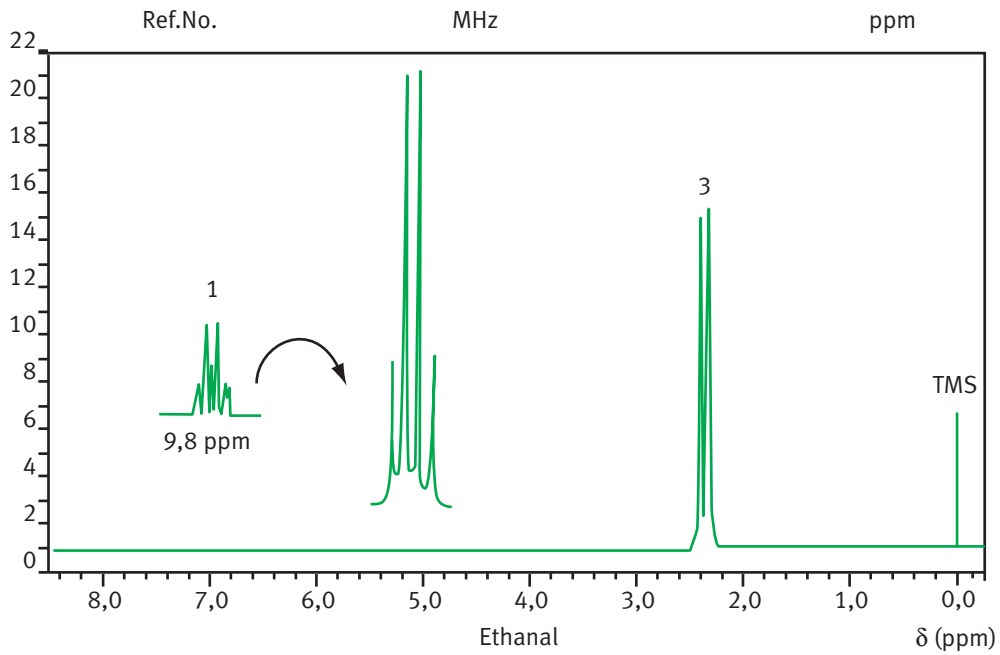


© Cned – Académie en ligne




**Exercice 9**

1. Écrire la formule semi-développée de l'éthanal.
2. Attribuer à chaque type de proton les différents pics du spectre de la molécule.






© Cned – Académie en ligne

# 6 Détermination de structures

## A Objectifs

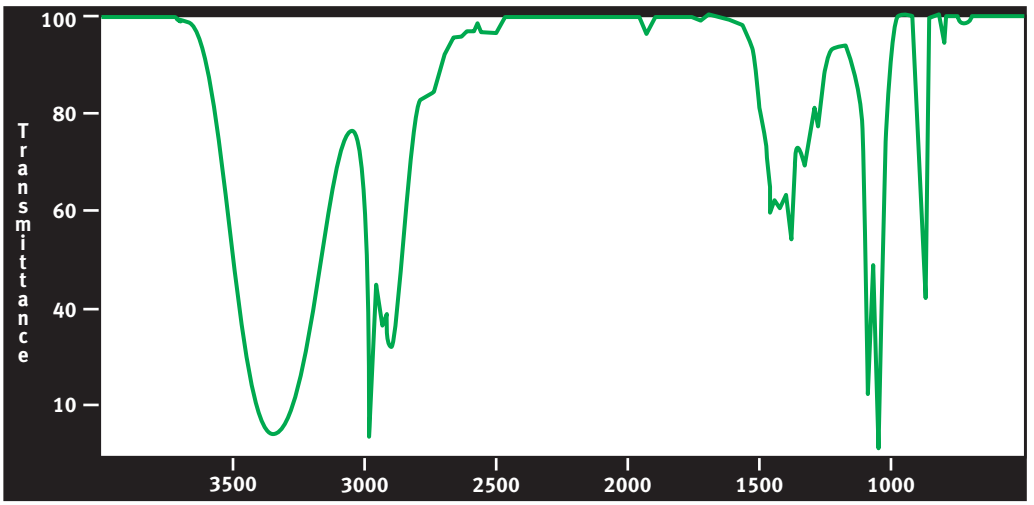
- Extraire et exploiter des informations sur différents types de spectres et sur leurs utilisations.
- Déterminer la structure d'une molécule (organique) c'est-à-dire sa formule développée plane à partir de sa formule brute et ce, en exploitant ses spectres IR et/ou UV-visible et/ou RMN.

## B Pour débuter

**Activité 7**

Soit la molécule d'éthanol de formule brute $C_2H_6O$. Tenter de trouver sa formule développée à l'aide des spectres :

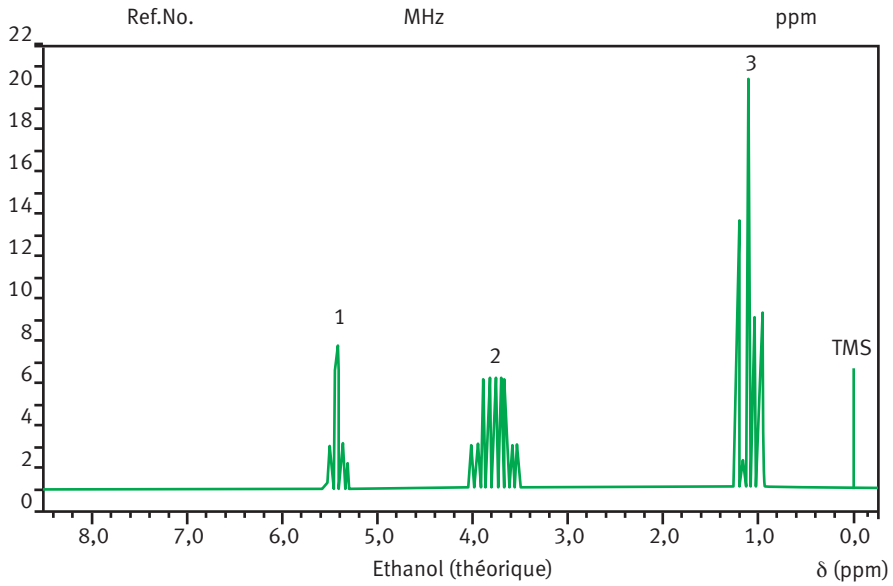
**Infrarouge :**






© Cned – Académie en ligne

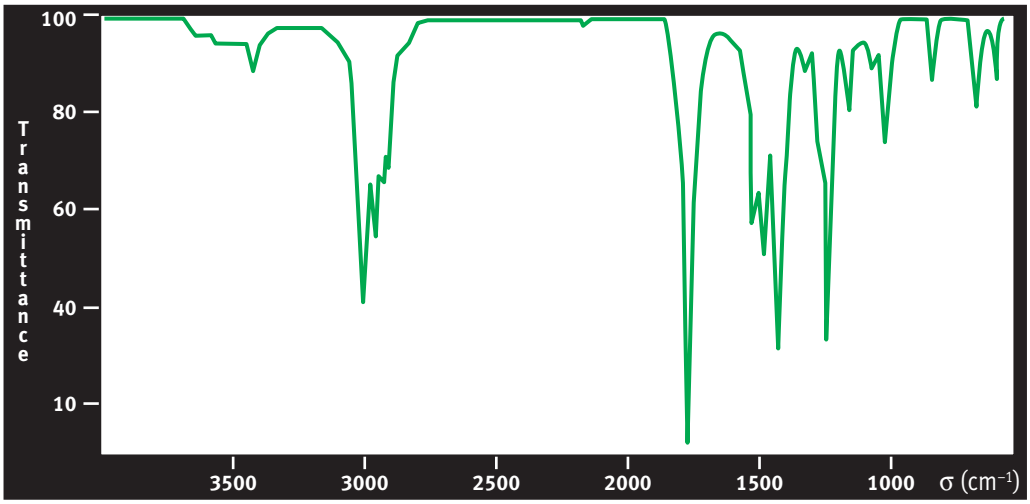
**RMN :**




**Activité 8**

De la même manière, quelle est la structure de la butanone de formule brute $C_4H_8O$ ?

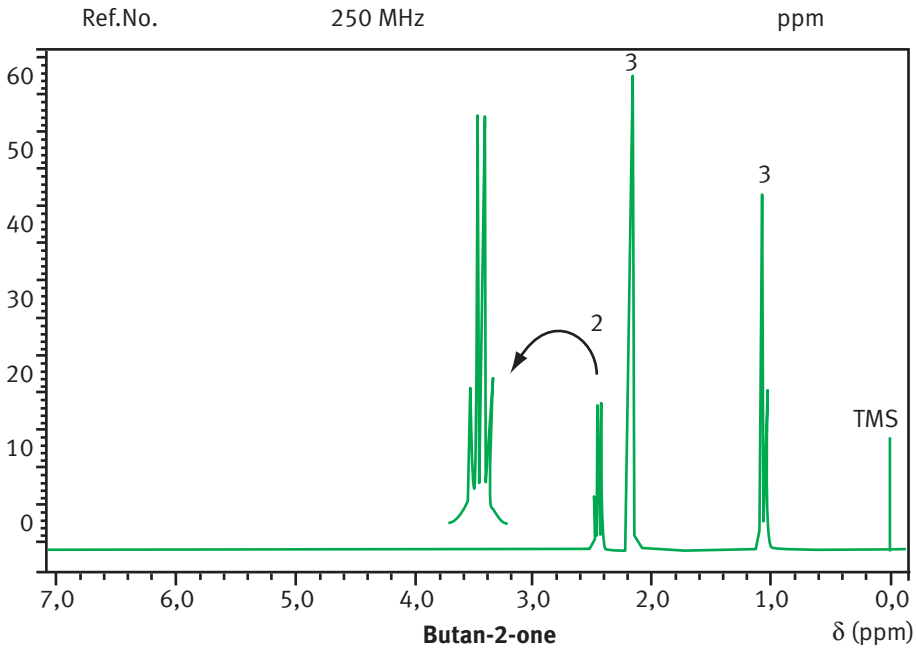
**Infrarouge :**






© Cned – Académie en ligne

**RMN :**




# C Pour apprendre

Les méthodes spectroscopiques permettent de déterminer la structure d'une molécule organique.

La spectroscopie UV-visible peut nous renseigner sur la présence de cycle benzénique et plus généralement de liaisons conjuguées engageant des atomes de carbones ou des atomes ayant des doublets non liants (O, S, N…).

La zone entre 1 400 et 4 000 $cm^{-1}$ d'un spectre IR permet d'obtenir davantage d'indications sur la nature des groupes caractéristiques et donc sur les fonctions chimiques.

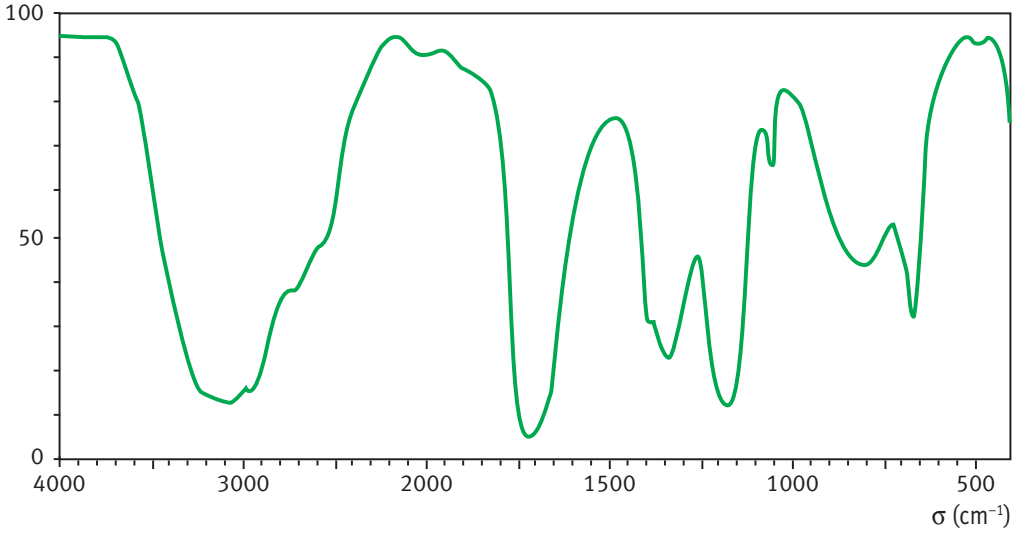
La spectroscopie RMN permet d'avoir des informations sur la chaîne carbonée des molécules.



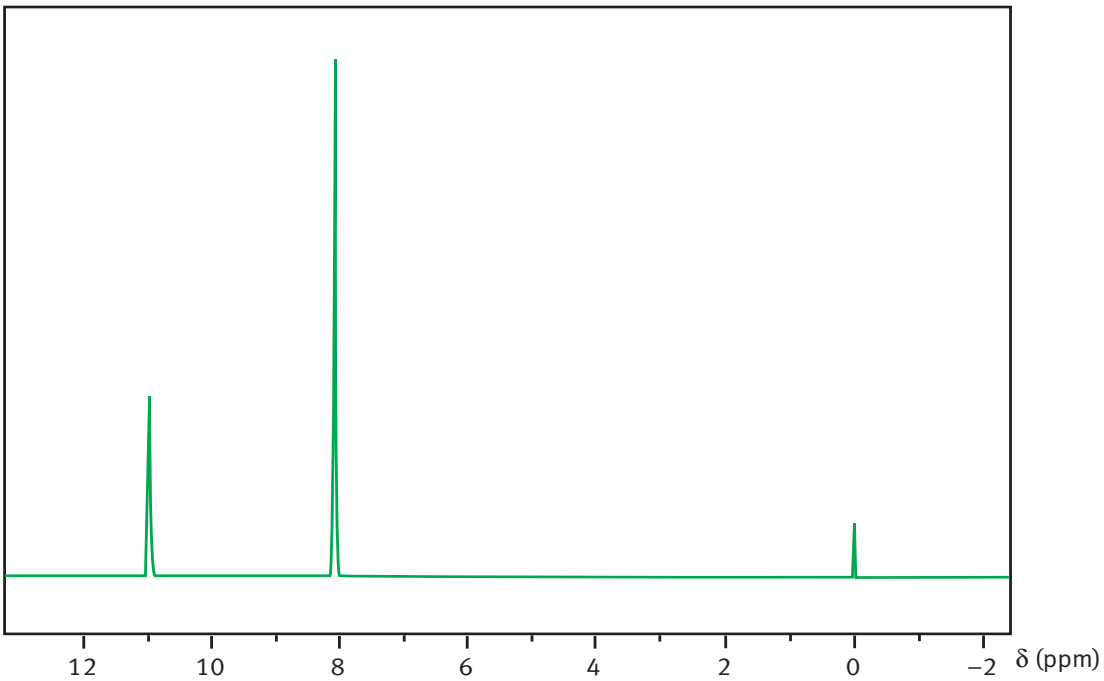
© Cned – Académie en ligne

# D Pour conclure : exercice d'apprentissage

**Exercice 10** On considère la molécule d'acide méthanoïque.
Son spectre IR est le suivant :




Son spectre RMN est :




1. Écrire sa formule semi-développée.
2. Montrer que chaque spectre corrobore cette formule.



© Cned – Académie en ligne

# 7 De nouvelles familles de composés organiques

## A Objectif

- Connaître le groupe fonctionnel et la nomenclature des composés organiques appartenant à la famille des esters, des amines et des amides.

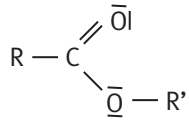
## B Pour débuter

Lors de l'étude des différents spectres, nous avons rencontré quelques molécules simples appartenant à la famille des esters, des amines ou des amides. Dans ce chapitre, nous allons apprendre à les nommer.

## C Pour apprendre

### 1. Les esters

Les esters constituent une famille de composés organiques qui possèdent les mêmes propriétés chimiques et, par conséquent, le même groupe fonctionnel :

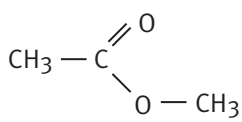


R et R' sont deux radicaux quelconques (identiques ou différents).

La formule d'un ester dérive de celle d'un acide carboxylique RCOOH par le remplacement de l'atome d'hydrogène du groupe carboxyle par un radical R'. On dit alors que les esters sont des dérivés d'acide.
Le nom de l'ester s'obtient à partir du nom de l'acide carboxylique correspondant ainsi que de celui du groupe R'. Les numérotations des deux termes commencent à partir du groupe fonctionnel.

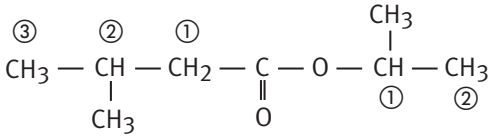
À partir du nom de l'acide, on supprime le mot « acide », on remplace la terminaison « oïque » par « oate » et on ajoute « de » suivi du nom du radical R'.

***Exemples*** ❶





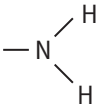
© Cned – Académie en ligne

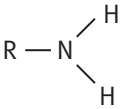
❷ 

Le premier ester est dérivé de l'acide éthanoïque encore appelé acide acétique $CH_3COOH$ et de R': radical méthyle. Son nom est donc : éthanoate de méthyle ou : acétate de méthyle. Le second ester s'appelle le 2-méthylpropanoate de 1-méthyléthyle.

## 2. Les amines (amines primaires)

Les amines primaires sont des composés **azotés** qui dérivent formellement de l'ammoniac $NH_3$ par remplacement d'un atome d'hydrogène par un groupe carboné (groupe alkyle par exemple).

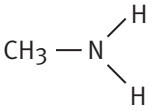
Les amines primaires possèdent donc le groupe caractéristique suivant : 

Leur formule générale est la suivante : 

La chaîne principale est la chaîne la plus longue contenant le groupe azoté. La numérotation de la chaîne est choisie de façon que le carbone lié au groupe azoté ait le numéro le plus petit.

Les amines primaires se nomment à partir du nom de l'alcane correspondant suivi du suffixe « **amine** ».

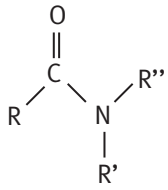
***Exemple*** L'amine primaire la plus simple s'appelle la méthanamine :



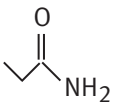
L'amine primaire à 2 carbones est l'éthanamine : $CH_3$-$CH_2$-$NH_2$.

## 3. Les amides

Les amides sont des composés organiques issus de la réaction entre un acide carboxylique et une amine. Leur groupe caractéristique est :



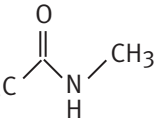
Le nom des amides primaires non substitués est celui de l'acide carboxylique correspondant en substituant la terminaison oïque par la terminaison amide (et en enlevant le terme acide) :

▶ propanamide : 



© Cned – Académie en ligne

Les amides primaires substitués sur l'atome d'azote sont nommés en faisant précéder le nom de l'amide de la lettre N suivie du nom du groupe substituant. S'il y en a plusieurs, chacun est précédé de N et ils sont énoncés dans l'ordre alphabétique :

▸ N-méthyléthylamide : 

# D Pour conclure : exercices d'apprentissage

**Exercice 11** La molécule de formule : $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-$NH_2$

a) est un acide carboxylique
b) est un alcool
d) est une amine primaire
e) s'appelle la propanamine
f) s'appelle l'acide butanoïque

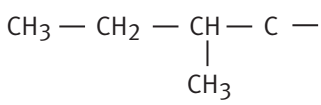
**Exercice 12** Nommer les esters :

a) $HCOOC_2H_5$

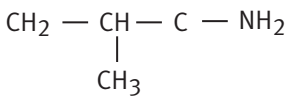
b) $CH_3COOC_2H_5$

c) $C_2H_5COOCH_3$

d) $C_2H_5COOC_2H_5$

**Exercice 13** a) Nommer l'amine primaire de formule : 

b) Donner la formule semi-développée de la 2-méthylbutan-1-amine.

**Exercice 14** a) Nommer l'amide de formule : 

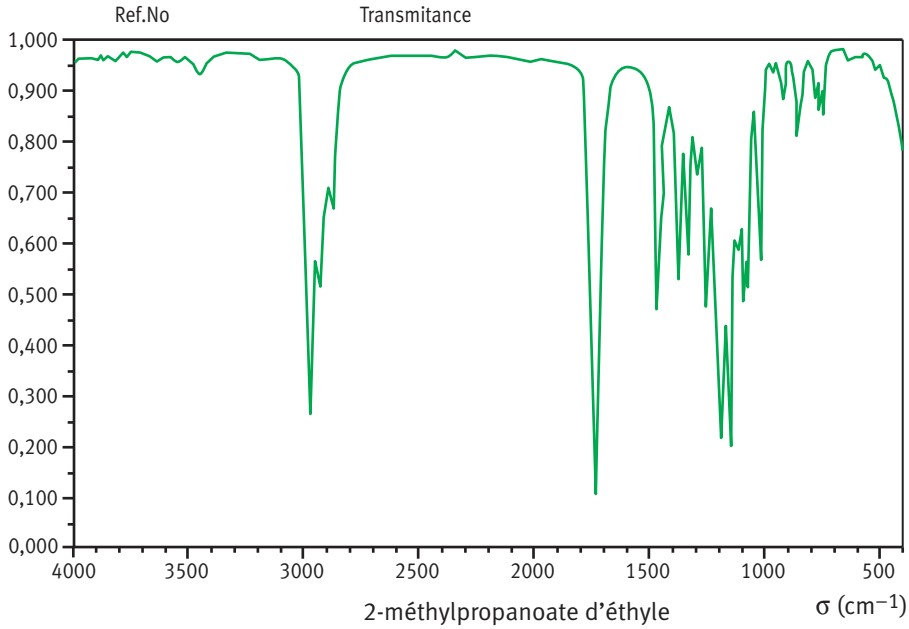
b) Donner la formule semi-développée de la 3-méthylbutanamide.

**Exercice 15** ❶ Écrire la formule semi-développée du 2-méthylpropanoate d'éthyle. À quelle famille appartient-il ?

❷ Retrouver dans son spectre IR les principales liaisons chimiques présentes dans la molécule.



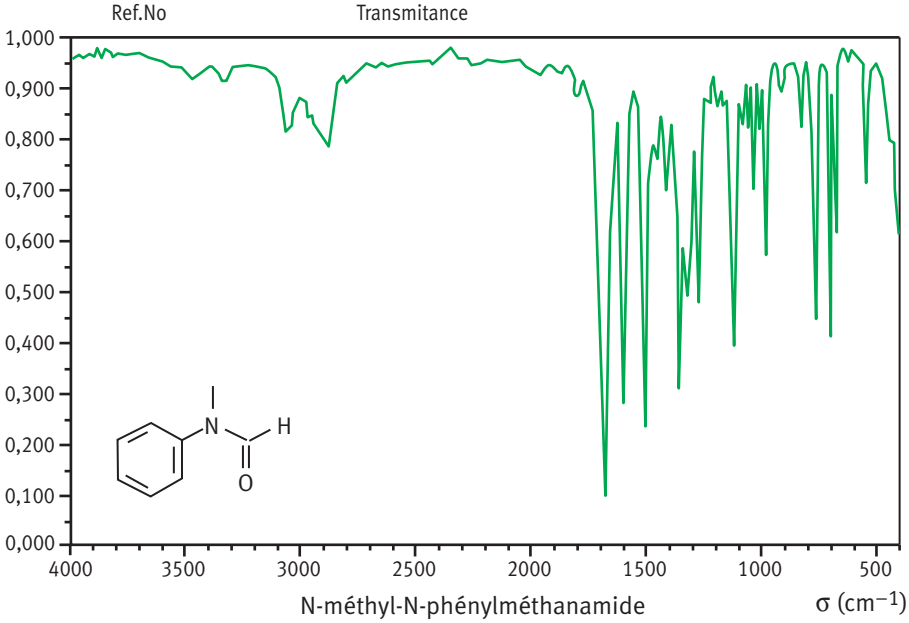
© Cned – Académie en ligne




2-méthylpropanoate d'éthyle

**Exercice 16**

1. À quelle famille appartient la N-méthyl-N-phénylméthanamide dont la formule est indiquée ci-dessous ?
2. Retrouver le pic correspondant à la fonction carbonyle.
3. Voit-on la liaison C-N vibrant vers 1450 $cm^{-1}$ ?




N-méthyl-N-phénylméthanamide

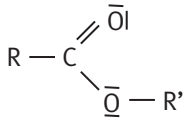


© Cned – Académie en ligne

# 8 Pour clore la séquence

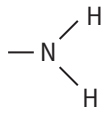
## A Fiche de synthèse

Les **esters** constituent une famille de composés organiques qui possèdent les mêmes propriétés chimiques et, par conséquent, le même groupe fonctionnel :



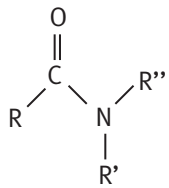
Le nom de l'ester s'obtient à partir du nom de l'acide carboxylique correspondant ainsi que de celui du groupe R'.

Les **amines primaires** sont des composés azotés qui dérivent formellement de l'ammoniac $NH_3$ par remplacement d'un atome d'hydrogène par un groupe carboné (groupe alkyle par exemple).

Leur formule générale est la suivante : 

Les amines primaires se nomment à partir du nom de l'alcane correspondant suivi du suffixe « **amine** ».

Les **amides** sont des composés organiques issus de la réaction entre un acide carboxylique et une amine. Leur groupe caractéristique est :



Le nom des amides primaires non substitués est celui de l'acide carboxylique correspondant en substituant la terminaison *oïque* par la terminaison amide (et en enlevant le terme « acide »).

La spectroscopie UV-visible est une spectroscopie d'absorption mettant en jeu des radiations dont le domaine de longueur d'onde est compris entre 200 nm et 400 nm pour l'ultraviolet et entre 400 nm et 800 nm pour le visible.
L'absorption de radiations par une molécule entraîne des transitions électroniques, c'est-à-dire le passage des électrons d'un niveau de basse énergie vers un niveau de plus haute énergie. Un spectre UV-visible est un graphe représentant les variations d'absorbance de la molécule en fonction de la longueur d'onde.



© Cned – Académie en ligne

Ce type de spectre nous renseigne essentiellement sur la **présence d'insaturations** dans la molécule (liaisons multiples) mais aussi d'une éventuelle **conjugaison** (alternance(s) liaison simple-liaison multiple).

Un **spectre IR** consiste en la variation de la transmittance T de l'espèce en fonction du nombre d'onde $\sigma$ de la radiation (en $cm^{-1}$).
Chacune de ces vibrations se produit pour un domaine de longueur d'onde différent ; ainsi, à chaque groupe d'atomes susceptibles d'entrer en vibration correspond une bande d'absorption à une longueur d'onde caractéristique.
Un spectre IR est donc complexe puisque toutes les liaisons d'une molécule sont susceptibles d'entrer en vibration dans le domaine de longueurs d'onde balayé.
Le spectre est constitué de creux appelés **pics** (plus ou moins larges) correspondant à la vibration des différents groupements d'atomes présents dans la molécule.
On constate alors l'existence de deux zones différentes :

- La zone de gauche de nombre d'onde compris entre 4 000 et 1 500 $cm^{-1}$ : c'est la zone la plus facilement exploitable car correspondant aux vibrations des principaux groupements d'atomes de la molécule.
- La zone de droite de nombre d'onde compris entre 500 et 1 500 $cm^{-1}$ : zone plus complexe appelée : *empreinte digitale de la molécule* car elle permet d'identifier une molécule.

La spectroscopie de **RMN (résonance magnétique nucléaire)** est basée sur les propriétés magnétiques de certains noyaux atomiques.
L'absorption d'une radiation électromagnétique par un noyau d'atome d'hydrogène $^1H$ en présence d'un champ magnétique peut provoquer une transition, le noyau passant alors du niveau d'énergie le plus faible vers le niveau d'énergie le plus élevé : il y a **résonance**.
La résonance se traduit par l'apparition d'un **pic** sur le spectre.
Des protons de même environnement résonneront pour la même fréquence : on dit qu'ils sont **équivalents**.
La grandeur exprimée en abscisse du spectre est le **déplacement chimique** $\delta$ exprimée en ppm (parties par million).
Le pic du TMS constitue l'origine du spectre : son déplacement chimique est donc nul. Les valeurs usuelles de $\delta$ vont de 0 à 15 ppm.
Les différents signaux du spectre ne sont pas identiques : ils nous renseignent sur le nombre de protons voisins du proton étudié. Un signal peut être constitué d'un ou plusieurs pics. Ce phénomène est lié à la présence des **protons voisins (c'est-à-dire de protons éloignés de 3 liaisons)** (et est appelé **couplage** spin-spin). C'est la **règle des (n+1) uplets** : un proton ou un groupe de protons équivalents ayant n protons voisins donnera un signal constitué de (n+1) pics, appelé multiplet (singulet : 1 pic ; doublet : 2 pics ; triplet : 3 pics ; quadruplet : 4 pics ; quintuplet : 5 pics...).
L'existence d'une courbe superposée aux signaux appelée **courbe d'intégration** donne le nombre de protons de chaque type.
Ainsi la **multiplicité** des signaux, leur intégration ainsi que leur déplacement chimique permettent, la plupart du temps, d'identifier les différents atomes d'hydrogène de la molécule étudiée.



© Cned – Académie en ligne

# B Exercices de synthèse

**Exercice 1** Soit le diméthylpropane de formule : $CH_3-C(CH_3)_2-CH_3$

1. Combien de signaux le spectre RMN du composé ci-dessus présente-t-il ?
2. Quelle est sa (leur) multiplicité ?

Justifier les réponses.

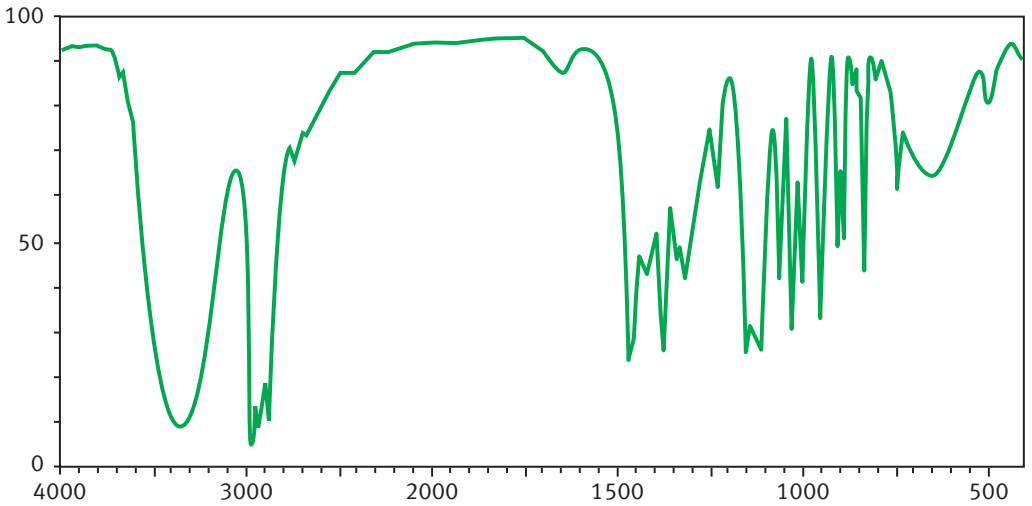
**Exercice 2** Soit le 2-méthylbut-1-ène de formule : $CH_2=C(CH_3)-CH_2-CH_3$

1. Combien de signaux le spectre RMN du composé ci-dessus présente-t-il ?
2. Quelle est sa (leur) multiplicité ?

Justifier les réponses.

**Exercice 3** On considère la molécule de pentan-2-ol de formule : $CH_3$-CHOH-$CH_2$-$CH_2$-$CH_3$.

Son spectre IR est le suivant :



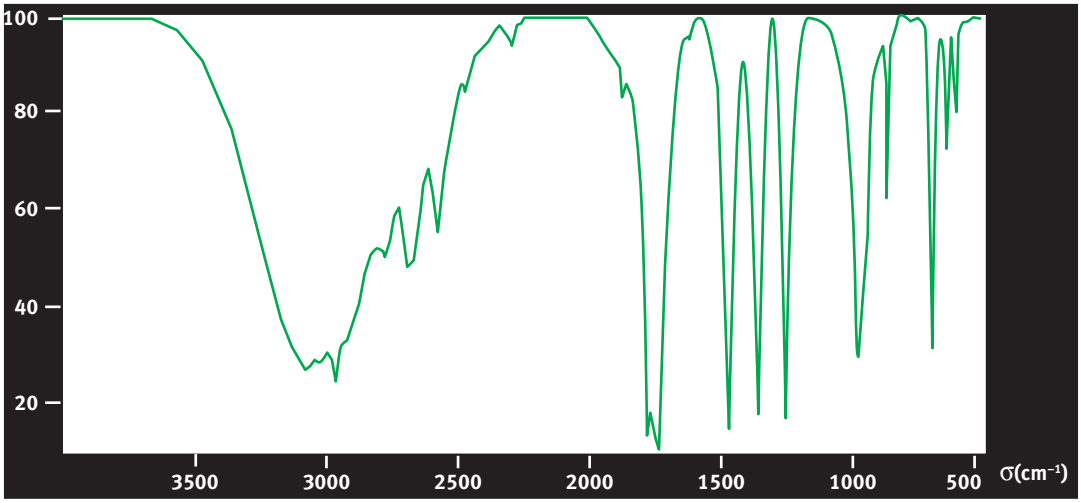

Justifier le spectre obtenu.



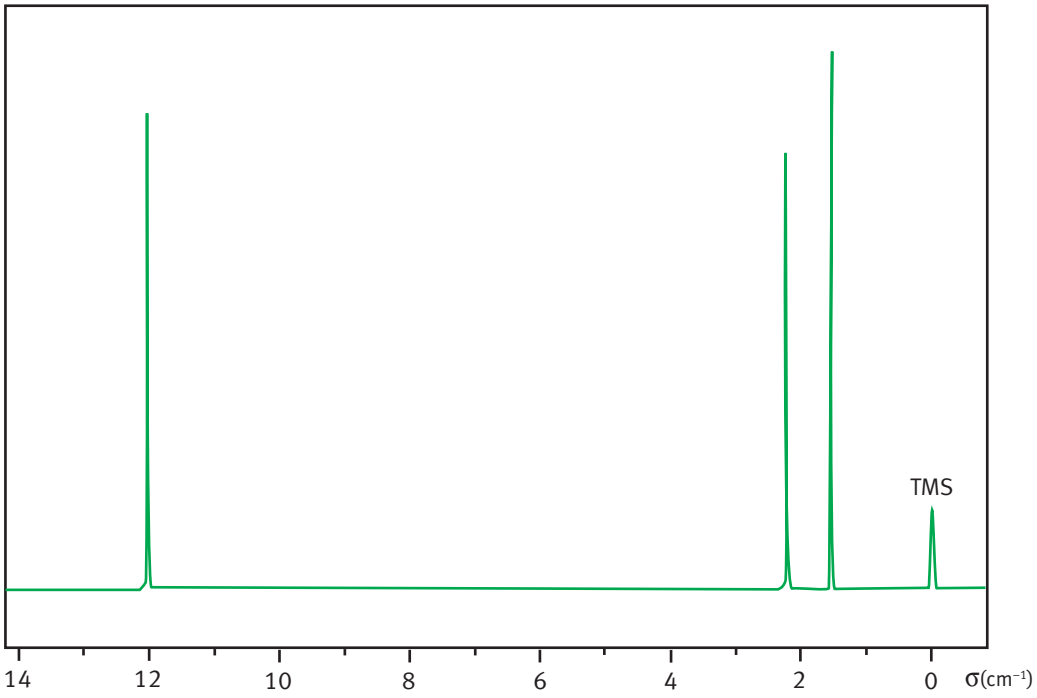
© Cned – Académie en ligne

**Exercice 4** L'acide adipique a pour formule brute : $C_6H_{10}O_4$.

1. Identifier, grâce au tableau fourni dans le cours, les bandes IR vers 17 00 $cm^{-1}$ et 3 000 $cm^{-1}$ qui caractérisent le groupement fonctionnel présent.




2. Trouver la structure de la molécule en exploitant le spectre RMN ci-dessous.




Notes : signal à 12 ppm : singulet
- signal à 2,2 ppm : triplet
- signal à 1,7 ppm : multiplet complexe.



© Cned – Académie en ligne

## Exercice 5

Le jasmin est un petit buisson à fleurs blanches originaire des Indes et d'Égypte. Il est cultivé en France, en Espagne, en Algérie, au Maroc, en Inde et en Égypte. Il existe deux sortes de jasmin utilisées dans la fabrication d'huile essentielle : le jasmin cultivé dans la région de Grasse et le jasmin cultivé en Égypte et en Inde. L'huile essentielle de jasmin est une huile très chère dans la mesure où il faut un très grand nombre de fleurs pour obtenir une petite quantité d'huile essentielle. Elle contient plus de 200 constituants mais un des constituants principaux, que l'on appellera X, est utilisé dans la parfumerie, dans l'agroalimentaire comme arôme et dans l'industrie chimique. Pour le synthétiser à partir de molécules plus simples, il est nécessaire de connaître le plus précisément possible sa structure chimique.
Dans un premier temps, il convient de l'extraire puis de le purifier par des méthodes telles que l'extraction par solvant, la distillation, la chromatographie... Ensuite, le composé chimique pur est envoyé dans un laboratoire d'analyse chimique qui va d'abord déterminer sa composition massique en éléments simples, principalement en C, H, N, O, S, Cl, Br, I pour un composé organique, puis sa masse molaire et enfin sa structure moléculaire par des méthodes spectroscopiques.

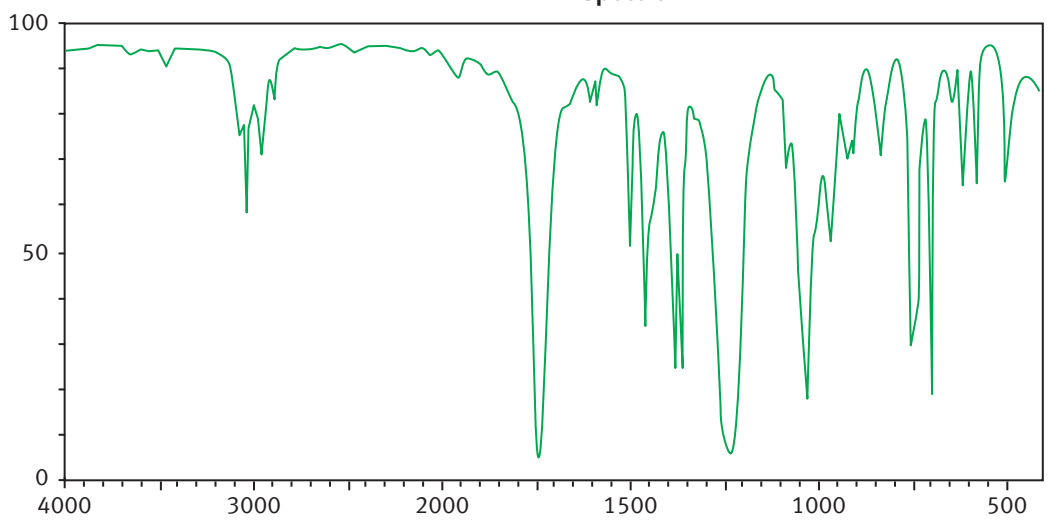
Votre mission est de trouver la formule semi-développée du composé X à partir des résultats du laboratoire d'analyse :

**Analyse élémentaire en % massique (avec l'imprécision de mesure)**

| Élément | % C | % H | % O | Autres éléments |
|---|---|---|---|---|
| % massique | 73,3 +/– 0,4 | 6,3 +/– 0,4 | 20,5 +/– 1 | traces |

Masse molaire de X : 150 g.mol$^{-1}$

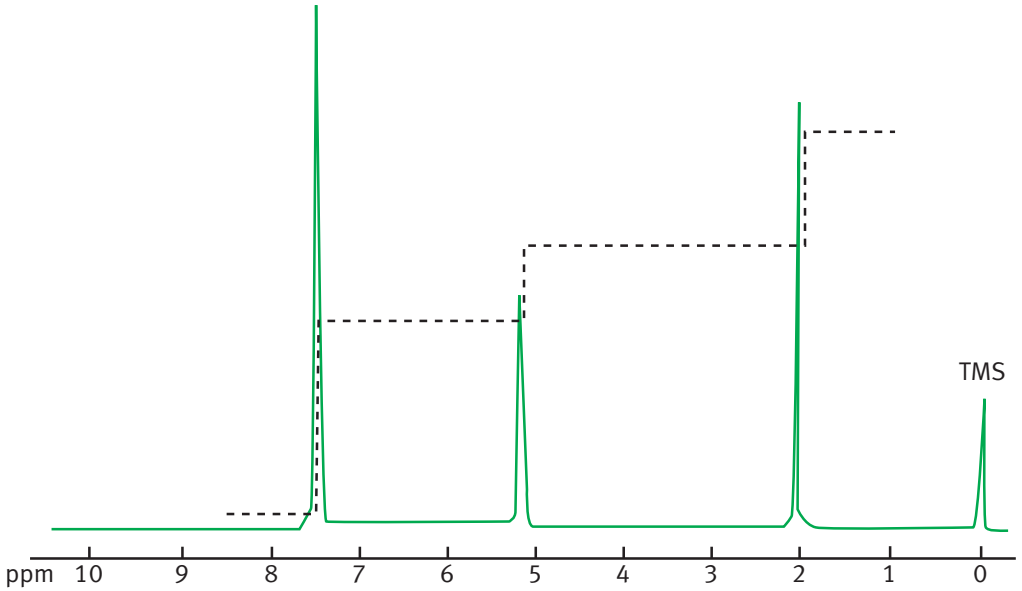
**Spectre IR**






© Cned – Académie en ligne

**Spectre RMN**




Gérard Gomez, *Abécédaire de chimie organique*.

***http://webpeda.ac-montpellier.fr/wspc/ABCDORGA/ORGANIQU.htm***

1. Montrer que les résultats obtenus en analyse élémentaire sont compatibles avec une formule brute de X égale à $C_9H_{10}O_2$. Les incertitudes de mesure en analyse élémentaire autorisent-elles une autre formule brute ?
2. À l'aide du spectre IR, trouver le groupe fonctionnel présent dans X.
3. À l'aide du spectre RMN, trouver la formule semi-développée de X. ■



© Cned – Académie en ligne

# Séquence 3

# Cinétique et stéréochimie

**Problématiques**

La séquence 4 traite de deux parties de la chimie qui sont indépendantes l'une de l'autre. Il nous est donc apparu logique de bien séparer ces deux parties en deux chapitres où nous tenterons de répondre à deux problématiques bien distinctes :

- Comment décrire l'évolution d'un système chimique en fonction du temps et quels sont les paramètres susceptibles d'accélérer ou de retarder cette évolution ?
  Ce chapitre traitera d'un domaine de la chimie connu sous le nom de cinétique chimique. Nous nous attarderons, en particulier, sur un de ces paramètres : il s'agit de la catalyse ou plutôt des différentes catalyses et des propriétés qui les caractérisent.
- Comment et pour quelle raison représenter dans l'espace des molécules organiques ?
  Ce chapitre traitera d'un domaine de la chimie connu sous le nom de stéréochimie, c'est-à-dire de la représentation spatiale des molécules. Si l'on ne s'intéresse qu'aux formules développées des molécules organiques, il est impossible d'interpréter les propriétés que certaines d'entre elles peuvent posséder. Il faut donc rechercher leur configuration spatiale c'est-à-dire leur géométrie dans l'espace pour comprendre les notions que nous allons alors étudier : énantiomérie, diastéréoisomérie. Mais nous verrons aussi que la configuration spatiale d'une molécule n'est pas figée, qu'une molécule peut donc se déformer, ce qu'elle fait en permanence. Il est donc très important de bien comprendre la différence entre isomères et conformères.

## Sommaire


1. Prérequis
2. Cinétique chimique
3. Stéréochimie
4. Pour clore la séquence




© Cned – Académie en ligne

# 1 Prérequis

## A Prérequis pour la cinétique chimique

### 1. Calcul d'une quantité de matière (niveau 2de et 1re S)

Pour calculer une quantité de matière, il existe trois formules qu'il est possible d'utiliser suivant la nature du composé :

- La première formule peut s'appliquer pour n'importe quel composé et elle met en jeu sa masse m :

  $n = \frac{m}{M}$ (M désigne la masse molaire moléculaire du composé)

- La deuxième formule ne peut s'appliquer qu'aux composés gazeux et elle met en jeu leur volume V :

  $n = \frac{V}{V_{mol}}$ ($V_{mol}$ désigne le volume molaire pris dans les conditions de l'expérience)

- La troisième formule ne peut s'appliquer qu'aux composés en solution et elle met en jeu leur concentration molaire C :

  $n = C . V_{sol}$ ($V_{sol}$ désigne le volume de la solution exprimé en litres puisqu'une concentration molaire est donnée, généralement, en $mol.L^{-1}$)

#### Test 1

Quelle est la quantité de matière contenue dans 10 g de carbonate de calcium $CaCO_3$ ?

#### Test 2

Quelle est la quantité de matière contenue dans 10 L de méthane (gaz de ville) ? En déduire la masse correspondante.

#### Test 3

Quelle est la quantité de matière de chlorure de sodium NaCl contenue dans 200 mL d'une solution dont la concentration est de 0,25 $mol.L^{-1}$ ? En déduire la masse de sel correspondante.

On donne les masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : H = 1 ; C = 12 ; O = 16 ; Na = 23 ; Ca = 40 ; Cl = 35,5 et le volume molaire : 24 $L.mol^{-1}$.



© Cned – Académie en ligne

## 2. Ajuster l'équation d'une réaction (niveau 4e et 1re S)

Vous savez que le nombre d'atomes de chaque élément se conserve lors d'une réaction chimique ; c'est la façon moderne d'énoncer la loi de Lavoisier : « Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme. »

Ajuster l'équation d'une réaction, c'est traduire cette loi en plaçant devant la formule chimique des réactifs et des produits des coefficients stœchiométriques.

On sait aussi que, pour écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction, il faut utiliser une méthode particulière qui consiste à combiner deux demi-équations de telle sorte que les électrons s'éliminent.

Pour écrire la demi-équation d'un couple redox, il faut respecter les règles suivantes :

- Vérifier qu'il y a, dans les deux membres, autant d'atomes de l'élément autre que l'oxygène ou l'hydrogène.
- Si on a plus d'oxygène dans un membre que dans l'autre, on rétablit l'équilibre en ajoutant des molécules d'eau $H_2O$.
- Si on a plus d'hydrogène dans un membre que dans l'autre, on rétablit l'équilibre en ajoutant des ions $H^+$.
- Pour rétablir l'égalité des charges, on ajoute dans le membre qui contient trop de charges positives par rapport à l'autre autant d'électrons que nécessaire.

On peut améliorer l'écriture de l'équation d'une réaction d'oxydoréduction en milieu aqueux (solvant : eau) en tenant compte de l'acidité ou de la basicité du milieu dans lequel elle se déroule :

– si c'est en milieu acide, il faut transformer les ions $H^+$ en ions $H_3O^+$,

– si c'est en milieu basique, il faut ajouter autant d'ions $HO^-$ qu'il y a d'ions $H^+$ pour les transformer en molécules d'eau.

### Test 4

Ajuster l'équation de la réaction chimique suivante.

$$Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$$

### Test 5

Écrire les demi-équations correspondant aux couples : $Cu^{2+}$ / $Cu$, $NO_3^-$ / $NO$ ainsi que l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu entre le cuivre et les ions nitrate.



© Cned – Académie en ligne

# 3. Dresser le tableau d'avancement d'une réaction (niveau 1re S)

Lors d'une réaction chimique, les réactifs interagissent pour former des produits. Pour calculer le nombre de moles des réactifs qui a disparu, ou le nombre de moles des produits qui s'est formé, on utilise l'avancement de la réaction que l'on note X.

Pour dresser le tableau d'avancement de la réaction, on considère, en général, trois étapes : l'avancement nul, l'avancement quelconque et l'avancement maximal.

Sur la ligne qui correspond à l'avancement nul, on note sous chaque participant le nombre de moles initialement présent. Le plus souvent, ce nombre de moles est nul pour les produits mais il peut en être autrement.

Sur la ligne qui correspond à l'avancement quelconque, on note sous chaque participant le nombre de moles que l'on détermine de la façon suivante : pour les réactifs, il s'agit du nombre de moles initial auquel on soustrait l'avancement X multiplié par le coefficient stœchiométrique et, pour les produits, il s'agit du nombre de moles initial auquel on ajoute l'avancement X multiplié par le coefficient stœchiométrique.

Pour remplir la ligne qui correspond à l'avancement maximal, on doit résoudre les équations qui correspondent à ce qui a été écrit pour chaque réactif à la ligne précédente soit : $n(A) - a.X_{max} = 0$.

Il y a bien sûr autant d'équations que de réactifs. On obtient ainsi plusieurs valeurs pour $X_{max}$ ; mais il ne faut conserver que la plus petite d'entre elles, ce qui traduit le fait que lorsqu'un des réactifs vient à manquer, la réaction cesse même s'il reste beaucoup de tous les autres.

On dit du réactif qui vient, le premier à manquer, qu'il est en défaut ou qu'il s'agit du réactif limitant.

## Test 6

On fait réagir 10 g de propane sur 96 L de dioxygène.

- Calculer le nombre de moles initial des deux réactifs.
- Écrire l'équation de la réaction sachant qu'il se produit une combustion complète, c'est-à-dire qu'il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau.
- Dresser le tableau d'avancement de la réaction et préciser quel est le réactif limitant (ou en défaut).

On donne les masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : H = 1 ; C = 12 ; O = 16 et le volume molaire : 24 L .mol-1.

## Test 7

1. Écrire l'équation qui correspond à la combustion complète du butane.
2. Dresser le tableau d'avancement de cette réaction.
3. On réalise la combustion complète d'un kilogramme de butane : quel volume minimum de dioxygène nécessite cette combustion ?



© Cned – Académie en ligne

4 Quelles masses de dioxyde de carbone et d'eau liquide obtient-on alors ?

On donne les masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : H = 1 ; C = 12 ; O = 16 et le volume molaire : 24 L .mol-1.

# B Prérequis pour la stéréochimie

## 1. La structure électronique des atomes et le tableau de la classification périodique (niveau 2de)

En fonction de l'énergie qu'ils possèdent, les électrons d'un atome viennent se placer sur une couche électronique K, L, M… Ces couches correspondent au nombre quantique principal **n** qui permet de savoir quel est le nombre maximum d'électrons qui peuvent venir s'y placer grâce à la formule :

$$\text{nombre maximum d'électrons sur la couche} = 2.n^2$$

Quand une couche électronique contient le nombre maximum d'électrons qu'elle peut renfermer, on dit qu'elle est saturée.

Ainsi, sur la couche K, qui correspond à n = 1, on peut placer au maximum : $2 \times 1^2 = 2$ électrons. Les deux éléments, l'hydrogène et l'hélium, possèdent respectivement 1 et 2 électrons qui viennent se placer sur cette couche K ; ils figurent sur la première ligne du tableau de la classification périodique.

De même, sur la couche L, qui correspond à n = 2, on peut placer au maximum : $2 \times 2^2 = 8$ électrons. Les huit éléments, du bore au néon, possèdent de 3 à 10 électrons, qui viennent se placer d'abord sur la couche K, ensuite sur la couche L ; ils figurent sur la deuxième ligne du tableau de la classification périodique.

Ensuite vient la couche M, qui correspond à n = 3, et sur laquelle on peut placer au maximum :

$$2 \times 3^2 = 18 \text{ électrons.}$$

En fait, **tout se passe comme si elle se saturait à 8 électrons** comme la couche L (voir la remarque, page suivante). C'est la **règle de l'octet** qui dit qu'un atome n'a atteint sa stabilité maximale que lorsque sa deuxième ou sa troisième couche renferme 8 électrons. Pour atteindre sa stabilité maximale, c'est-à-dire pour saturer sa couche électronique externe avec **2 électrons pour la couche K** ou avec **8 électrons pour les couches L ou M**, un atome a deux solutions : soit établir des liaisons de covalence avec d'autres atomes, soit devenir un ion.



© Cned – Académie en ligne

**Remarque**

***(hors programme au niveau de la terminale)*** Sur le tableau de la classification périodique, la troisième ligne ne comporte (comme la seconde) que huit éléments, du sodium à l'argon, et il faut arriver à la ligne suivante pour voir apparaître une série de 18 éléments. Pour comprendre le tableau de la classification périodique, il faut savoir que les couches se divisent elles-mêmes en sous-couches : chaque sous-couche correspond à un niveau d'énergie différent pour les électrons qui viennent s'y placer. La couche K ne comporte qu'une sous-couche 1s. La couche L comporte deux sous-couches : 2s et 2p et la couche M en comporte trois : 3s, 3p et 3d. Comme la couche 4s de la couche N correspond à un niveau d'énergie inférieur à celui de la couche 3d, l'atome qui possède 19 électrons (le potassium) commencera donc à remplir la couche 4s avant de remplir la couche 3d.

### Test 8

Donner la structure électronique et la place dans la classification périodique des atomes suivants : azote (Z = 7), oxygène (Z = 8), sodium (Z = 11) et soufre (Z = 16).

Donner les ions monoatomiques stables correspondants.

## 2. La liaison de covalence (niveau 2de)

Deux atomes créent une liaison de covalence lorsqu'ils mettent en commun un doublet d'électrons. Le plus souvent, pour former le doublet de liaison, chaque atome apporte un électron célibataire de sa couche électronique externe. Mais il peut aussi se faire qu'un atome qui comporte une case vide (c'est-à-dire un emplacement de la couche où pourrait se trouver un doublet d'électrons et où il n'y en a aucun) se fixe sur un doublet d'électrons que possède la couche externe d'un autre atome ; c'est souvent le cas pour l'ion $H^+$ qui possède une case vide sur sa couche K. Il peut venir se fixer sur un doublet libre de la couche externe d'un autre atome. Par exemple, dans la molécule d'ammoniac $NH_3$, l'azote possède un doublet libre sur la couche L ; l'ion $H^+$ viendra s'y fixer, pour donner l'ion ammonium $NH_4^+$. Dans les deux cas, on remarque que l'atome d'azote N est entouré de 4 doublets, donc 8 électrons : il obéit alors à la règle de l'octet.

Il faut donc bien comprendre qu'une fois que le doublet électronique a été mis en commun par les deux atomes, il appartient à la fois à l'un et à l'autre des deux atomes. Ainsi, dans la molécule d'eau $H_2O$, l'atome d'oxygène met en commun ses deux électrons célibataires avec les électrons célibataires de deux atomes d'hydrogène et, à partir de là, les atomes d'hydrogène possède chacun deux électrons, donc leur couche K est saturée, et l'atome d'oxygène en possède huit, donc sa couche L est aussi saturée.

Si l'on ne considère que les liaisons de covalence où chaque atome fournit un électron, chacun d'eux pourra donner autant de liaisons de covalence qu'il possède d'électrons célibataires. On peut ainsi prévoir combien de liaisons peuvent donner certains atomes, en particulier ceux que l'on retrouve le plus souvent dans les molé-



© Cned – Académie en ligne

cules de la chimie organique. Ainsi, l'atome d'hydrogène ne donnera qu'une seule liaison, l'atome d'oxygène en donnera deux et l'atome d'azote trois.

### Test 9

Combien de liaisons l'atome de carbone (Z=6) doit-il former pour obéir à la règle de l'octet ?

## 3. La formule développée des molécules (niveau 2de)

On écrit la formule brute d'une molécule lorsqu'on donne le nom et le nombre des atomes qui la constituent, par exemple $H_2O$ ou $C_2H_6O$. Dans le premier cas, l'écriture de la formule brute suffit pour caractériser le corps pur à qui elle correspond, il s'agit de l'eau. Mais, dans le deuxième cas, plusieurs corps purs peuvent correspondre à cette formule brute et c'est pour cela qu'en général l'écriture de la formule brute ne suffit pas pour caractériser un corps pur et que l'on ne peut associer le nom d'un corps pur qu'à une formule développée.

Il convient de rappeler que deux corps purs qui ont la même formule brute, mais des formules développées différentes, sont appelés des isomères.

Écrire la formule développée d'une molécule, c'est rechercher les différentes liaisons de covalence qui unissent entre eux tous les atomes qui la constituent.

Prenons le cas simple de l'eau : l'atome d'oxygène possède deux électrons célibataires qu'il va unir aux deux électrons célibataires des deux atomes d'hydrogène, ce qui nous donne pour formule développée : H – O – H.

Cette écriture amène une remarque très importante : en effet, dans la formule développée, nous avons écrit les symboles des trois atomes sur une même ligne, alors que dans la molécule d'eau ces trois atomes forment un triangle. Il n'y a là pourtant aucune erreur de notre part, car une formule développée ne prétend pas donner la configuration spatiale d'une molécule. Nous verrons plus loin que c'est le rôle des formules de Cram.

La plupart du temps, en chimie organique, on utilise des formules semi-développées. Comme l'atome d'hydrogène ne peut donner qu'une seule liaison, on n'écrira plus les tirets qui symbolisent la liaison d'un atome d'hydrogène avec un autre atome. Ainsi la formule semi-développée du propane s'écrit : $CH_3 – CH_2 – CH_3$ et celle de l'éthanol : $CH_3 – CH_2 – OH$.

### Test 10

Donner la formule développée des molécules qui ont pour formule brute : $C_3H_8$, $C_3H_6$ et $C_3H_4$. On recherchera s'il existe des isomères possibles, les trois carbones formant une chaîne non cyclique.

© Cned – Académie en ligne

## 4. La représentation de Cram du méthane (niveau 1re S)

Pour étudier la géométrie de la molécule de méthane, on doit donc pouvoir représenter sur une feuille de papier (soit en deux dimensions) la structure dans l'espace (soit en trois dimensions) de cette molécule.

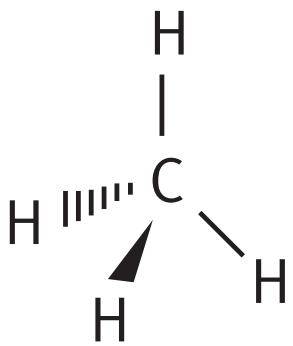
On adopte alors la représentation de Cram :

– une liaison qui appartient au plan de la feuille de papier est représentée par un trait plein : _____,

– une liaison qui se trouve en avant du plan de la feuille de papier est représentée par un triangle plein : ◥,

– une liaison qui se trouve en arrière du plan de la feuille de papier est représentée par un trait en pointillés : ||||||

Comme la molécule de méthane possède une structure tétraédrique dans laquelle les angles entre les liaisons C – H sont tous égaux à 109°, on devra dessiner la représentation de Cram ainsi :




### Test 11

Donner la formule de Cram du dichlorométhane. Expliquez pourquoi, si les quatre liaisons du carbone étaient dans un même plan, il existerait deux isomères du dichlorométhane, alors qu'avec un carbone tétraédrique il n'existe, en réalité, qu'un seul dichlorométhane.



© Cned – Académie en ligne

# 2 Cinétique chimique

## A Objectifs d'apprentissage

- Savoir qu'il existe des réactions qui se font instantanément alors que d'autres mettent un certain temps pour se réaliser.
- Savoir que la durée d'une réaction chimique lente dépend de nombreux paramètres expérimentaux que l'on nomme les facteurs cinétiques.
- Savoir qu'on peut suivre expérimentalement l'évolution d'une quantité de matière d'un réactif ou d'un produit, au cours du temps, et déterminer ainsi le temps de demi-réaction.
- Savoir qu'il est possible de diminuer la durée d'une réaction chimique lente en utilisant un catalyseur.
- Savoir qu'il existe plusieurs types de catalyses : homogène, hétérogène et enzymatique.

## B Pour débuter

### 1. Exemples de trois réactions dont un des réactifs est une solution de permanganate de potassium

Quand on verse, goutte à goutte, une solution de permanganate de potassium (qui est de couleur violette) dans une solution acidifiée de sulfate de fer (II), la décoloration est si rapide que, dès que la goutte tombe dans le verre à pied, elle a déjà perdu sa couleur violette.

Quand on verse, goutte à goutte, la même solution de permanganate de potassium dans une solution acidifiée d'acide oxalique (de formule $H_2C_2O_4$), la décoloration ne se fait pas spontanément : la couleur violette disparaît progressivement au cours du temps.

Quand on observe une bouteille qui a contenu une solution concentrée de permanganate de potassium pendant toute une année scolaire, on peut constater que la paroi est recouverte d'un dépôt brun de dioxyde de manganèse : il provient de la réduction des ions permanganate par l'eau de la solution. Il faut bien remarquer que, si la solution ne reste que quelques jours dans la bouteille, on n'observe pas ce dépôt brun.



© Cned – Académie en ligne

**Activité 1**



1. Écrire l'équation de la réaction qui a lieu entre les couples $Fe^{3+}$ / $Fe^{2+}$ et $MnO_4^-$ / $Mn^{2+}$ en milieu acide.
2. Écrire l'équation de la réaction qui a lieu entre les couples $CO_2$ / $H_2C_2O_4$ et $MnO_4^-$ / $Mn^{2+}$ en milieu acide.
3. Écrire l'équation de la réaction qui a lieu entre les couples $O_2$ / $H_2O$ et $MnO_4^-$ / $MnO_2$ en milieu basique.
4. Qu'est-ce qui différencie ces trois réactions chimiques ? Sur quel paramètre expérimental pourrait-t-on jouer pour voir si cette différence persiste quand on le fait varier ?

## 2. Étude quantitative de l'hydrolyse de l'éthylène glycol

En présence d'un grand excès d'eau et en conservant constants la température et le pH du milieu réactionnel, on obtient lors de l'hydrolyse de l'oxyde d'éthylène en éthylène glycol les résultats suivants :

| Date (en min) | 0 | 2 | 4 | 6 | 8 | 10 | 12 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Quantité d'oxyde d'éthylène (en mol) | 0,1 | 0,089 | 0,078 | 0,067 | 0,056 | 0,045 | 0,034 |

**Activité 2**



1. Rechercher les formules de l'oxyde d'éthylène et de l'éthylène glycol et écrire l'équation de la réaction d'hydrolyse.
2. Définir la durée de la réaction d'hydrolyse, en la supposant quantitative. Comment obtenir la valeur de cette durée, de la façon la plus précise ?

# C Pour apprendre

## 1. Réactions lentes ou rapides. Durée d'une réaction chimique

Une réaction qui est si rapide qu'elle semble achevée dès que les réactifs entrent en contact est dite **instantanée**.

Une réaction qui peut durer de quelques secondes à quelques heures est dite **lente**.

Une réaction dont on ne peut apprécier l'évolution, même au bout de plusieurs jours, est dite **infiniment lente**. On dit aussi en parlant d'un tel système chimique qu'il est cinétiquement inerte.



© Cned – Académie en ligne

La notion de durée d'une réaction chimique n'a vraiment de sens que pour les réactions que l'on a qualifiées de lentes. En effet, pour les réactions instantanées, comme pour les réactions infiniment lentes, pour des raisons opposées mais facilement compréhensibles, savoir combien de temps il faut exactement pour que les réactifs interagissent ne présente pas beaucoup d'intérêt pour les chimistes.

La durée d'une réaction lente correspond à l'intervalle de temps pendant lequel l'avancement varie de X = 0 à sa valeur finale.

Pour les réactions quantitatives (ou totales), la valeur finale de l'avancement est égal à la valeur maximale $X_{max}$. Mais il faut savoir que toutes les réactions chimiques ne sont pas quantitatives (voir la séquence 5), et qu'alors la réaction peut s'achever pour une valeur finale de l'avancement inférieure à $X_{max}$.

## 2. Facteurs cinétiques. Évolution d'une quantité de matière au cours du temps. Temps de demi-réaction

Nous avons déjà dit que l'on nomme facteurs cinétiques l'ensemble des paramètres expérimentaux susceptibles d'accélérer ou de retarder l'évolution d'un système chimique en fonction du temps. Nous allons, dans ce paragraphe, nous intéresser principalement à deux d'entre eux : la concentration initiale des réactifs et la température.

### a) Influence de la concentration des réactifs sur la durée d'une réaction

Pour savoir quelle est l'influence de la concentration des réactifs sur la durée d'une réaction lente, nous procéderons à deux séries de mesures. Dans un premier temps, nous ferons varier la concentration initiale d'un des réactifs et nous conserverons celle de l'autre constante, et, dans un second temps, nous inverserons les rôles joués par les deux réactifs.

L'ion thiosulfate peut intervenir dans deux couples d'oxydoréduction : $S_2O_3^{2-}/S$ et $SO_2/S_2O_3^{2-}$.

**Activité 3**



1. Écrire les demi-équations correspondantes et préciser, dans chacune d'elles, quel est l'oxydant et quel est le réducteur.
2. En déduire l'équation de la réaction que peut donner l'ion thiosulfate lorsqu'il se trouve en milieu très acide.

Lorsqu'une même espèce chimique joue à la fois le rôle du réducteur et de l'oxydant, lors d'une réaction, on dit qu'**elle se dismute**. La réaction s'appelle alors **une dismutation**.

Lors de cette dismutation, le soufre solide qui apparaît trouble la solution qui, au départ, était incolore. Celle-ci devient, au fil du temps, de plus en plus opaque. On utilise cette propriété de la manière suivante : on place un des deux réactifs dans un bécher sous lequel on glisse une feuille de papier sur laquelle on a dessiné un motif (une croix, par exemple). On verse ensuite le deuxième réactif et, dans le même temps, on déclenche le chronomètre. On l'arrête lorsque le motif n'est plus visible.



© Cned – Académie en ligne

Il faut bien remarquer que, lors de ces expériences, on ne mesure pas la durée puisque, lorsque la solution devient suffisamment opaque pour qu'on ne voie plus le motif, l'avancement n'a certainement pas atteint sa valeur maximale. Il en est cependant assez proche pour que l'on puisse admettre que l'intervalle de temps $\Delta t$ que l'on mesure ainsi soit assimilable à la durée de la réaction, à trois conditions cependant :

1. que l'on fasse toutes les expériences dans le même bécher,
2. que le volume total de liquide versé dans le bécher reste toujours le même,
3. que, pour chaque série de mesures, la quantité de soufre qui se formerait lorsque l'avancement maximal serait atteint reste la même quel que soit le mélange réalisé.

On utilise, pour toutes les expériences, une solution de sulfate de sodium à **0,10** mol.L$^{-1}$ et une solution d'acide chlorhydrique à **1,0** mol.L$^{-1}$. En mélangeant différents volumes de ces deux solutions, et en ajoutant de l'eau, on peut obtenir des concentrations initiales d'un des réactifs variables, tout en conservant constant le volume total du milieu réactionnel.

## Activité 4

### La première série de mesures



Lors de cette première série de mesures, on verse la solution de thiosulfate et l'eau dans le bécher, et on déclenche le chronomètre lorsqu'on verse les 5 mL de solution d'acide chlorhydrique.

1. Compléter le tableau ci-dessous en calculant les concentrations initiales en ions thiosulfate et en ions hydronium.
2. Montrer que, dans tous les cas, il se forme la même quantité de soufre lorsque l'avancement de la réaction a atteint sa valeur maximale.

   Dans le cas où la concentration initiale en ions hydronium reste constante, comment varie l'intervalle de temps $\Delta t$ en fonction de la concentration initiale en ions thiosulfate ?
3. Comment la concentration initiale en ions thiosulfate influe-t-elle sur la durée de cette réaction ?

| Volume de thiosulfate *(en mL)* | 60 | 50 | 40 | 35 | 30 |
|---|---|---|---|---|---|
| Volume d'eau *(en mL)* | 0 | 10 | 20 | 25 | 30 |
| Volume d'acide chlorhydrique *(en mL)* | 5 | 5 | 5 | 5 | 5 |
| $[S_2O_3^{2-}]_0$ *(en mol.L$^{-1}$)* | | | | | |
| $[H_3O^+]_0$ *(en mol.L$^{-1}$)* | | | | | |
| $\Delta t$ *(en s)* | 50 | 60 | 75 | 90 | 100 |



© Cned – Académie en ligne

## Activité 5 La deuxième série de mesures



Lors de cette deuxième de mesures, on verse la solution d'acide chlorhydrique et l'eau dans le bécher, et on déclenche le chronomètre lorsqu'on verse les 25 mL de solution de thiosulfate de sodium.

1. Compléter le tableau ci-dessous en calculant les concentrations initiales en ions thiosulfate et en ions hydronium.
2. Montrer que, dans tous les cas, il se forme la même quantité de soufre lorsque l'avancement de la réaction a atteint sa valeur maximale.
3. Dans le cas où la concentration initiale en ions thiosulfate reste constante, comment varie l'intervalle de temps $\Delta t$ en fonction de la concentration initiale en ions hydronium ?
4. Comment la concentration initiale en ions hydronium influe-t-elle sur la durée de cette réaction ?

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| **Volume de thiosulfate** *(en mL)* | 25 | 25 | 25 | 25 | 25 |
| **Volume d'eau** *(en mL)* | 30 | 25 | 20 | 10 | 0 |
| **Volume d'acide chlorhydrique** *(en mL)* | 10 | 15 | 20 | 30 | 40 |
| $[S_2O_3^{2-}]_0$ *(en mol.L$^{-1}$)* | | | | | |
| $[H_3O^+]_0$ *(en mol.L$^{-1}$)* | | | | | |
| $\Delta t$ *(en s)* | 120 | 105 | 90 | 80 | 70 |

On peut tirer une conclusion sur l'influence de la concentration initiale des réactifs sur la durée de la réaction de dismutation du thiosulfate. Que ce soit en faisant varier la concentration initiale de l'ion thiosulfate ou celle de l'ion hydronium, on parvient à la même constatation :

**Plus la concentration initiale des réactifs est grande et plus la durée de la réaction est courte.**

Dans la grande majorité des réactions chimiques, la conclusion que nous venons de tirer de ces expériences reste valable.

### b) Influence de la température sur la durée d'une réaction

Pour savoir quelle est l'influence de la température sur la durée d'une réaction lente, nous procéderons à deux séries de mesures. Dans un premier temps, nous ferons l'expérience à température ambiante et, dans un second temps, nous refe-



© Cned – Académie en ligne

rons la même expérience à une température inférieure d'une dizaine de degrés à la température ambiante.

Les chlorures de certains alcanes s'hydrolysent facilement pour donner les alcools tertiaires correspondants : le groupement hydroxyle vient alors prendre la place de l'atome de chlore. C'est, par exemple, le cas pour le 2-chloro-2-méthylpropane $CH_3 - C(Cl) - CH_3$ ($CH_3$ sur C) qui donnera le 2-méthylpropan-2-ol $CH_3 - C(OH) - CH_3$ ($CH_3$ sur C).

**Activité 6**

Écrire l'équation de cette réaction sachant qu'il se forme, en même temps que l'alcool tertiaire, de l'acide chlorhydrique.

On sait qu'en solution aqueuse, ce sont les ions qui conduisent le courant électrique. La résistance R et la conductance G = 1 / R d'une solution dépendent donc de la nature des ions (car tous les ions ne transportent pas le courant de la même façon) et surtout de leur concentration. Plus il y a d'ions d'une espèce donnée dans une solution aqueuse et plus la conductance de cette solution augmente puisque la résistance diminue.

On utilise cette méthode que l'on nomme conductimétrie pour connaître la durée de cette réaction lente ; en effet, les réactifs (le chloroalcane et l'eau) ne conduisent pas le courant électrique, l'alcool tertiaire non plus, mais au cours de la réaction, il se forme des ions hydronium et des ions chlorure qui, en solution aqueuse, le conduisent très bien. **La conductance G du milieu réactionnel est ainsi proportionnelle à la concentration C de l'acide chlorhydrique qui se forme.**
Le dispositif expérimental se compose d'un grand bécher que l'on pose sur un agitateur magnétique dont on règle la vitesse pour que le barreau aimanté ne tourne pas trop vite. Il ne faudra plus toucher à ce réglage pendant tout le temps que dureront les mesures. On plonge dans le bécher la cellule conductimétrique que l'on relie au conductimètre. Là encore, il est important de conserver toujours le même positionnement de la cellule dans le bécher.

On commence par mesurer la conductance d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration égale à 0,010 $mol.L^{-1}$. Il convient de préciser que toutes les solutions aqueuses utilisées lors de ces expériences sont réalisées avec de l'eau « bidistillée », dont la conductance est pratiquement nulle.

On place donc 200 mL de la solution d'acide chlorhydrique dans le bécher et on mesure la conductance G de cette solution. On lit, sur le conductimètre : G = 61,2 mS.

**Activité 7**

Puisque la conductance G est proportionnelle à la concentration de l'acide chlorhydrique, on peut écrire que : $C = K.G$. Calculer la valeur de la constante K et préciser son unité.

On a préparé 100 mL d'une solution en versant 5 mL de 2-chloro-2-méthylpropane (qui est un liquide de densité 0,85) dans de la propanone (ou acétone). On a choisi la propanone comme solvant, car elle est miscible à l'eau, mais sans action sur les chloroalcanes.

**Activité 8**

Calculer la quantité de matière de 2-chloro-2-méthylpropane contenue dans 5 mL de la solution ainsi préparée.

On donne les masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : C = 12, H = 1 et Cl = 35,5.



© Cned – Académie en ligne

On place maintenant 200 mL d'eau, à la température ambiante, dans le bécher et, dans le même temps, on verse 5 mL de la solution de 2-chloro-2-méthylpropane dans la propanone, et on déclenche le chronomètre. Toutes les 30 secondes, on lit la conductance G du milieu réactionnel et on obtient les résultats ci-dessous :

| Temps (en s) | 0 | 30 | 60 | 90 | 120 | 150 | 180 | 240 | 300 | 360 | 420 | 480 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Conductance (en mS) | 0 | 15,7 | 30,7 | 45,4 | 55,2 | 61,2 | 65,0 | 66,9 | 67,8 | 68,1 | 68,1 | 68,1 |
| C ($10^{-3}$ mol.L$^{-1}$) | | | | | | | | | | | | |
| $n_{[R\text{-}OH]}$ ($10^{-3}$ mol) | | | | | | | | | | | | |

## Activité 9



Déduire de ce tableau de résultats la concentration C en acide chlorhydrique à chaque date et reporter les valeurs dans la ligne du tableau.

1. Dresser le tableau d'avancement de la réaction d'hydrolyse du 2-chloro-2-méthylpropane et en déduire la valeur de l'avancement maximal de la réaction.
2. Établir la relation entre la quantité de matière en alcool tertiaire formé et la concentration en acide chlorhydrique.
3. Calculer le nombre de moles d'alcool tertiaire formé à chaque date $n_{[R\text{-}OH]}$ et reporter les valeurs dans la ligne du tableau.
4. Tracer une courbe en portant en abscisses les dates et en ordonnées le nombre de moles d'alcool tertiaire formé.
5. En discutant sur la précision de votre résultat, estimer la durée de la réaction d'hydrolyse du 2-chloro-2-méthylpropane, à la température ambiante.

On recommence l'expérience en prenant 200 mL d'eau que l'on a sortie du réfrigérateur de telle sorte qu'ils se trouvent à une dizaine de degrés au-dessous de la température ambiante.

Rapidement, on verse 5 mL de la solution de 2-chloro-2-méthylpropane dans la propanone et, dans le même temps, on déclenche le chronomètre. Toutes les minutes, on lit la conductance G du milieu réactionnel et on obtient les résultats ci-dessous :



© Cned – Académie en ligne

| Temps (en min) | 0 | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Conductance (en mS) | 0 | 8,3 | 15,3 | 22,7 | 29,4 | 35,9 | 41,7 | 46,9 | 51,8 | 55,2 | 58,0 | 60,1 |
| $n_{[R\text{-}OH]}$ (10-3 mol) | | | | | | | | | | | | |
| Temps (en min) | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | 19 | 20 | 21 | 22 | 23 |
| Conductance (en mS) | 61,3 | 62,3 | 63,2 | 64,1 | 64,7 | 65,3 | 66,0 | 66,3 | 66,6 | 66,9 | 66,9 | 66,9 |
| $n_{[R\text{-}OH]}$ (10-3 mol) | | | | | | | | | | | | |

**Activité 10**



1. En utilisant toujours la même valeur pour la constante K, calculer le nombre de moles d'alcool tertiaire formé à chaque date et reporter les valeurs dans la ligne du tableau.
2. Tracer une courbe en portant en abscisses les dates et en ordonnées le nombre de moles d'alcool tertiaire formé.
3. Quelles sont les principales critiques que l'on peut faire sur le mode expérimental adopté pour cette deuxième expérience ?
4. Peut-on quand même estimer la durée de la réaction d'hydrolyse du 2-chloro-2-méthylpropane, à une température inférieure à la température ambiante ? En tirer une conclusion valable sur le rôle joué par la température sur la durée de cette hydrolyse.

Pour la grande majorité des réactions chimiques, la conclusion que nous venons de tirer de ces expériences reste valable.

**Plus la température du milieu réactionnel est élevée et plus la durée de la réaction est courte.**

## c) Un autre facteur cinétique

En dehors des deux facteurs cinétiques que nous avons vus dans les deux premiers paragraphes, il en est un qui est général pour toutes les réactions qui se font en phase liquide : c'est l'agitation du milieu réactionnel. Il est facile de constater que lorsqu'on ajoute un sucre dans une boisson chaude, il se dissout beaucoup plus vite quand on agite le liquide avec une cuillère que lorsqu'on ne fait rien.

Ce qui est vrai pour la dissolution du sucre dans un liquide est aussi vrai pour les réactions chimiques. Nous n'en avons pas parlé, dans le premier paragraphe, mais si l'on agite le mélange des solutions de thiosulfate de sodium et d'acide chlorhydrique, il faudra le faire exactement de la même façon, à chaque fois, sinon on peut fausser nettement les résultats obtenus.

Dans le deuxième paragraphe, le mode expérimental prévoyait de régler l'agitateur sur une faible vitesse de rotation, qui devait rester la même pendant toute la durée des mesures.



© Cned – Académie en ligne

### d) Temps de demi-réaction

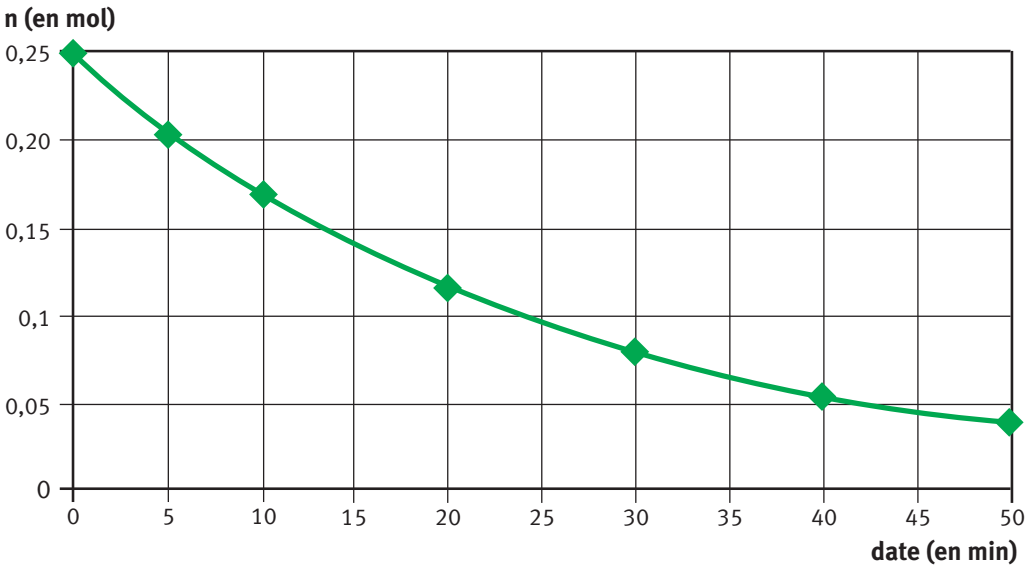
Pour comparer la durée de deux réactions lentes, il n'est pas nécessaire de les conduire jusqu'à leur terme. En effet, on peut se contenter de déterminer, pour chacune d'elles, **le temps de demi-réaction, c'est-à-dire l'intervalle de temps nécessaire pour que l'avancement varie de X = 0 à la moitié de sa valeur finale (pour les réactions quantitatives, la moitié de sa valeur maximale)**.

**Pour la grande majorité des réactions chimiques, plus le temps de demi-réaction est court et moins la durée de la réaction est longue.**

**Activité 11**



1. Écrire l'équation de la réaction qui transforme le pentaoxyde de diazote $N_2O_5$ en dioxyde d'azote $NO_2$ et dioxygène.
2. Dans des conditions expérimentales déterminées, la courbe ci-dessous représente la variation de la quantité de pentaoxyde de diazote en fonction du temps. Déterminer le temps de demi-réaction, en supposant que la transformation du pentaoxyde de diazote est quantitative.




## 3. Catalyses homogène, hétérogène et enzymatique

La catalyse est un facteur cinétique mais il est tellement particulier qu'on a pensé qu'il devait faire l'objet d'un chapitre particulier. Il faut bien retenir qu'un catalyseur ne constitue qu'un facteur cinétique : il peut donc servir pour diminuer la durée d'une réaction chimique, mais, en aucun cas, il n'est capable de déclencher une réaction qui n'est pas possible du point de vue de la thermodynamique.

Pour qu'une réaction chimique puisse avoir lieu, il faut, à l'échelle microscopique, que les molécules trouvent suffisamment d'énergie pour casser certaines liaisons, si bien que, dans un état dit de transition, l'énergie du milieu réactionnel doit devenir bien supérieure à ce qu'elle était au départ. La réaction n'est thermodynamiquement possible que si ce passage par l'état de transition peut avoir lieu.



© Cned – Académie en ligne

La présence d'un catalyseur va permettre au milieu réactionnel d'atteindre plus facilement cet état de transition et donc de diminuer la durée de la réaction.

On définit, en général, un catalyseur comme une espèce chimique qui, par son intervention, aide une réaction à se faire plus rapidement mais qui n'apparaît pas dans l'équation de réaction finale.

Comme l'indique le titre du chapitre, il n'existe pas une seule catalyse : on en distingue trois qui se différencient nettement les unes des autres par leurs propriétés. C'est ce que nous allons découvrir dans les paragraphes suivants.

## a) La catalyse homogène

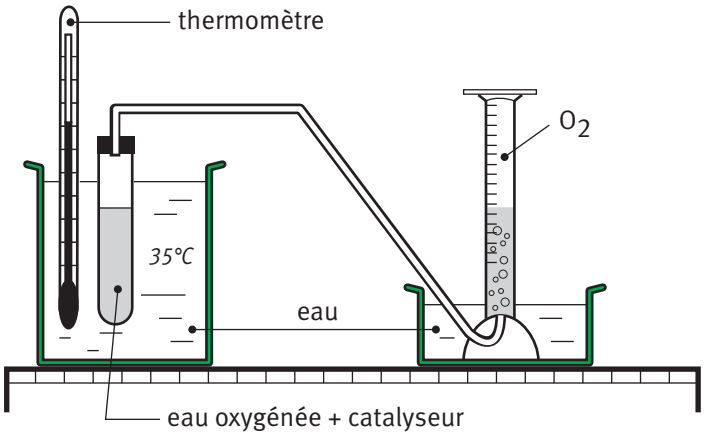
On parle de catalyse homogène lorsque le catalyseur et les réactifs constituent une seule phase. C'est la catalyse qui intéresse le plus souvent les solutions, mais on la rencontre aussi lors de réactions qui se déroulent en phase gazeuse. Par exemple, les oxydes d'azote NO et $NO_2$ catalysent la réaction :

$$2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$$

Dans cette réaction, tous les participants sont des gaz et constituent donc une seule phase.

Pour découvrir quels sont les caractères généraux de la catalyse homogène, nous allons étudier la décomposition de l'eau oxygénée, en présence d'ions fer (II). Dans cette réaction, tous les participants se trouvent en phase aqueuse.

La réaction de décomposition de l'eau oxygénée est très lente, si on conserve ce produit à une température assez basse et à l'abri de la lumière. Mais si l'on ajoute des ions fer (II) dans de l'eau oxygénée, sa décomposition devient relativement rapide. On se propose de suivre cette réaction en mesurant le volume de dioxygène qui se dégage au cours du temps. Pour cela, on réalise le montage représenté ci-dessous :




On verse dans le tube à essais 2 mL d'eau oxygénée à 110 volumes. Il faut impérativement travailler avec des gants et des lunettes car, à cette concentration, l'eau oxygénée peut être dangereuse. On place ce tube quelques instants dans le bain-marie à 35 °C.

Une solution d'eau oxygénée est dite à « n » volumes, si un litre de cette solution peut libérer « n » litres de dioxygène, dans des conditions où la température est de 0 °C et la pression de 1 atm ; une mole de dioxygène occupe alors un volume de 22,4 L.



© Cned – Académie en ligne

Lors de la première expérience, on prélève **1 mL** de la solution de sulfate de fer (II), que l'on verse dans un autre tube à essais et auquel on ajoute **7 mL** d'eau distillée. On place ce tube quelques instants dans le bain-marie à 35 °C.



La température est un facteur cinétique important, il faut donc qu'elle ne varie pas et qu'elle reste égale à 35 °C pendant toutes la durée des mesures.

Quand vous aurez attendu suffisamment pour que le contenu des deux tubes à essais soit à la bonne température, vous devez verser le sulfate de fer dans l'eau oxygénée, reboucher le tube le plus rapidement possible et attendre l'apparition de la première bulle gazeuse dans l'éprouvette graduée. Vous déclencherez le chronomètre lorsque cette première bulle atteindra le sommet de l'éprouvette. Ensuite, toutes les minutes et pendant 20 minutes, vous relèverez le volume de dioxygène qu'il suffit de lire sur les graduations de l'éprouvette.

**Remarque**

Le catalyseur est obtenu en versant, dans 200 mL d'eau, 20 mL d'acide sulfurique technique, puis 80 g de sulfate de fer (II), 7 $H_2O$. On agite jusqu'à dissolution complète. On obtient une solution de couleur vert pâle.

Après l'ajout du catalyseur, très rapidement, on observe que le contenu du tube qui contient le milieu réactionnel change de couleur : il était pratiquement incolore et il prend très vite une teinte jaune orangé.

Lors de la deuxième expérience, on prélève **5 mL** de la solution de sulfate de fer (II), que l'on verse dans un autre tube à essais et auxquels on ajoute **3 mL** d'eau distillée.

On obtient les résultats suivants :

| Date (en min) | Volume de dioxygène (en mL) Expérience 1 | Volume de dioxygène (en mL) Expérience 2 |
|---|---|---|
| 0 | 0 | 0 |
| 1 | 15 | 24 |
| 2 | 29 | 46 |
| 3 | 42 | 66 |
| 4 | 54 | 84 |
| 5 | 65 | 101 |
| 6 | 75 | 117 |
| 7 | 84,5 | 132 |
| 8 | 93,5 | 146 |
| 9 | 102 | 159 |
| 10 | 110 | 171 |
| 11 | 117,5 | 182 |
| 12 | 124,5 | 192 |
| 13 | 131 | 201 |
| 14 | 137 | 209 |
| 15 | 142,5 | 216 |
| 16 | 147,5 | 220 |
| 17 | 152 | 220 |
| 18 | 156 | 220 |
| 19 | 159,5 | 220 |
| 20 | 162,5 | 220 |



© Cned – Académie en ligne

## Activité 12

L'eau oxygénée intervient dans deux couples rédox : $H_2O_2$ / $H_2O$ et $O_2$ / $H_2O_2$. Écrire les deux demi-équations qui font intervenir l'eau oxygénée et en déduire l'équation de sa réaction de décomposition.

**Remarque**

Nous avons déjà vu dans l'activité 3 que lorsqu'une même espèce chimique joue à la fois, le rôle du réducteur et de l'oxydant, lors d'une réaction, on dit qu'elle se dismute. La réaction s'appelle alors une dismutation.

## Activité 13

Quelle observation expérimentale permet d'affirmer que l'eau oxygénée transforme, presque instantanément, les ions fer (II) en ions fer (III) ? Écrire l'équation de cette réaction qui se produit en milieu acide.

Les ions fer (III) peuvent, à leur tour, réagir sur l'eau oxygénée pour redonner des ions fer (II). Cette réaction n'est pas instantanée mais elle est beaucoup plus rapide que la réaction de dismutation de l'eau oxygénée.

## Activité 14

Écrire l'équation de la réaction des ions fer (III) sur l'eau oxygénée, qui se produit toujours en milieu acide. Ajouter ensuite les deux équations qui mettent en jeu l'eau oxygénée et les deux ions du fer. Quelle équation retrouve-t-on alors ?

Lorsqu'on additionne les deux réactions successives de l'eau oxygénée sur les ions fer (II) et fer (III), on retrouve l'équation de dismutation. On a pu ainsi remplacer une réaction très lente par deux réactions : une presque instantanée et l'autre lente, mais, malgré tout, beaucoup plus rapide que la réaction de dismutation elle-même.

On retrouve, sur cet exemple, une des propriétés caractéristiques de la catalyse homogène : *le catalyseur participe à la réaction, mais il n'apparaît cependant pas dans l'équation finale.*

## Activité 15

1. Quelle quantité de dioxygène (en moles) peut-on théoriquement obtenir à partir de 2 mL d'eau oxygénée à 110 volumes ?
2. Dans les conditions où l'on a manipulé, le volume molaire est de 24 $L.mol^{-1}$. Quel aurait dû être le volume maximal de dioxygène recueilli dans l'éprouvette ?
3. En dehors de mauvaises manipulations, quelle explication pouvez-vous apporter pour justifier la différence entre le volume théorique et le volume expérimental ?

## Activité 16

1. Dresser le tableau d'avancement de la réaction de dismutation de l'eau oxygénée : quelle relation peut-on écrire entre l'avancement X et le nombre de moles de dioxygène libéré ?
2. Tracer sur un même graphique, pour les deux expériences, la variation de l'avancement en fonction du temps pour $0 \leq t \leq 20$ min.
3. En admettant que c'est l'avancement final obtenu lors de l'expérience 2 qui est le bon, trouver graphiquement le temps de demi-réaction correspondant à chaque expérience.



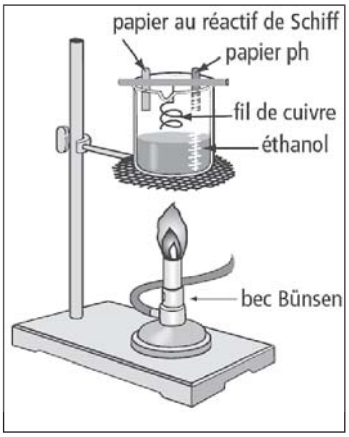
© Cned – Académie en ligne

Il est facile de voir, sur cet exemple, que lorsqu'on utilise 5 mL de catalyseur au lieu d'un, la réaction de dismutation de l'eau oxygénée se fait plus rapidement. Ce résultat se généralise : **la quantité de catalyseur est un facteur cinétique important lors d'une catalyse homogène.**

## b) La catalyse hétérogène

On parle de catalyse hétérogène lorsque les réactifs et le catalyseur ne se trouvent pas dans la même phase. Par exemple, ce qui est fréquent, les réactifs sont des gaz et le catalyseur, un solide.

Pour mémoire, on peut rappeler l'expérience de la lampe sans flamme où les réactifs éthanol et dioxygène sont gazeux et le catalyseur est un tortillon de cuivre porté au rouge. (Voir la séquence 6 de 1°S, l'oxydation des alcools.)




Évidemment, même lorsqu'on le chauffe, l'éthanol ne s'oxyde pas en présence d'air pour donner l'éthanal. En fait, cette réaction est extrêmement lente.

Par contre si on rapproche un fil de cuivre, les vapeurs d'éthanol vont entrer en contact avec la surface du fil de cuivre et c'est à la surface du métal que la réaction entre l'éthanol et le dioxygène de l'air va avoir lieu. Comme l'éthanal s'oxyde également facilement, on va obtenir finalement de l'acide éthanoïque qui va teinter le papier pH.

On peut aussi accélérer la décomposition de l'eau oxygénée, étudiée dans le paragraphe précédent, en y plongeant une lame de platine ou même du sable ; il s'agit aussi de catalyse hétérogène puisque le réactif est en phase liquide et le catalyseur en phase solide.

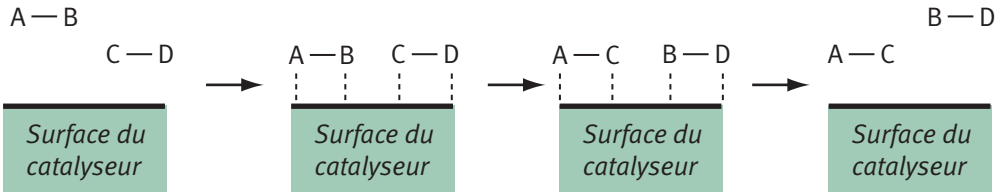
Comme pour la catalyse homogène, le catalyseur aide la réaction à se faire plus rapidement et il n'apparaît pas dans l'équation finale, mais, par contre, **ce n'est pas la quantité de catalyseur qui va compter mais la surface disponible**. Comme, souvent, les catalyseurs coûtent cher (platine, par exemple), on va donc s'efforcer, pour une masse donnée, d'en tirer la plus grande surface possible. On utilise des grilles à petites mailles, des mousses, des poudres dispersées…

En fait, ce qui est important, c'est l'état de surface du catalyseur, car les réactifs vont venir se fixer à la surface du catalyseur : on dit que le catalyseur **adsorbe** les réactifs. C'est alors que certaines liaisons des molécules de réactifs vont se casser et les morceaux vont se réarranger différemment pour donner de nouvelles molécules qui pourront alors se détacher de la surface du catalyseur. On dit alors que les produits sont **désorbés**.



© Cned – Académie en ligne

Schématiquement, on peut avoir le mécanisme suivant :




Mais le catalyseur peut aussi fixer des molécules qui n'ont rien à voir avec les réactifs (on les appelle des poisons du catalyseur). Il faudra donc soigneusement éviter d'introduire ces molécules en même temps que les réactifs.

Par exemple, on utilise le fer comme catalyseur dans la synthèse de l'ammoniac : $N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$, mais si, en même temps que le diazote, on introduit du dioxyde de carbone, les molécules $CO_2$ peuvent être adsorbées par le fer et elles resteront fixées, ce qui modifie son état de surface et à la longue peut annuler son effet catalytique.

Même si l'on prend bien soin d'éliminer tous les poisons possibles du catalyseur, son état de surface s'abîme au cours du temps : on dit qu'il vieillit. Quand l'état de surface est trop détérioré, le catalyseur ne peut plus adsorber les réactifs. Il faut donc le changer, mais comme il coûte, en général, très cher, on ne le jette pas, on trouve des moyens pour le régénérer.

### c) La catalyse enzymatique

Les enzymes sont des protéines qui jouent le rôle de catalyseurs biologiques. Leurs propriétés sont telles qu'on est obligé de les placer, à part, à côté des catalyseurs chimiques, même si ces enzymes sont parfois capables de catalyser les mêmes réactions. Par exemple, la catalase est une enzyme qui catalyse la décomposition de l'eau oxygénée : on peut le vérifier en se piquant le doigt et en faisant tomber une goutte de sang dans un récipient qui contient de l'eau oxygénée. Elle se met à « bouillir », instantanément, car elle dégage du dioxygène mais comme elle le dégage très rapidement et que la réaction de dismutation est exothermique, la température croît très vite.

Les trois grandes propriétés qui différencient les enzymes des catalyseurs chimiques sont les suivantes :

- Elles possèdent une beaucoup plus **grande efficacité** : par exemple, l'uréase qui catalyse la décomposition de l'urée divise par un facteur de $10^{14}$ la durée de la réaction par rapport à une catalyse acide, à la même température.
- Elles ne peuvent « travailler » que dans des **conditions de température et de pH bien déterminées** ; si l'on essaie de leur en imposer d'autres, on les « tue » et elles n'ont donc plus d'action catalytique.
- Elles sont extrêmement **spécifiques** : une enzyme est « programmée » pour agir sur une molécule et lui faire subir une réaction particulière : par exemple, l'amylase salivaire (ou pytaline) va transformer l'amidon en sucres lors d'une réaction d'hydrolyse. Elle réussit à faire cela assez vite, à la température ambiante, ce qu'un catalyseur chimique aurait bien du mal à réaliser, mais elle ne sait rien faire d'autre !



© Cned – Académie en ligne

**Activité 17**



Rechercher sur Internet comment produire de l'éthanol (alcool) à partir d'amidon de blé ou de maïs. Dans quel domaine utilise-t-on l'éthanol ainsi formé ?

# D Pour conclure

## 1. Fiche de synthèse

Il existe des réactions instantanées, des réactions lentes et des réactions infiniment lentes : la cinétique chimique s'intéresse aux réactions lentes et cherche à connaître leur durée en fonction des différents paramètres expérimentaux.

Pour la très grande majorité des réactions, leur durée est plus courte lorsque la concentration des réactifs est plus grande.

Pour la très grande majorité des réactions, leur durée est plus courte lorsque la température du milieu réactionnel est plus élevée.

Pour la très grande majorité des réactions, leur durée est plus courte lorsqu'on agite le milieu réactionnel.

La catalyse est un facteur cinétique particulier. Un catalyseur diminue la durée d'une réaction lente. Il peut intervenir lors des différentes étapes de cette réaction, mais il n'apparaît pas dans l'équation finale.

Il existe trois types de catalyse : pour la catalyse homogène, le facteur cinétique important est la quantité de catalyseur.

Pour la catalyse hétérogène, c'est l'état de surface du catalyseur (solide) qui est le facteur cinétique important.

Les catalyseurs, lors de la catalyse enzymatique, sont beaucoup plus efficaces que ceux des deux catalyses précédentes. Mais, ils ont une action très spécifique et ils ne peuvent opérer que dans des conditions expérimentales très particulières.

## 2. Exercices d'apprentissage

**Exercice 1** **Durée d'une réaction**

1. Écrire l'équation qui correspond à la réaction de l'eau oxygénée sur les ions iodure sachant qu'elle met en jeu les couples : $H_2O_2$ / $H_2O$ et $I_2$ / $I^-$.
2. On verse dans un bécher de 250 mL que l'on a placé sur un agitateur magnétique 16 mL d'eau distillée, 20 mL d'une solution d'acide sulfurique à 1 mol.$L^{-1}$ et 20 mL d'une solution d'iodure de potassium à 0,100 mol.$L^{-1}$. On ajoute 4 mL d'eau oxygénée à 0,100 mol.$L^{-1}$, à la date t = 0.

   Dresser le tableau d'avancement de cette réaction.



© Cned – Académie en ligne

3. En dosant par une solution de thiosulfate des prélèvements faits sur le mélange initial, on peut déterminer la concentration en diiode que contiendrait le volume initial de ce mélange à différentes dates. On obtient les résultats ci-après :

| Date (en min) | 0 | 2 | 5 | 8 | 12 | 15 | 20 | 25 | 30 | 40 | 50 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Concentration en diiode (en mol.L$^{-1}$) | 0 | 1,8 | 3,1 | 3 ,9 | 4,7 | 5,1 | 5,7 | 6,1 | 6,4 | 6,6 | 6,6 |

Compléter ce tableau en calculant le nombre de moles de diiode qui serait présent dans le volume initial du mélange réactionnel, aux différentes dates, et tracer la courbe qui représente la quantité de diiode qui serait présente dans le mélange réactionnel initial, en fonction de la date.

**Remarque**

On utilise le conditionnel, puisqu'en réalisant différents prélèvements pour réaliser les dosages, le volume du mélange réactionnel ne reste pas constant. Mais on peut faire ces calculs car les dosages nous donnent la concentration en diiode qui sera la même quel que soit le volume de solution.

4. Dans les conditions de l'expérience, quelle est la durée de la réaction de l'eau oxygénée sur les ions iodure ? On pourra discuter de la précision du résultat obtenu.

Dans les conditions de l'expérience, évaluer le temps de demi-réaction.

## Exercice 2 — Cuisine et haute montagne

Quand on s'élève, la pression atmosphérique p varie avec l'altitude h suivant la relation :

$$\log\left[\frac{p(h)}{p(0)}\right] = 5{,}26.\log\left(1 - 2{,}26.10^{-2}.\ h\right) \text{ (avec h en km et p en Pa)}$$

et la température d'ébullition de l'eau $T_e$ varie avec la pression atmosphérique suivant la relation :

$$\log p = 10{,}957 - \frac{2220}{T_e} \text{ (avec p en Pa et } T_e \text{ en K)}$$

On admet que le temps de cuisson est doublé lorsque la température d'ébullition de l'eau diminue de 10 °C.

1. Au niveau de la mer, il faut 10 minutes lorsqu'on plonge un œuf dans l'eau bouillante pour obtenir un œuf dur. Combien de temps faut-il pour obtenir un œuf dur, dans les mêmes conditions, au sommet du mont Blanc (altitude : 4 810 m) ?
2. Au niveau de la mer, il faut 15 minutes lorsqu'on plonge des pâtes dans l'eau bouillante pour les rendre consommables. Combien de temps faut-il pour obtenir des pâtes consommables, dans les mêmes conditions, au sommet de l'Everest (altitude : 8 848 m) ?
3. Que pensez-vous du goût d'un café que vous prépareriez, au sommet de l'Everest, en faisant passer de l'eau bouillante sur du café moulu ?

Un peu d'aide : Pour la pression $p(0)$, l'eau bout à 100 °C soit 373 K.

On sait, en mathématiques, que : $\log p = n$ implique : $p = 10^n$.



© Cned – Académie en ligne

## Exercice 3 Catalyse homogène

1. L'eau donne avec le bromométhane ($CH_3Br$) une réaction lente qui produit du méthanol. Écrire l'équation de cette réaction.
2. Les ions iodure catalysent cette réaction en transformant, dans une première étape, le bromométhane en iodométhane ($CH_3I$). Écrire les équations des réactions des deux étapes successives et montrer ainsi que l'ion iodure est bien le catalyseur de la réaction.

## Exercice 4 Hydrolyse du saccharose

On réalise, à température constante, l'hydrolyse du saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en milieu acide.

1. Écrire l'équation de la réaction, sachant qu'elle produit du glucose et du lévulose qui possèdent la même formule brute ($C_6H_{12}O_6$).
2. On fait varier la concentration des ions oxonium et on constate qu'aux erreurs d'expérience près la durée de la réaction est multipliée par 2, lorsqu'on divise la concentration des ions oxonium par 2. Expliquer pourquoi ce résultat montre que l'ion oxonium catalyse la réaction d'hydrolyse du saccharose.

## Exercice 5 Rôle d'un pot catalytique

1. À la sortie d'un moteur à explosion, quels sont les gaz que l'on cherche à éliminer en utilisant un pot catalytique ?
2. Rechercher les réactions qui peuvent alors se produire et le rôle joué par les matériaux qui se trouvent à l'intérieur du pot.
3. Pourquoi ne peut-on plus utiliser les carburants contenant du plomb dans les véhicules qui sont munis de pots catalytiques ?

## Exercice 6 Catalyses homogène et enzymatique

L'hydrolyse de l'amidon ($[C_6H_{10}O_5]_n$) conduit dans une première étape au maltose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) et dans une deuxième étape au glucose ($C_6H_{12}O_6$).

En présence de diiode, l'amidon prend une teinte bleue alors que le maltose et le glucose ne se colorent pas.

Chauffés en présence de liqueur de Fehling, l'amidon ne se colore pas alors que le maltose et le glucose donnent un précipité rouge brique.

On verse dans 5 tubes à essais, numérotés de $T_1$ à $T_5$, la même quantité de solution d'amidon et on place ces 5 tubes dans un bain-marie à 37 °C.

Le tube $T_1$ va servir de témoin.

On ajoute, dans le tube $T_2$, 1 mL de salive ; dans le tube $T_3$, 1 mL de salive que l'on a fait préalablement bouillir ; dans le tube $T_4$, 1 mL d'une solution d'acide chlorhydrique à 1 $mol.L^{-1}$ ; dans le tube $T_5$, 1 mL de salive et 1 mL d'une solution d'acide chlorhydrique à 1 $mol.L^{-1}$.



© Cned – Académie en ligne

On prélève, de temps à autre, un peu du contenu de chaque tube que l'on teste soit avec du diiode, soit avec de la liqueur de Fehling. Les résultats obtenus sont consignés dans le tableau ci-après :

| | t = 0 | | t = 10 min | | t = 20 min | | t = 40 min | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| **Réactif** | diiode | Fehling | diiode | Fehling | diiode | Fehling | diiode | Fehling |
| **Tube $T_1$** | positif | négatif | positif | négatif | positif | négatif | positif | négatif |
| **Tube $T_2$** | positif | négatif | positif | jaunâtre | positif | jaune orangé | positif | rouge brique |
| **Tube $T_3$** | positif | négatif | positif | négatif | positif | négatif | positif | négatif |
| **Tube $T_4$** | positif | négatif | positif | négatif | positif | négatif | positif | jaunâtre |
| **Tube $T_5$** | positif | négatif | positif | négatif | positif | négatif | positif | jaunâtre |

Passé les 40 minutes, on a chauffé à ébullition les tubes $T_4$ et $T_5$ pendant quelques instants ; après refroidissement, leur contenu a donné un test négatif au diiode et un précipité rouge brique avec la liqueur de Fehling.

1. Avec quelle fonction oxygénée la liqueur de Fehling donne-t-elle un test positif ?
2. Écrire les équations d'hydrolyse qui transforme : l'amidon en maltose, puis le maltose en glucose.
3. Quel rôle jouent les ions oxonium ou l'amylase (contenue dans la salive) dans l'hydrolyse de l'amidon ?
4. En vous appuyant sur les résultats expérimentaux et en justifiant vos réponses :

   **a)** vous comparerez l'action des ions oxonium et de l'amylase ;

   **b)** vous expliquerez quel est l'effet d'un chauffage à 100 °C sur l'amylase ;

   **c)** vous expliquerez quel rôle joue le pH sur l'action de l'amylase.



© Cned – Académie en ligne

# 3 Stéréochimie

## A Objectifs d'apprentissage

- Savoir reconnaître un carbone asymétrique dans une molécule organique et ce que recouvrent les termes de chiralité ou de mélange racémique.
- Savoir distinguer, quand une molécule possède plusieurs carbones asymétriques, les énantiomères des diastéréoisomères.
- Savoir que des diastéréoisomères ou même des énantiomères peuvent posséder des propriétés chimiques et biologiques différentes.
- Savoir qu'il peut aussi exister des diastéréoisomères dans les molécules organiques qui possèdent une double liaison carbone-carbone et savoir distinguer les diastéréoisomères Z et E.
- Savoir que les groupements situés sur des carbones liés par une liaison simple peuvent tourner les uns par rapport aux autres et qu'ainsi une molécule organique peut se présenter sous différentes conformations
- Savoir qu'il existe des formules topologiques pour les molécules organiques et savoir passer d'une formule topologique à la formule développée correspondante et réciproquement.

## B Pour débuter

**Activité 18**



Représenter la formule de Cram d'un carbone lié à un atome d'hydrogène et à trois groupements différents que vous nommerez G1, G2 et G3.
Faites une deuxième représentation dans laquelle vous inverserez la position des groupements G1 et G2, par rapport à la formule de Cram précédente. Essayez ensuite de superposer les deux formules de Cram. Vous pouvez construire, à l'aide d'allumettes et de boules en pâte à modeler de couleurs différentes, les modèles moléculaires correspondant aux deux formules de Cram.

Quelle conclusion doit-on tirer de cette activité ?

**Activité 19**



Représenter les deux formules de Cram des molécules de formule développée : $CH_3 - CH(OH) - Cl$.



© Cned – Académie en ligne

# C Pour apprendre

## 1. Carbone asymétrique et chiralité. Énantiomères et diastéréoisomères

### a) Qu'est-ce qu'un carbone asymétrique ?

Dans l'activité 18 de « Pour débuter », vous avez pu vérifier que, lorsqu'un **carbone est lié à quatre groupements différents**, si l'on inverse la position de deux groupements liés à ce carbone, il devient impossible de superposer la molécule initiale et la molécule finale. Nous dirons d'un tel carbone qu'il est **asymétrique**.

**Activité 20**

Rechercher l'alcane qui possède un carbone asymétrique tout en ayant le nombre minimum de carbones. Vous nommerez cet alcane et vous donnerez les deux représentations de Cram possibles pour cette molécule.

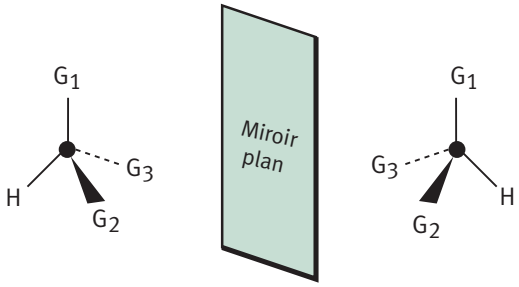
**Remarque**

On marque souvent d'un astérisque le ou les carbones asymétriques d'une molécule. Ainsi, on écrira $CH_3 - {}^*CH(Cl) - C_2H_5$ pour souligner que le 2-chlorobutane possède un carbone asymétrique.

### b) La chiralité

Observons l'image de la paume de notre main droite dans un miroir : nous ne voyons pas la paume d'une main droite mais celle d'une main gauche ; en effet, si nous opérions une rotation de 180° sur l'image de la paume que nous voyons dans le miroir, il ne serait pas possible de superposer les pouces de ces deux mains. Cette observation illustre ce que l'on nomme chiralité (du grec χειρ (se lit kheir) qui veut dire « main »). **Un objet possède la propriété de chiralité s'il n'est pas possible de le superposer à son image donnée par un miroir plan.**

Observons l'image de la formule de Cram d'un carbone asymétrique donnée par un miroir plan :




Si l'on superpose G1, le carbone asymétrique et l'atome d'hydrogène en opérant une rotation de 180° sur l'image, le groupement G2 de la molécule initiale va se superposer au groupement G3 de son image et le groupement G3 de la molécule initiale va se superposer au groupement G2 de son image. Un carbone asymétrique possède donc la propriété de chiralité.



© Cned – Académie en ligne

Il faut bien comprendre que la molécule et son image sont alors deux entités différentes. Mais ce sont quand même des isomères bien particuliers puisqu'ils possèdent la même formule développée.

### c) Les énantiomères

**Des molécules qui possèdent la même formule développée mais qui ne sont pas superposables lorsqu'on considère leur configuration spatiale sont appelées des stéréoisomères. En plus, quand il s'agit d'une molécule et de son image donnée par un miroir plan, on dira que ce sont des énantiomères.**

**Activité 21**



Rechercher l'alcool qui possède un carbone asymétrique tout en ayant le nombre minimum de carbones. Vous nommerez cet alcool et vous donnerez les représentations de Cram des deux énantiomères de cet alcool.

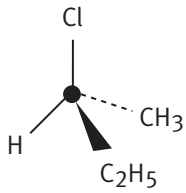
Un alcane peut réagir sur le dichlore pour donner une réaction de substitution : un ou plusieurs atomes de chlore viennent prendre la place d'un ou de plusieurs atomes d'hydrogène. Considérons la réaction du dichlore sur le butane, faite dans des conditions où un seul atome d'hydrogène sera substitué. On aura deux réactions possibles :

$$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3 + Cl_2 \rightarrow Cl - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3 + HCl$$
$$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3 + Cl_2 \rightarrow CH_3 - CH(Cl) - CH_2 - CH_3 + HCl$$

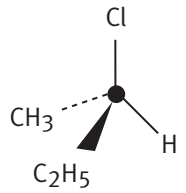
On obtient alors deux isomères du chlorobutane qui ont des propriétés physiques différentes et qu'il est donc possible de séparer pour obtenir du 1-chlorobutane et du 2-chlorobutane.

Intéressons-nous au 2-chlorobutane : comme nous l'avons vu précédemment, il possède un carbone asymétrique ; celui sur lequel s'est fixé l'atome de chlore. Comment peut-on obtenir le 2-chlorobutane ? Il existe 4 possibilités puisqu'on peut remplacer par un atome de chlore n'importe lequel des 4 hydrogènes des deux groupements « $CH_2$ » qui sont au milieu de la molécule. La probabilité d'être substitué est la même pour ces 4 hydrogènes, puisqu'aucun d'entre eux ne présente de différence avec les trois autres. Dans ces conditions, on a donc la même probabilité d'obtenir les deux énantiomères du 2-chlorobutane et donc dans le 2-chlorobutane que l'on a obtenu, on trouvera 50 % de l'énantiomère 1 et 50 % de l'énantiomère 2. On dira que l'on a ainsi obtenu le **mélange racémique**.

Énantiomère 1




Énantiomère 2




On appelle acide $\alpha$-aminé une molécule qui possède un groupement amino ($NH_2$) sur le carbone voisin du groupement carboxyle. Le plus simple de ces acides est donc : $CH_2(NH_2) - COOH$.



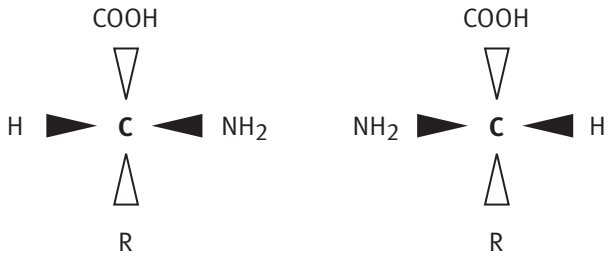
© Cned – Académie en ligne

Intéressons-nous maintenant à l'acide $\alpha$-aminé qui possède le moins de carbones mais qui a quand même un carbone asymétrique : $CH_3 - *CH(NH_2) - COOH$. Il s'appelle l'alanine.

On peut synthétiser cet acide $\alpha$-aminé au laboratoire en oxydant le propan-2-amine appelé aussi 2-aminopropane $CH_3 - CH(NH_2) - CH_3$ pour transformer un groupement méthyle ($CH_3$) en groupement carboxyle (COOH). Les deux groupements méthyle ont la même probabilité de s'oxyder puisque la molécule de départ est symétrique. À la fin de la synthèse, on aura donc obtenu le mélange racémique.

Ce n'est pas le cas pour la nature qui ne fabrique qu'un seul des deux énantiomères possibles. Dans les protéines animales ou végétales, on ne trouve qu'un seul des deux énantiomères des acides $\alpha$-aminés et toujours le même, celui qui correspond à la forme L.

Pour distinguer les énantiomères des acides $\alpha$-aminés, on les nomme respectivement D ou L. Quand on dispose un acide $\alpha$-aminé de telle sorte que le groupement « COOH » et le groupement « R » se trouvent dans un plan situé au-dessus du carbone asymétrique, le « H » et le groupement « $NH_2$ » se trouvent dans un plan situé au-dessous du carbone asymétrique, ce que l'on peut représenter par :




Énantiomère D Énantiomère L

Si les groupements sont disposés comme le montrent les figures ci-dessus, si le groupement « $NH_2$ » se trouve à droite, il s'agira de l'énantiomère « D » et s'il se trouve à gauche, de l'énantiomère « L ».

À ce jour, personne n'a encore pu expliquer pourquoi les organismes vivants sont faits presque uniquement d'acides $\alpha$-aminés de configuration L et quasiment jamais de D. On peut dès lors imaginer qu'il existe une autre Terre qui serait peuplée d'organismes vivants qui seraient faits d'acides $\alpha$-aminés de configuration D.

## d) Énantiomères et diastéréoisomères

Considérons maintenant une molécule qui possède deux carbones asymétriques. Chaque carbone asymétrique possède deux configurations spatiales possibles : *C et son image *C'. Cette molécule pourra donc exister sous quatre configurations spatiales possibles : *C1 – *C2 , *C1 – *C'2 , *C'1 – *C2 et *C'1 – *C'2.

Il faut alors bien voir que *C1 – *C2 et *C'1 – *C'2 sont des énantiomères puisque ces deux molécules sont les images l'une de l'autre. De même, *C1 – *C'2 et *C'1 – *C2 sont des énantiomères puisque ces deux molécules sont les images l'une de l'autre.



© Cned – Académie en ligne

Mais *C1 – *C2 et *C1 – *C'2 ou *C'1 – *C2 ne sont pas des énantiomères puisque *C1 – *C'2 et *C'1 – *C2 ne sont pas les images de *C1 – *C2. On dit alors que de telles molécules sont des **diastéréoisomères**.

**Activité 22**



Le 3-méthylpentan-2-ol possède deux carbones asymétriques. Donner les représentations de Cram des deux paires d'énantiomères de cet alcool.

**Activité 23**



Pasteur a découvert la particularité des carbones asymétriques en travaillant sur l'acide tartrique qui a pour formule développée : HOOC – CH(OH) – CH(OH) – COOH. Donner les représentations de Cram des deux paires d'énantiomères de l'acide tartrique. Quelle remarque doit-on faire sur l'une de ces deux paires d'énantiomères ?

## e) Séparation des énantiomères et des diastéréoisomères

On doit retenir qu'en général :

– **La séparation des énantiomères est très difficile car ils possèdent les mêmes propriétés physiques « classiques »** : température de changement d'état, solubilité dans un solvant comme l'eau ou l'acétone… **La propriété qui les différencie toujours est leur pouvoir spécifique rotatoire** : un des énantiomères fait tourner le plan de la lumière polarisée dans un sens et l'autre dans l'autre sens. Par exemple, pour les deux énantiomères de l'acide tartrique dont on vient de parler dans l'activité précédente :

| Composé | Température de fusion (en °C) | Densité | Solubilité dans l'eau (en g/100 g) | Pouvoir rotatoire (en $°.dm^{-1}.g^{-1}.cm^3$) |
|---|---|---|---|---|
| Énantiomère 1 | 170 | 1,76 | 147 | + 12 |
| Énantiomère 2 | 170 | 1,76 | 147 | – 12 |
| Mélange racémique | 205 | 1,68 | 25 | 0 |

– **La séparation des diastéréoisomères est plus facile car ils possèdent des propriétés physiques différentes**.

La méthode la plus utilisée pour séparer deux énantiomères consiste donc à les transformer en diastéréoisomères, en les faisant réagir sur une molécule qui possède un carbone asymétrique, dans une configuration donnée. Bien entendu, cette réaction chimique ne doit pas modifier la configuration des carbones asymétriques qui constituent le mélange racémique initial. On sépare ensuite les deux diastéréoisomères qui possèdent des propriétés physiques différentes ; puis on fait une réaction chimique qui permet de redonner les deux énantiomères qui seront isolés.



© Cned – Académie en ligne

Soit un mélange racémique qui renferme les deux énantiomères :

$$R - {}^*C_1H(R') - COOH \text{ et } R - {}^*C_1'H(R') - COOH.$$

On va faire réagir ce mélange racémique qui possède une fonction acide sur une molécule qui possède une fonction basique et dont tous les carbones asymétriques possèdent la même configuration, (il suffit de prendre une molécule tirée du vivant). Il se produira alors une réaction chimique qui conduira à deux diastéréoisomères :

$$R - {}^*C_1H(R') - COOH + R_1 - {}^*C_2H(R_1') - NH_2 \rightarrow R - {}^*C_1H(R') - CO - NH - {}^*C_2H(R_1') - R_1 + H_2O$$

$$R - {}^*C_1'H(R') - COOH + R_1 - {}^*C_2H(R_1') - NH_2 \rightarrow R - {}^*C_1'H(R') - CO - NH - {}^*C_2H(R_1') - R_1 + H_2O$$

Ce n'est pas du tout la méthode que Pasteur a utilisée quand il a réussi à séparer les énantiomères sur lesquels il menait ses recherches.

Il travaillait sur les sels d'ammonium et de sodium de l'acide tartrique. Il s'est aperçu, en travaillant au microscope, que les petits cristaux qu'il pouvait observer n'étaient pas tous les mêmes et qu'ils présentaient une légère dissymétrie. En se fondant sur cette dissymétrie, il a effectué un tri manuel pour séparer les petits cristaux qui correspondaient à chaque énantiomère de l'acide tartrique. Il faut dire qu'il a eu beaucoup de chance (ou de génie) car il est très rare qu'un mélange racémique cristallise sous forme de conglomérats (c'est-à-dire de petits cristaux qui ne renferment qu'un seul énantiomère). Il aurait suffi qu'il travaille un jour d'été, où la température était supérieure à 28 °C, pour que sa technique soit inutilisable, car les conglomérats ne se seraient pas formés !

On peut enfin signaler que le terme, « racémique » vient du latin *racemus* qui signifie « grappe de raisin ». En effet, Pasteur a pensé à travailler sur les sels de l'acide tartrique parce qu'il avait observé leur formation dans des barriques qui avaient contenu du vin d'Alsace.

## f) Comment la stéréoisomérie joue-t-elle sur les propriétés biologiques des molécules ?

Nous avons déjà dit que les êtres vivants ne synthétisaient que des acides $\alpha$-aminés dans la configuration L ; si on essaie d'introduire cet acide $\alpha$-aminé sous forme de racémique, dans un organisme vivant, il ne va pas pouvoir utiliser l'énantiomère D. Cela peut avoir de graves conséquences pour cet organisme. Par exemple, les acides $\alpha$-aminés de configuration D peuvent être toxiques lorsqu'ils interfèrent dans la biosynthèse des protéines.

Les protéines sont formées par l'enchaînement d'acides $\alpha$-aminés ; presque tous les acides $\alpha$-aminés qui constituent les protéines ont la configuration L. Un être humain ne peut se nourrir ni introduire dans son organisme que des substances contenant des protéines qui ont la configuration L.



© Cned – Académie en ligne

## Activité 24



« Beaucoup de médicaments sont utilisés sous forme de racémique comme la cétirizine ou l'ofloxacine. Les laboratoires pharmaceutiques ont ensuite commercialisé ces médicaments sous forme d'un de leurs énantiomères : la lévocétirizine ou la lévofloxacine.

Quand on utilise un seul des énantiomères à la place du mélange racémique, il faut que l'autre énantiomère ne possède pas d'efficacité thérapeutique ou qu'il présente une plus forte toxicité. Dans certains cas peu fréquents, il peut aussi se faire qu'un patient rencontre des problèmes s'il prend plusieurs médicaments sous forme de racémique.

Pour certains médicaments, l'utilisation d'un énantiomère à la place du mélange racémique est évidente : seule la lévofloxacine possède des propriétés antibactériennes alors que l'autre énantiomère n'en possède pas. Comme les deux énantiomères possèdent une toxicité comparable, on peut administrer des doses plus élevées de lévofloxacine que d'ofloxacine à des malades souffrant d'infections à pneumocoques.

Mais pour d'autres médicaments, il n'est pas toujours prouvé que remplacer le mélange racémique par un des énantiomères apporte un réel avantage sur le plan clinique. Pourtant, même dans ce cas, certains laboratoires pharmaceutiques n'hésitent pas à commercialiser le médicament sous forme racémique et sous forme de l'énantiomère, censé être plus efficace. En fait, ces laboratoires attendent que la période du brevet de la forme racémique soit révolue pour mettre sur le marché le médicament correspondant à l'énantiomère qu'ils présentent comme un progrès et qu'ils vendent donc plus cher ! Mais, malheureusement, ce qui est plus coûteux pour le patient et la société ne présente souvent que très peu d'intérêt (parfois aucun) pour la santé publique. »

Après avoir lu ce texte, répondre aux questions suivantes :

1. Sous quelle forme sont vendus beaucoup de médicaments ? Que signifie ce terme ?
2. Que faut-il faire pour passer du mélange racémique à un des énantiomères ?
3. Quel est le médicament qui est plus efficace quand on l'administre sous forme d'énantiomère plutôt que sous forme racémique ?
4. Est-ce vrai pour tous les médicaments ?
5. Quel intérêt les laboratoires pharmaceutiques ont-ils à commercialiser le médicament d'abord sous forme racémique et, ensuite, sous forme d'énantiomère ?

Il ne faut pas prendre le texte de l'activité au pied de la lettre. La prise d'un médicament sous sa forme racémique peut aussi s'avérer catastrophique, comme l'a montré l'exemple de la thalidomide, dans les années soixante du siècle dernier. Mais il faut savoir qu'en 2010 plus de 70 % des médicaments mis sur le marché concernaient un énantiomère et non le mélange racémique ; on comprend mieux, dans ces conditions, que, dans certains cas, effectivement, le surcoût qu'entraîne la synthèse de l'énantiomère à la place du mélange racémique ne soit pas justifié.



© Cned – Académie en ligne

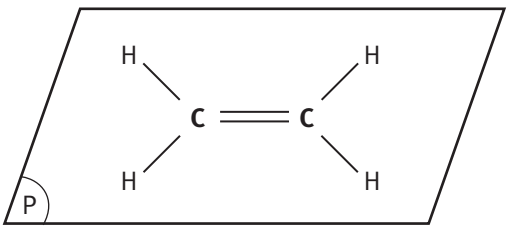
On peut enfin signaler que les énantiomères peuvent être distingués par leur odeur ou par leur goût : ainsi, un énantiomère du limonène a l'odeur de l'orange alors que l'autre énantiomère a l'odeur du citron.

L'énantiomère naturel de l'asparagine, que l'on trouve dans les asperges, possède une saveur légèrement amère caractéristique, alors que son autre énantiomère qui est d'origine synthétique (il a été obtenu par Piutti en 1886) possède une saveur sucrée.

## 2. Diastéréoisomères Z et E

### a) Configuration spatiale d'un carbone possédant une double liaison

La formule semi-développée de l'éthène (ou éthylène) s'écrit : $CH_2 = CH_2$, mais elle ne nous renseigne pas sur la configuration spatiale de la molécule. Il faut savoir que lorsqu'un carbone est lié à un carbone ou à un autre atome par une double liaison, il n'a plus une structure tétraédrique, mais une structure plane. Cela signifie que les quatre liaisons autour de ce carbone sont toutes dans le même plan orientées dans trois directions faisant l'une par rapport à l'autre un angle de 120°. Ainsi, on pourrait représenter la configuration de la molécule d'éthylène de la façon suivante :




Les six atomes se trouvent donc dans le même plan P et, contrairement à ce qui peut se produire lorsque les carbones possèdent une configuration tétraédrique, les deux $CH_2$ ne peuvent plus tourner l'un par rapport à l'autre ; on dit que la double liaison bloque la libre rotation.

### b) Les dérivés éthyléniques de formule X – CH = CH – Y

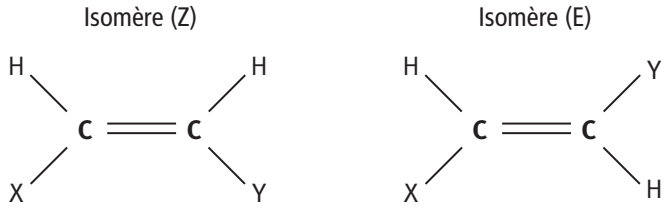
Nous n'étudierons que ce type de dérivés pour ne pas entrer trop en détail sur la nomenclature officielle et les règles qui la régissent. Cependant, il faut savoir que la particularité que possèdent ces molécules reste la même si ce sont d'autres atomes ou groupements à la place des deux atomes d'hydrogène.

Dans ce cas encore, il est possible de trouver des isomères qui possèdent la même formule développée. En effet, puisqu'il n'y a plus libre rotation autour de la double liaison, il ne sera pas possible de superposer le modèle moléculaire des molécules qui possèderont les deux hydrogènes du même côté de la double liaison avec celui des molécules qui possèderont les deux hydrogènes de part et d'autre de la double liaison.



© Cned – Académie en ligne

On aura donc :




On nomme ces isomères des **diastéréoisomères** : le (Z) et le (E) viennent de l'allemand : *zusammen* pour « ensemble » et *entgegen* pour « opposé ».

**Activité 25**

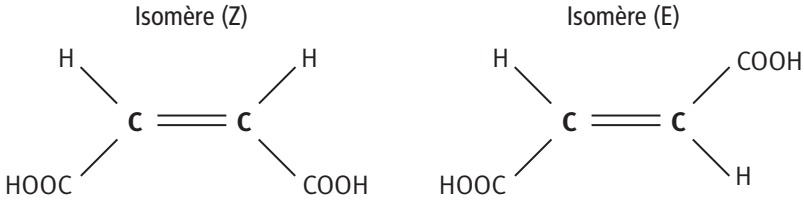


Donner la formule développée des trois alcènes (non cycliques) qui ont pour formule brute $C_4H_8$. Pour chacun des trois, vous rechercherez s'il possède ou non des diastéréoisomères Z et E.

## c) Séparation des diastéréoisomères Z et E

**Les diastéréoisomères Z et E sont assez faciles à séparer car ils possèdent des propriétés physiques différentes.** Par exemple, le (E)-but-2-ène possède une température de fusion égale à – 0,9 °C alors que celle du (Z)-but-2-ène est de 3,7 °C.

Il peut aussi se produire qu'ils aient des propriétés chimiques différentes. On cite souvent l'exemple de deux diacides que l'on avait nommés acide fumarique et acide maléique. Il était d'ailleurs possible d'obtenir l'acide fumarique en chauffant l'acide maléique en présence d'un catalyseur. On a découvert, finalement, que ces deux acides n'étaient, en réalité, que deux diastéréoisomères Z et E.




L'isomère Z qui possède les deux groupements acide carboxylique (– COOH) du même côté de la double liaison est l'acide maléique. Il donne très facilement un anhydride d'acide (groupe –CO–O–CO–) dès qu'on le chauffe à 135 °C.

L'isomère Z qui possède les deux groupements acide carboxylique (– COOH) de part et d'autre de la double liaison est l'acide fumarique. Il donne très difficilement un anhydride d'acide.

**Activité 26**



Écrire la réaction qui permet de passer de l'isomère Z du diacide à l'anhydride et expliquez pourquoi cette réaction n'est pas facile à réaliser avec l'isomère E.

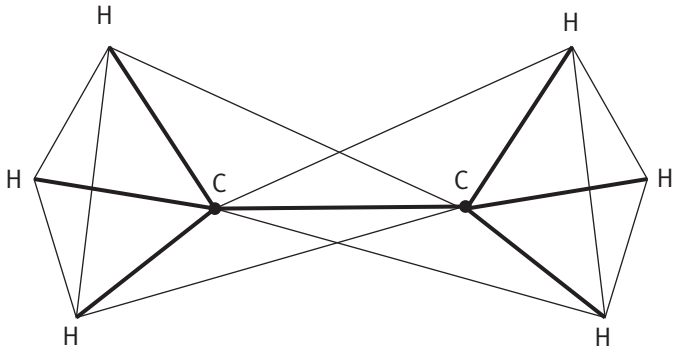


© Cned – Académie en ligne

# 3 Conformation : rotation autour d'une liaison simple, aspect énergétique

## a) Deux conformations parmi beaucoup d'autres

La formule semi-développée de l'éthane s'écrit : $CH_3$ - $CH_3$ , mais elle ne nous renseigne pas sur la configuration spatiale de la molécule. Nous avons revu, lors du paragraphe sur la molécule de méthane, qu'un carbone qui crée autour de lui quatre liaisons de covalence simple a une structure tétraédrique. Ainsi, on pourrait représenter la configuration des atomes de carbone de l'éthane comme le montre le dessin ci-dessous :




Mais, dans la molécule d'éthane, les deux groupements méthyle ne cessent de tourner l'un par rapport à l'autre. Chaque position particulière de ces deux groupements constitue une **conformation** de la molécule, on dit aussi un **conformère**. Il faut tout de suite souligner qu'un conformère est totalement différent d'un stéréoisomère : en effet, pour passer d'un stéréoisomère à l'autre (que ce soit un énantiomère ou un diastéréoisomère), il est obligatoire de casser au moins deux liaisons pour inverser la position de deux groupements. **On ne peut donc passer d'un stéréoisomère à l'autre qu'en réalisant une réaction chimique.**

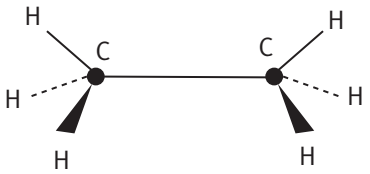
À la température ambiante, les groupements fixés sur les deux carbones liés par une simple liaison n'arrêtent pas de tourner l'un par rapport à l'autre et la molécule change donc continuellement de conformation sans aucune intervention extérieure.

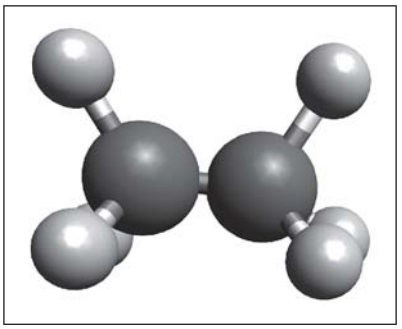
Les formules de Cram permettent de représenter la configuration spatiale d'un atome de carbone en tenant compte que, dans le dessin ci-dessus, il est toujours possible de placer dans un plan vertical deux liaisons de l'atome de carbone situé au centre du tétraèdre. Une des deux liaisons restantes se trouvera en avant de ce plan vertical, on la représentera par un triangle, et l'autre se trouvera en arrière de ce plan vertical, on la tracera en pointillés.



© Cned – Académie en ligne

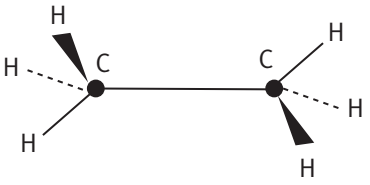
Ainsi, la formule de Cram de l'éthane pourra correspondre à :

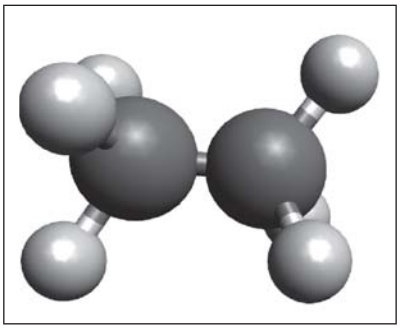


Sur ce dessin, les atomes d'hydrogène d'un groupement méthyle font face aux atomes d'hydrogène de l'autre : on dit alors que l'on a représenté la molécule d'éthane dans sa conformation éclipsée. Mais, puisque les deux groupements méthyle ($CH_3$) peuvent tourner librement l'un par rapport à l'autre, il existe une infinité d'autres conformations possibles, comme on peut le voir facilement lorsqu'on a construit le modèle moléculaire.

Il existe une deuxième conformation particulière, celle où les hydrogènes du carbone situé en avant se trouvent juste au milieu de ceux du carbone situé en arrière : on dit alors que la molécule d'éthane est en conformation décalée.



**Activité 27**



Dessiner, en représentation de Cram, les configurations éclipsée et décalée de la molécule de butane :

$$^1CH_3 - ^2CH_2 - ^3CH_2 - ^4CH_3.$$

Pour réaliser ces dessins, il faut considérer la liaison C – C qui se trouve entre les atomes de carbone 2 et 3, et remplacer par $CH_3$ les atomes de carbone numérotés 1 et 4. Dans le cas de la molécule de butane, existe-t-il une ou plusieurs représentations possibles, pour les conformations éclipsées et décalées ?

## b) Comment varie l'énergie d'une molécule lors de la libre rotation autour d'une liaison C – C ?

Du fait de la libre rotation qui existe autour d'une simple liaison, une molécule n'a donc jamais une conformation fixée définitivement, puisqu'à la température ambiante elle se modifie à tout moment. Les conformations les plus stables sont

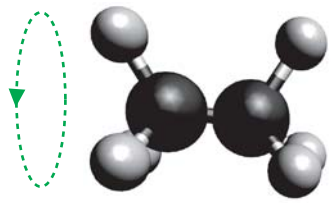


© Cned – Académie en ligne

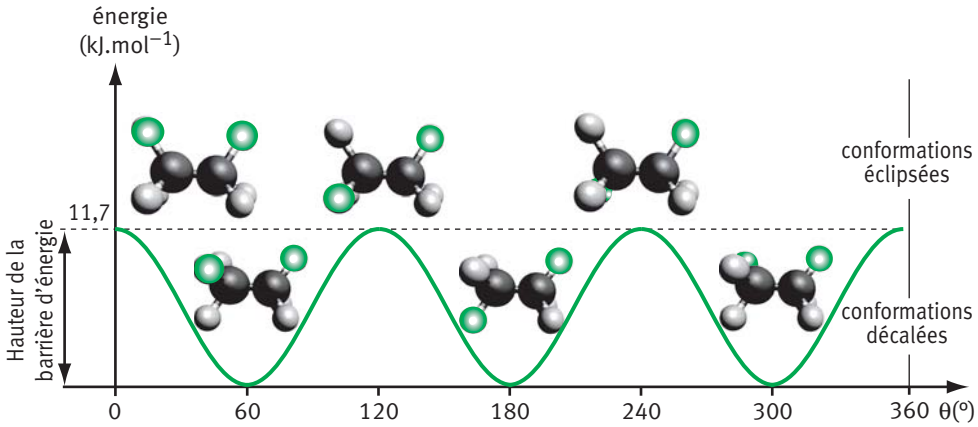
celles dans lesquelles les groupements liés au deux carbones de la simple liaison sont aussi loin que possible les uns des autres. Par exemple, la conformation décalée de la molécule d'éthane est plus stable que la position éclipsée ; cela signifie qu'à un instant donné il y a un plus grand nombre de molécules d'éthane qui possèdent la conformation décalée que la position éclipsée.

On peut ainsi déterminer l'énergie d'une molécule en fonction de l'angle de rotation $\theta$ ; la valeur $\theta = 0$ correspond à la conformation la plus défavorable, celle pour laquelle l'énergie est la plus élevée. Statistiquement, c'est dans cette conformation qu'à un instant donné on trouve le moins de molécules.

Rotation des atomes d'hydrogène liés à un des atomes de carbone de la liaison C-C en supposant que ceux de l'autre carbone restent fixes



Pour toutes les autres conformations représentées sur la figure ci-dessous, les groupements liés à l'un des carbones tournent d'un angle $\theta$ par rapport aux groupements liés à l'autre atome de carbone. On obtient donc une infinité de conformations, chacune ayant une énergie différente. Pour l'éthane, on obtient la courbe représentée ci-dessous :




L'angle $\theta$ correspond à l'angle formé par les directions des liaisons entre chaque atome de carbone et les atomes d'hydrogène repérés par leur couleur.

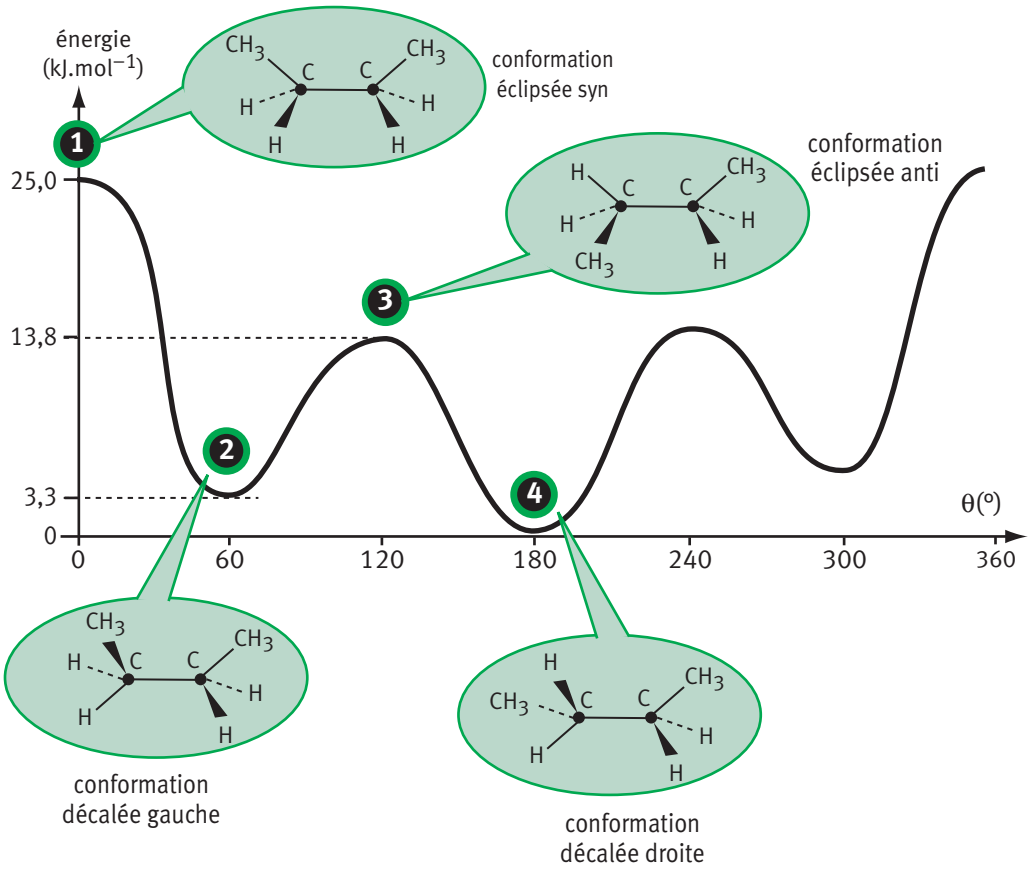
La différence d'énergie entre les deux énergies limites possibles, qui est appelée « hauteur de la barrière d'énergie de rotation », vaut 11,7 kJ.mol$^{-1}$.

Il faut comparer cette valeur avec l'énergie qu'il faut fournir pour casser une liaison C – H qui est 415 kJ.mol$^{-1}$. C'est la comparaison entre ces deux valeurs qui permet de comprendre la différence entre isomères et conformères. Lors des chocs entre molécules, l'énergie échangée est suffisante pour passer d'une conformation à l'autre alors qu'elle n'est en aucun capable d'entraîner la rupture d'une liaison entre deux atomes d'une molécule.



© Cned – Académie en ligne

Pour le butane, la courbe est un peu plus compliquée car, comme vous l'avez vu dans l'activité précédente, toutes les conformations décalées ou éclipsées ne sont pas équivalentes :




La différence d'énergie entre les deux énergies limites possibles, qui est appelée « hauteur de la barrière d'énergie de rotation », vaut 25 kJ.mol$^{-1}$. Dans ce cas encore, l'énergie échangée lors des chocs entre molécules permet de passer d'une conformation à l'autre ; il faut noter que plus la hauteur de la barrière d'énergie est élevée et moins on a de chances de rencontrer des molécules dans la conformation qui est énergétiquement la plus défavorable. Ainsi, dans le butane, à température ordinaire, on n'a pratiquement aucune chance de trouver une molécule de butane avec les deux groupements « méthyle –$CH_3$ » en position éclipsée.



© Cned – Académie en ligne

# 4. Formule topologique des molécules organiques. Propriétés biologiques et stéréoisomérie

## a) Qu'est-ce qu'une formule topologique ?

Pour des molécules organiques qui comportent de nombreux atomes, on estime souvent que les formules semi-développées sont encore trop imposantes et on a trouvé une notation encore plus simplifiée : les formules topologiques.

C'est le chimiste Friedrich August Kekulé von Stradonitz qui a proposé la simplification suivante : on ne notera plus ni les carbones, ni les hydrogènes, seulement les liaisons qui les unissent. Ainsi, le 2,3-diméthylbutane qui a pour formule semi-développée : $CH_3 - CH(CH_3) - CH(CH_3) - CH_3$ aura pour formule topologique :



## b) Traduire une formule semi-développée en formule topologique

Vous devez pouvoir transformer une formule semi-développée en une formule topologique, c'est-à-dire supprimer tous les carbones et tous les hydrogènes, et ne laisser que les liaisons qui lient les carbones entre eux.

Pour vous y entraîner, on vous propose les exercices suivants :

**Activité 28**



Donner les formules topologiques des molécules qui admettent la formule semi-développée suivante :

$CH_3 - CH(OH) - CH(CH_3) - CH_2 - Cl$

$CH_3 - CO - O - CO - CH_3$

$CH_2 = CH - CH(OH) - CO - CH(CH_3) - CH_3$

## c) Traduire une formule topologique en formule semi-développée

Vous devez surtout pouvoir retrouver une formule semi-développée quand vous êtes en présence d'une formule topologique, c'est-à-dire remettre les carbones à leur place, et restituer, à chacun d'eux, le nombre d'atomes d'hydrogène qui lui revient.

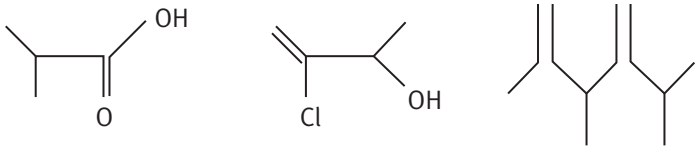


© Cned – Académie en ligne

Pour vous y entraîner, on vous propose les exercices suivants :

**Activité 29**

Donner les formules semi-développées des molécules qui admettent la formule topologique suivante.




Trouver les carbones asymétriques.

# D Pour conclure

## 1. Fiche de synthèse

La formule développée d'une molécule ne suffit pas pour connaître l'ensemble de ses propriétés ; il faut aussi savoir quelle est sa configuration spatiale.

Un carbone asymétrique est relié à quatre groupements différents, il possède alors la propriété de chiralité, ce qui veut dire que ce carbone asymétrique et son image dans un miroir plan ne sont pas superposables.

La molécule qui possède un (ou plusieurs) carbone(s) asymétrique(s) et son image dans un miroir plan sont appelées des énantiomères. En général, ils sont très difficiles à séparer, car ils possèdent les mêmes propriétés physiques « classiques » (températures de changement d'état, solubilité dans un solvant comme l'eau ou l'acétone…).

Les molécules qui possèdent plusieurs carbones asymétriques peuvent être non superposables sans pour cela être des énantiomères ; on dit alors que ces molécules sont des diastéréoisomères. Contrairement aux énantiomères, les diastéréoisomères n'ont pas, en général, les mêmes propriétés physiques.

Les molécules qui possèdent une double liaison C = C peuvent aussi être des diastéréoisomères. En effet, si les deux carbones de cette double liaison sont liés à des groupements différents, suivant la position de ces groupements, on doit distinguer le stéréoisomère Z et le stéréoisomère E.

Dans une molécule qui possède une simple liaison C – C, les groupements liés autour à chaque carbone ne cessent de tourner les uns par rapport aux autres ; on peut donc rencontrer cette molécule dans un très grand nombre de conformations. Passer d'un conformère à l'autre ne demande que très peu d'énergie ; à la température ambiante, l'énergie échangée lors des chocs entre molécules est suffisante pour que cela puisse se faire.

Pour des molécules de la chimie organique possédant un nombre important de carbones, il est intéressant de remplacer les formules développées des molécules par des formules topologiques où l'on n'écrit plus les symboles C et H du carbone et de l'hydrogène. Il faut donc savoir établir la correspondance entre une formule développée et une formule topologique, et inversement.



© Cned – Académie en ligne

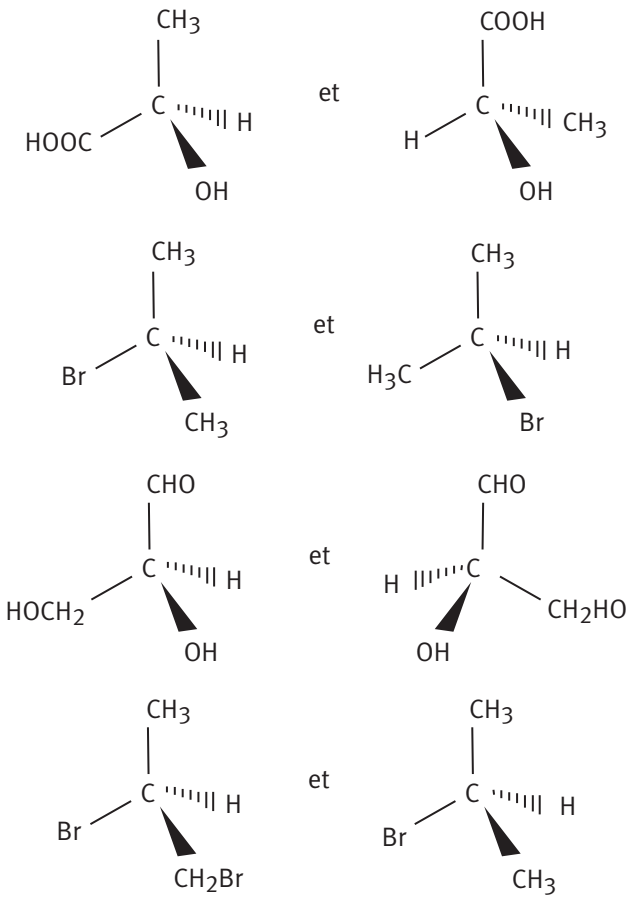
## 2. Exercices d'apprentissage

### Exercice 7 — Étude de quelques composés azotés

1. Rappeler la structure électronique de l'hydrogène (Z = 1), du carbone (Z = 6) et de l'azote (Z = 7).
2. Quelle est la formule développée de l'acide cyanhydrique qui a pour formule brute HCN ?
3. Quelle est la formule développée de la méthanamine qui a pour formule brute $CNH_5$ ?
4. Donner la formule développée (non cyclique) des deux isomères qui ont pour formule brute $C_2NH_7$.
5. Le modèle moléculaire de l'ammoniac ($NH_3$) montre que c'est une pyramide à base triangulaire, les 3 « H » occupant les sommets du triangle. Donner la formule de Cram des deux isomères trouvés à la question précédente.

### Exercice 8 — Couples d'énantiomères

Les formules de Cram ci-dessous correspondent-elles ou non à celles de deux énantiomères ?






© Cned – Académie en ligne

## Exercice 9 — Molécules chirales

1. Donner la formule semi-développée des deux alcanes de formule brute $C_7H_{16}$ qui possèdent un carbone asymétrique.
2. Donner la représentation de Cram des paires d'énantiomères possibles.
3. On considère les molécules suivantes : $HOOC - CH_2 - CHOH - CH_2OH$ et $CH_3 - CHOH - CHCl - CH_3$. Indiquer, pour chacune d'elles, leur nombre de carbones asymétriques. Donner la représentation de Cram des paires d'énantiomères possibles.

## Exercice 10 — La molécule de 1,2-dichloroéthane

1. Écrire la formule semi-développée de la molécule de 1,2-dichloroéthane et donner sa représentation de Cram.
2. En vous inspirant de ce qui a été fait pour le butane, dessiner l'aspect de la courbe qui donne l'énergie de la molécule, en fonction de ses différentes conformations.

## Exercice 11 — Traduire en formules topologiques

Donner les formules topologiques des molécules qui admettent la formule semi-développée suivante :

$CH_3 - CH(CH_3) - CH(C_2H_5) - CH_3$

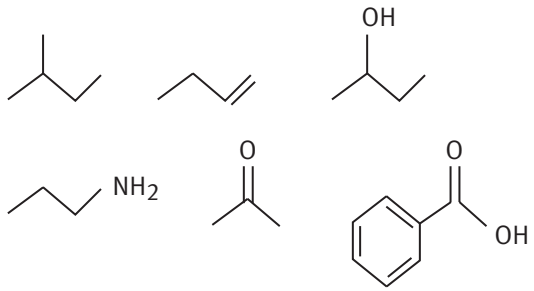
$CH_3 - CHCl - CHOH - CO - CH_3$

$CH_3 - COH = COH - CH(CH_3) - CO - CH_3$

Dans ce dernier cas, montrer qu'il y a deux manières d'écrire la formule topologique qui correspondent à deux diastéréoisomères.

## Exercice 12 — Retranscrire en formules semi-développées

Donner les formules semi-développées et donner le nom des molécules qui admettent la formule topologique suivante :






© Cned – Académie en ligne

# 4 Pour clore la séquence

## 1. Fiche de synthèse

### Cinétique chimique

Il existe des réactions instantanées, des réactions lentes et des réactions infiniment lentes : la cinétique chimique s'intéresse aux réactions lentes et cherche à connaître leur durée en fonction des différents paramètres expérimentaux.

Pour la très grande majorité des réactions, leur durée est plus courte lorsque la concentration des réactifs est plus grande.

Pour la très grande majorité des réactions, leur durée est plus courte lorsque la température du milieu réactionnel est plus élevée.

Pour la très grande majorité des réactions, leur durée est plus courte lorsqu'on agite le milieu réactionnel.

La catalyse est un facteur cinétique particulier. Un catalyseur diminue la durée d'une réaction lente. Il peut intervenir lors des différentes étapes de cette réaction, mais il n'apparaît pas dans l'équation finale.

Il existe trois types de catalyse : pour la catalyse homogène, le facteur cinétique important est la quantité de catalyseur.
Pour la catalyse hétérogène, c'est l'état de surface du catalyseur (solide) qui est le facteur cinétique important.
Les catalyseurs, lors de la catalyse enzymatique, sont beaucoup plus efficaces que ceux des deux catalyses précédentes. Mais ils ont une action très spécifique et ils ne peuvent opérer que dans des conditions expérimentales très particulières.

### Stéréochimie

La formule développée d'une molécule ne suffit pas pour connaître l'ensemble de ses propriétés ; il faut aussi savoir quelle est sa configuration spatiale.

Un carbone asymétrique est relié à quatre groupements différents. Il possède alors la propriété de chiralité, ce qui veut dire que ce carbone asymétrique et son image dans un miroir plan ne sont pas superposables.

La molécule qui possède un (ou plusieurs) carbone(s) asymétrique(s) et son image dans un miroir plan sont appelés des énantiomères. En général, ils sont très difficiles à séparer, car ils possèdent les mêmes propriétés physiques « classiques » (températures de changement d'état, solubilité dans un solvant comme l'eau ou l'acétone…).

Les molécules qui possèdent plusieurs carbones asymétriques peuvent être non superposables sans pour cela être des énantiomères ; on dit alors que ces molé-



© Cned – Académie en ligne

cules sont des diastéréoisomères. Contrairement aux énantiomères, les diastéréoisomères n'ont pas, en général, les mêmes propriétés physiques.

Les molécules qui possèdent une double liaison C = C peuvent aussi être des diastéréoisomères. En effet, si les deux carbones de cette double liaison sont liés à des groupements différents, suivant la position de ces groupements, on doit distinguer le stéréoisomère Z et le stéréoisomère E.

Dans une molécule qui possède une simple liaison C – C, les groupements liés autour à chaque carbone ne cessent de tourner les uns par rapport aux autres ; on peut donc rencontrer cette molécule dans un très grand nombre de conformations. Passer d'un conformère à l'autre ne demande que très peu d'énergie ; à la température ambiante, l'énergie échangée lors des chocs entre molécules est suffisante pour que cela puisse se faire.

Pour des molécules de la chimie organique possédant un nombre important de carbones, il est intéressant de remplacer les formules développées des molécules par des formules topologiques où l'on n'écrit plus les symboles C et H du carbone et de l'hydrogène. Il faut donc savoir établir la correspondance entre une formule développée et une formule topologique, et inversement.

## 2. Exercices de synthèse

### Exercice 1 Influence de la température

1. Quand on fait réagir un acide carboxylique sur un alcool, on obtient un ester et de l'eau. Donner la formule semi-développée de l'acide éthanoïque (ou acétique) et celle de l'éthanol. Écrire l'équation de la réaction d'estérification, sachant que, dans un ester, on a remplacé le « H » du groupement carboxyle de l'acide par un groupement alkyle.
2. Quand on réalise la réaction d'estérification, en utilisant une mole d'acide acétique et une mole d'éthanol, on n'obtient à la fin que 0,66 mole d'ester. Dresser, dans ces conditions, le tableau d'avancement de cette réaction.
3. On réalise deux fois la réaction d'estérification en utilisant une mole de chaque réactif, et en ne faisant varier qu'un paramètre expérimental, la température. En travaillant à 60 °C, et en mesurant la quantité d'acide acétique présent dans le milieu réactionnel, on obtient les résultats suivants :

| Date (en min) | 0 | 5 | 15 | 30 | 50 | 75 | 105 | 140 | 180 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Quantité d'acide (en mol) | 1,00 | 0,91 | 0,79 | 0,67 | 0,55 | 0,44 | 0,38 | 0,36 | 0,34 |



© Cned – Académie en ligne

En travaillant à 80 °C, et en dosant l'acide acétique présent dans le milieu réactionnel, on obtient les résultats suivants :

| Date (en min) | 0 | 5 | 10 | 20 | 30 | 45 | 60 | 90 | 120 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Quantité d'acide (en mol) | 1,00 | 0,88 | 0,77 | 0,65 | 0,55 | 0,44 | 0,38 | 0,35 | 0,34 |

Tracer, sur une même feuille, les deux courbes donnant la quantité d'ester formé (en moles) en fonction du temps, correspondant à chaque expérience. En déduire le temps de demi-réaction pour chaque température. Ces résultats sont-ils en accord avec ce que vous avez appris, sur l'influence de la température, pour la durée d'une réaction chimique ?

## Exercice 2 — Influence de la concentration d'un réactif

1. Les solutions acides attaquent de nombreux métaux pour donner du dihydrogène. Écrire l'équation de la réaction d'une solution d'acide chlorhydrique sur le zinc sachant qu'elle met en jeu les couples : $Zn^{2+}$ / Zn et $H^{+}_{aq}$ / $H_2$ .

2. Pour suivre cette réaction, on se propose de mesurer le volume de dihydrogène qui se dégage en fonction du temps. Dessiner le schéma d'un dispositif expérimental qui permettra de faire cette mesure, en conservant constante la température du milieu réactionnel.

3. Dans une première expérience, on verse sur de la grenaille de zinc (réactif en large excès) un volume de 100 mL d'une solution d'acide chlorhydrique à 0,2 $mol.L^{-1}$. On obtient les résultats suivants :

| Date (en sec) | 0 | 30 | 60 | 90 | 120 | 180 | 240 | 300 | 360 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Volume de H2 (en mL) | 0 | 63 | 111 | 149 | 179 | 212 | 227 | 236 | 240 |

Dans une seconde expérience, on verse sur de la grenaille de zinc (réactif en large excès) un volume de 200 mL d'une solution d'acide chlorhydrique à 0,1 $mol.L^{-1}$. On obtient les résultats suivants.

| Date (en min) | 0 | 30 | 60 | 120 | 180 | 240 | 300 | 420 | 540 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Volume de $H_2$ (en mL) | 0 | 46 | 83 | 142 | 183 | 208 | 221 | 235 | 240 |

Compléter les deux tableaux en donnant sur une troisième ligne la quantité de matière de dihydrogène en moles et tracer, sur une même feuille, les deux courbes donnant cette quantité de matière en fonction de la date.



© Cned – Académie en ligne

4. Quel volume de dihydrogène obtiendra-t-on, dans les deux cas, lorsque la réaction sera terminée, sachant qu'elle est quantitative ? Quel est le temps de demi-réaction pour chaque concentration en acide chlorhydrique ? Ces résultats sont-ils en accord avec ce que vous avez appris, sur l'influence de la concentration des réactifs, pour la durée d'une réaction chimique ?

On donne le volume molaire dans les conditions de l'expérience : 24 $L.mol^{-1}$.

## Exercice 3 Réaction de l'eau oxygénée sur les ions tartrate

Les ions tartrate ( $H_4C_4O_6^{2-}$ ) sont incolores, les ions cobalt (II) ( $Co^{2+}$ ) sont roses et les ions cobalt (III) ( $Co^{3+}$ ) sont verts. Quand, dans un bécher qui contient de l'eau oxygénée, on ajoute des ions tartrate, on n'observe rien de notable, même si l'on chauffe légèrement le mélange.

Par contre, si, dans ce mélange, on ajoute un peu de chlorure de cobalt (II), on peut faire les observations suivantes :

– la solution qui est rose, au départ, prend très vite une teinte verte,

– aussitôt après, il se produit un abondant dégagement gazeux,

– après quelques instants, la solution redevient rose et le dégagement gazeux cesse.

1. Choisir, en justifiant votre réponse, quelle affirmation vous semble correcte :

   a) l'eau oxygénée ne réagit pas sur les ions tartrate,

   b) l'eau oxygénée peut réagir sur les ions tartrate mais, en l'absence de catalyseur, la durée de cette réaction est très grande.

2. Écrire l'équation de la réaction des ions tartrate sur l'eau oxygénée sachant que les couples en présence sont : $CO_2$ / $H_4C_4O_6^{2-}$ et $H_2O_2$ / $H_2O$.

3. Quelle est la réaction qui peut expliquer que le mélange réactionnel, qui est rose au départ, prenne rapidement une teinte verte ?

4. Quelle est la réaction qui peut expliquer qu'à la fin du dégagement gazeux le mélange réactionnel reprenne une teinte rose ?

5. Déduire des deux équations précédentes que les ions cobalt catalysent la réaction de l'eau oxygénée sur les ions tartrate.

## Exercice 4 Des dérivés chlorés du butane

1. Donner la formule semi-développée du 1-chlorobutane. Cette molécule possède-t-elle un carbone asymétrique ? Si oui, dessiner les formules de Cram des deux énantiomères.

2. Donner la formule semi-développée du 2-chlorobutane. Cette molécule possède-t-elle un carbone asymétrique ? Si oui, dessiner les formules de Cram des deux énantiomères.

3. Existe-t-il d'autres isomères du chlorobutane ?

4. Donner la formule semi-développée du 2,3-dichlorobutane. Combien de carbones asymétriques cette molécule possède-t-elle ? Donner la représentation



© Cned – Académie en ligne

de Cram des paires d'énantiomères possibles. Quelle est la particularité d'une de ces paires d'énantiomères ?

## Exercice 5 L'érythrose

L'érythrose est un sucre qui a pour formule semi-développée : $HOCH_2 - CHOH - CHOH - CHO$. Combien de carbones asymétriques la molécule d'érythrose possède-t-elle ?

Dessiner les représentations de Cram des paires d'énantiomères possibles dans laquelle les deux groupements hydroxyle –OH sont éclipsés.

## Exercice 6 Les hydrocarbures de formule brute $C_5H_{10}$

1. Quelle est la formule développée et le nom des deux isomères qui ont pour formule brute $C_5H_{10}$ et dont la double liaison appartient à une chaîne carbonée droite à 5 atomes ? Ces deux isomères possèdent-ils des diastéréoisomères ? Si oui, donner leur formule topologique et identifier les stéréoisomères Z et E.
2. Quelle est la formule développée et le nom des trois isomères qui ont pour formule brute $C_5H_{10}$ et dont la double liaison appartient à une chaîne carbonée à 4 atomes ? Ces trois isomères possèdent-ils des diastéréoisomères ? Si oui, donner leur formule topologique et identifier les stéréoisomères Z et E.
3. Existe-t-il des isomères qui ont pour formule brute $C_5H_{10}$ et dont la double liaison appartient à une chaîne carbonée à 3 atomes ? Si oui, répondre aux mêmes questions que précédemment.



© Cned – Académie en ligne

# Séquence 4

# Temps, cinématique et dynamique newtoniennes

**Problématique**

La séquence 4 traite de deux parties de la chimie qui sont indépendantes l'une de l'autre. Cette séquence s'inscrit dans la problématique suivante :

« Comment exploite-t-on des phénomènes périodiques pour accéder à la mesure du temps. »

En effet, nous allons étudier les grandes lois régissant les mouvements des planètes et des satellites établies progressivement par des physiciens illustres. Elles ont abouti à la théorie de la mécanique newtonienne établie au XVII$^{e}$ siècle par Isaac Newton. Un des grands mérites de cette théorie est qu'elle s'applique universellement autant aux mouvements des corps célestes (étoiles, planètes, satellites…) qu'aux mouvements d'objets plus petits observés en laboratoire. Encore utilisée pour la grande majorité des études en mécanique, cette théorie comporte néanmoins des limites mises en évidence au début du XX$^{e}$ siècle et que nous n'aborderons que dans les séquences suivantes.

## Sommaire


1. Prérequis
2. Temps et cinématique
3. Les lois de Newton
4. Conservation de la quantité de mouvement d'un système isolé
5. Mouvement des satellites et des planètes
6. Pour clore la séquence




© Cned – Académie en ligne

# 1 Prérequis

## Objectifs de la séquence

- Choisir un référentiel d'étude.
- Apprendre à décrire un mouvement et à donner les caractéristiques de son vecteur accélération.
- Définir la quantité de mouvement d'un point matériel.
- Connaître et exploiter les trois lois de Newton, les mettre en œuvre pour étudier des mouvements dans les champs de pesanteur et électrostatique uniforme.
- Expliquer le mode de propulsion par réaction à l'aide de la quantité de mouvement.
- Connaître les trois lois de Kepler.
- Montrer que le mouvement d'un satellite ou d'une planète est uniforme dans le cas d'une trajectoire circulaire.
- Établir l'expression de la vitesse et de la période d'un satellite, d'une planète.

## A Prérequis de la classe de 2de

### 1. Période d'un mouvement périodique

De nombreux mouvements se répètent dans le temps (rotation d'une roue, oscillation d'un pendule) : on les appelle des mouvements périodiques.

La période d'un mouvement périodique est la plus petite durée pour que le mouvement se répète identiquement à lui-même. La période s'exprime en secondes.

La fréquence est l'inverse de la période : $f = \frac{1}{T}$, T s'exprimant en secondes et f en hertz (Hz).

### 2. Relativité du mouvement. Référentiel. Trajectoire et vitesse

*Exemple* Trois personnes se croisent dans un couloir de métro : la première (A) est immobile sur un tapis roulant automatique se déplaçant à vitesse constante dans le couloir, la deuxième (B) est immobile dans le couloir et la troisième (C) marche dans le couloir de manière à rester à hauteur de A.



© Cned – Académie en ligne

Si l'observateur est lié au couloir (premier corps de référence) : B est immobile tandis que A et C sont en mouvement.

Si l'observateur est lié au tapis roulant (second corps de référence) : B est en mouvement tandis que A et C sont immobiles.

Il est donc nécessaire de choisir un même corps de référence pour étudier le mouvement. Ce corps de référence est appelé référentiel. Dans l'exemple précédent, on peut utiliser deux référentiels différents : un référentiel lié au couloir (référentiel terrestre) ou un référentiel lié au tapis roulant.

La trajectoire d'un corps est la courbe formée par l'ensemble des positions successives occupées dans l'espace par un point du corps judicieusement choisi ; ce point peut être le centre du corps. On peut obtenir cette trajectoire en enregistrant le mouvement du corps par chronophotographie ou par vidéo. Elle dépend du référentiel.

Pour décrire un mouvement, on peut déterminer la trajectoire du corps mais aussi sa vitesse. Elle dépend également du référentiel. On définit deux types de vitesse :

– La vitesse instantanée d'un corps en mouvement est sa vitesse à l'instant où on l'observe. C'est, par exemple, la vitesse indiquée par le compteur d'une voiture.

– La vitesse moyenne v (en $m.s^{-1}$) d'un corps est définie comme étant égale au quotient de la distance d (en m) parcourue entre deux positions par la durée $\Delta t$ (en s) de son déplacement :

$$v = \frac{d}{\Delta t}$$

### Test 1 : Manège

On considère un manège de fête foraine qui tourne à vitesse constante. Une personne se tient immobile par rapport au plateau tournant à une distance d = 3,0 m du centre du plateau. Sa vitesse, constante par rapport au sol, est v = 8,5 $km.h^{-1}$.

1. Quel est le nom usuel du référentiel par rapport auquel la vitesse de la personne est définie ?
2. Dans ce référentiel, quelle est la trajectoire de la personne ?
3. En déduire la période T de son mouvement.
4. Dans le référentiel du plateau tournant, quel est le mouvement de la personne ?

## 3. Actions mécaniques, modélisation par une force

Une action mécanique qui s'exerce sur un corps peut modifier : soit la valeur de sa vitesse, soit la forme de sa trajectoire, soit les deux à la fois. On la modélise par une force représentée par un vecteur appliqué en un point d'application. La valeur de la force s'exprime en newtons (N).



© Cned – Académie en ligne

La modification du mouvement provoqué par une force dépend le plus souvent de la masse du corps ; en général, l'effet d'une force sur le mouvement d'un corps est d'autant plus faible que la masse du corps est grande.

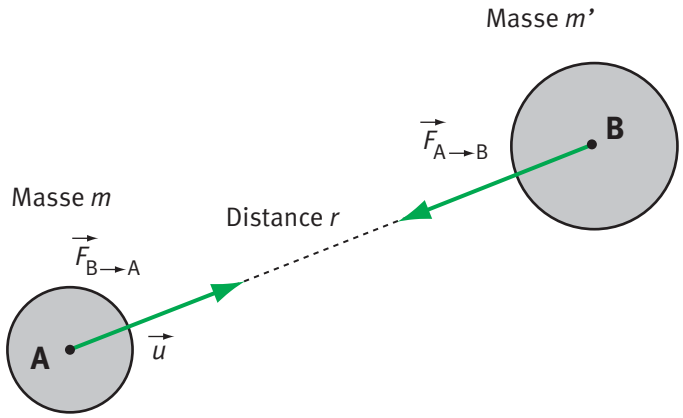
***Exemple*** Si l'on exerce deux forces identiques de direction horizontale sur deux patineurs de masses différentes immobiles sur la glace d'une patinoire, le patineur le plus léger est mis en mouvement avec une vitesse plus grande que celle de l'autre patineur.

## 4. Principe d'inertie

Si la trajectoire d'un corps est une droite et si la valeur de la vitesse reste constante, le mouvement du corps est rectiligne et uniforme. Ce type de mouvement est particulièrement important car il correspond au mouvement d'un corps qui n'est soumis à aucune force (astéroïdes ou comètes loin du système solaire). On observe également ce mouvement lorsque le corps est soumis à des forces qui se compensent (c'est-à-dire dont la somme vectorielle est nulle).

Si un système est immobile ou en mouvement rectiligne uniforme, alors les forces qui s'exercent dessus se compensent. C'est le principe d'inertie. La réciproque est également vraie.

## 5. L'interaction gravitationnelle entre deux corps




Dans le cas de deux corps à répartition sphérique de masse m et m' placées en A et B, la force d'interaction gravitationnelle exercée par m sur m' a pour expression vectorielle :

$$\vec{F}_{A\to B} = -\,G\frac{m\,m'}{r^2}\vec{u}$$

où G est la constante de gravitation (G = 6,67.10$^{-11}$ SI) et r la distance entre les centres de ces corps.



© Cned – Académie en ligne

### Test 2 : Force de gravitation

La Lune se situe à une distance moyenne d = $3{,}83.10^5$ km de la Terre. La masse de la Terre est $M_T = 5{,}97.10^{24}$ kg, celle de la Lune est $M_L = 7{,}35.10^{22}$ kg. La constante de gravitation universelle est G = $6{,}67.10^{-11}$ S.I.

1. Déterminer la valeur de la force de gravitation qu'exerce la Terre sur la Lune.
2. Quelle est l'influence de cette force sur le mouvement de la Lune dans le référentiel géocentrique ?
3. Que se passerait-il si la Lune était libérée de cette force ?

# B Prérequis de la classe de 1re S

## 1. Champ gravitationnel

Tout corps de masse m soumis à la force d'attraction gravitationnelle $\vec{F}$ de la Terre est placé dans le champ gravitationnel $\vec{g}_T$ appelé aussi champ de gravitation de celle-ci. Ce champ est une propriété de l'espace qui s'applique à tous les objets ayant une masse et dépend de la distance d entre le centre de la Terre et l'objet. Il est orienté vers le centre de la Terre.

Le champ gravitationnel s'exprime par :

$$\vec{g}_T = \frac{\vec{F}}{m} \qquad \text{or} \qquad \vec{F} = -G\frac{m\,M_T}{r^2}\vec{u}$$

$$\text{donc} \qquad \vec{g}_T = -G\frac{M_T}{r^2}\vec{u}$$

On peut définir d'autres champs gravitationnels. Par exemple, le champ de gravitation de la Lune $\vec{g}_L$ a une valeur 6 fois moins importante que celui de la Terre.

## 2. Champ de pesanteur local

Tout corps placé près de la surface de la Terre est soumis à son poids. Le poids est considéré comme la force de gravitation qu'exerce la Terre sur un corps placé à sa surface. Il a pour expression :

$$\vec{P} = m\vec{g} \text{ où } \vec{g} \text{ est le champ de pesanteur.}$$

On identifie donc le champ de pesanteur et le champ gravitationnel près de la surface de la Terre. On considère que, localement, sa direction et son sens correspondent à un axe vertical orientée vers le bas.



© Cned – Académie en ligne

### Test 3 : Pesanteur terrestre

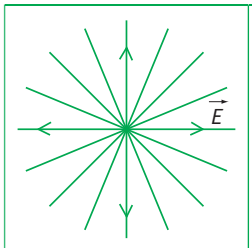
On s'intéresse à un objet de masse m placé à la surface de la Terre.

1. Donner l'expression de la force de gravitation qu'exerce la Terre sur cet objet.
2. Donner l'expression du poids de cet objet en fonction de m et du champ de pesanteur.
3. En supposant que le poids et la force de gravitation précédemment déterminés sont une même et unique force, déterminer l'expression du champ de pesanteur terrestre.
4. Donner les caractéristiques du champ de pesanteur local.

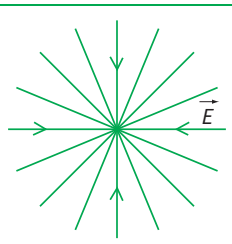
***Données*** La masse de la Terre est $M_T = 5{,}97.10^{24}$ kg, le rayon de la Terre est $R_T = 6380$ km, la constante de gravitation universelle est $G = 6{,}67.10^{-11}$ S.I.

## 3. Champ électrostatique

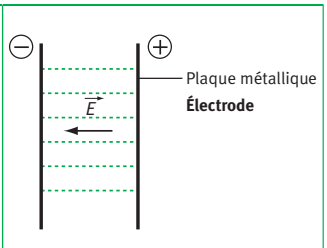
Comme pour la Terre et le champ de gravitation terrestre, la présence de charge électrique crée un champ électrostatique $\vec{E}$ qui caractérise l'état électrique de l'espace au voisinage de ces charges électriques.




Lignes de champ électrostatique créé par une charge ponctuelle $q > 0$




Lignes de champ électrostatique créé par une charge ponctuelle $q < 0$




Champ électrostatique uniforme créé par un condensateur plan

De manière générale, $\vec{E}$ est orienté des charges positives vers les charges négatives.

Dans le cas du condensateur plan, la valeur E (en $V.m^{-1}$) du champ électrostatique est constante et égale à :

$E = \frac{U_{AB}}{d}$ avec $U_{AB}$ la tension appliquée entre les électrodes en volts (V) et d la distance entre les électrodes en mètres (m).

La force qui s'exerce sur une particule de charge q placée dans un champ électrostatique $\vec{E}$ a pour expression : $\vec{F} = q\vec{E}$.

On a donc $F = |q|E$ avec F la valeur de la force exercée sur la particule en newtons (N) et q la charge électrique en coulombs (C).



© Cned – Académie en ligne

Pour la valeur du champ électrostatique E, on peut donc utiliser soit $V.m^{-1}$, soit $N.C^{-1}$ comme unité du système international (cela ne changera pas sa valeur).

Contrairement à la force d'interaction gravitationnelle qui est toujours attractive, la force d'interaction électrostatique peut être répulsive ou attractive selon le sens de $\vec{E}$ et le signe de $q$.

### Test 4 : Champ électrostatique

Un électron est placé dans une région de l'espace où règne un champ électrique uniforme $\vec{E}$ de valeur $E = 300\ N.C^{-1}$. L'électron est également soumis au champ de pesanteur de valeur $g = 9{,}8\ N.kg^{-1}$. La charge élémentaire est $e = 1{,}6.10^{-19}$ C, la masse de l'électron est $m = 9{,}1.10^{-31}$ kg.

1. Donner les caractéristiques de la force électrique que subit l'électron.
2. Donner les caractéristiques du poids de l'électron.
3. Comparer les valeurs de deux forces, conclure sur l'influence de chacune sur le mouvement de l'électron.

### Test 5 : Champ électrostatique créé par un condensateur plan

On considère un condensateur plan constitué de deux plaques planes parallèles et distantes d'une distance $d = 25$ cm. La plaque $P_1$ est portée au potentiel $V_1 = -200$ V. La plaque $P_2$ est portée au potentiel $V_2 = 300$ V.

1. Le champ électrostatique $\vec{E}$ entre les plaques est-il uniforme ?
2. Quelle est la direction de $\vec{E}$ ?
3. Quel est le sens de $\vec{E}$ ?
4. Quelle est la valeur de $\vec{E}$ ?

# C Compléments mathématiques

## 1. Dérivées de fonctions (séquence n° 2 de mathématiques)

**Fonctions polynômes**

$(x^n)' = n\,x^{n-1}$ ou encore $\dfrac{d(x^n)}{dx} = nx^{n-1}$

© Cned – Académie en ligne

**Fonctions trigonométriques**

$(\sin x)' = \cos x$ ou encore $\dfrac{d(\sin x)}{dx} = \cos x$

$(\cos x)' = -\sin x$ ou encore $\dfrac{d(\cos x)}{dx} = -\sin x$

**Fonctions composées** : $g[f(x)]' = f'(x)\, g'[f(x)]$

$(\cos u)' = -u' \sin u$ ou encore $\dfrac{d(\cos u(x))}{dx} = -\dfrac{du}{dx}\sin u(x)$

$(\sin u)' = u' \cos u$ ou encore $\dfrac{d(\sin u(x))}{dx} = \dfrac{du}{dx}\cos u(x)$

**Produit de fonctions** : $(uv)' = u'v + uv'$

## 2. Primitive des fonctions polynômes (séquence n° 7 de mathématiques)

La fonction F est une primitive de la fonction f si f = F' (nous nous limiterons à des cas très simples) :

| Fonction f | Primitive F |
|---|---|
| $k \quad (k \in \mathbb{Z})$ | $kx$ + constante |
| $k\, x^n \quad (n \in \ )$ | $k\, \dfrac{x^{n+1}}{n+1}$ + constante |

La constante peut être déterminée si on connaît une valeur particulière de F.

### Test 6

1. Déterminer les dérivées des fonctions suivantes :
   - $f(x) = 3x^2 + 2x + 4$
   - $g(t) = \cos(3t+2) - 5\sin(2t)$
   - $h(x) = \cos(3x^2 + 4x + 5)$
   - $k(t) = 3t^2\cos(2t-4)$
2. Déterminer la primitive G de la fonction $g(t) = 3t + 2$ vérifiant $G(0) = 4$.



© Cned – Académie en ligne

# 2 Temps et cinématique

## A Objectifs

- Savoir choisir un référentiel d'étude.
- Définir et reconnaître des mouvements.
- Donner les caractéristiques du vecteur accélération de différents mouvements.

## B Pour débuter

### 1. Introduction : histoire de la mesure du temps

La mesure du temps est une préoccupation bien ancienne liée au développement de l'activité humaine. Dans les premières civilisations, les hommes devaient se repérer dans le temps afin de connaître les moments judicieux pour se livrer à des tâches vitales au rythme des saisons : chasse, pêche, cueillette, activités agricoles (semer, labourer, récolter…). La mesure du temps se basait essentiellement sur les observations des mouvements relatifs de la Lune et du Soleil dans le référentiel terrestre, ce qui a permis la fabrication de calendriers lunaires, luni-solaires ou solaires basés sur, par exemple :

– une année de 360 jours répartis en 12 mois lunaires de 30 jours pour les Babyloniens dès le XII$^{e}$ siècle av. J.-C. ;

– une année standard de 365 jours divisée en 12 mois et un « jour intercalaire » ajouté tous les 4 ans pour le calendrier julien introduit par Jules César en –46 et adopté progressivement par les Romains. Il est très proche de celui que nous utilisons de nos jours (calendrier grégorien mis au point au XVI$^{e}$ siècle ap. J.-C.).

Très rapidement, l'évolution des sociétés et des activités humaines concertées ont nécessité des mesures du temps de plus en plus fines. Les instruments de mesure ont évolué au cours de l'Histoire. Un des plus anciens est le cadran solaire constitué d'un bâton planté verticalement appelé gnomon et dont l'ombre permet de repérer l'heure au Soleil. Son perfectionnement de l'Antiquité au Moyen Âge en fait un instrument assez fiable dont la précision est inférieure à l'heure, pourvu qu'il y ait du soleil. Un autre instrument qui date de l'Antiquité est la clepsydre ou horloge à eau. Son principe est basé sur l'écoulement d'eau d'un récipient à un autre. Des graduations permettent de mesurer des durées d'écoulement mais sa



© Cned – Académie en ligne

précision est aléatoire car la vitesse d'écoulement de l'eau dépend de la température et de la pression. Le sablier souvent associé à l'Antiquité apparaît en réalité plus tardivement, sans doute au VIII$^{e}$ siècle, car il nécessite le savoir-faire d'un verrier pour constituer une enveloppe hermétique. Il est très repandu au Moyen Âge mais sert surtout à mesurer les courtes durées.

Au XII$^{e}$ siècle apparaissent les premières horloges mécaniques. La chute d'un poids accroché à une corde enroulée autour d'un axe entraîne une aiguille. Les améliorations des horloges vont accroître de façon considérable la précision de la mesure du temps. Notamment au milieu du XVII$^{e}$ siècle, l'horloge à pendule révolutionne l'horlogerie. Les oscillations régulières d'un pendule servent de base à la mesure du temps. Cela permet une précision accrue et une mesure plus détaillée. C'est à cette époque qu'apparaissent les cadrans tels qu'on les connaît, avec l'aiguille des heures et celle des minutes. L'aiguille des secondes suivra avec les horloges et les montres de plus en plus précises. La révolution industrielle produit des montres et des horloges fiables et en grande quantité. L'avènement du chemin de fer entraîne une uniformité de l'heure dans toute la France.

En 1920, les premières montres à quartz font leur apparition. Le principe est basé sur la piézo-électricité, qui permet d'obtenir des vibrations électriques de périodes stables. Le décalage n'est que d'une seconde sur plusieurs années.

Enfin, des étalons de temps encore plus précis sont obtenus avec les transitions atomiques pour lesquelles la précision est d'une seconde sur plusieurs millénaires. Au cours de l'Histoire, la seconde a été définie de différentes manières.

Au début du XIX$^{e}$ siècle, une seconde est la partie de $\frac{1}{86\,400}^{e}$ du jour solaire moyen. Cette définition n'est qu'une valeur moyenne car la durée d'un jour solaire (la durée entre deux passages successifs du Soleil au même méridien) varie au cours de l'année.

En 1956, cette définition n'est plus assez précise, le seconde est alors définie par $\frac{1}{31\,556\,925{,}9747}^{e}$ de la durée de l'année tropique (la durée entre les deux équinoxes de printemps successifs) 1900.

Onze années plus tard, une nouvelle définition est proposée, encore plus précise : la seconde est la durée de 9 192 631 770 périodes de la radiation correspondant à la transition entre les niveaux hyperfins F = 3 et F = 4 de l'état fondamental de l'atome de césium 133 au repos et à une température de 0 K. C'est la définition actuelle.

## Activité 1

1. Quel est le point commun entre les différents phénomènes physiques permettant la mesure du temps ?
2. Quelles difficultés ont compliqué la fabrication des calendriers luni-solaires ?
3. Donner les valeurs de la fréquence f et de la période correspondant au phénomène définissant actuellement la seconde.



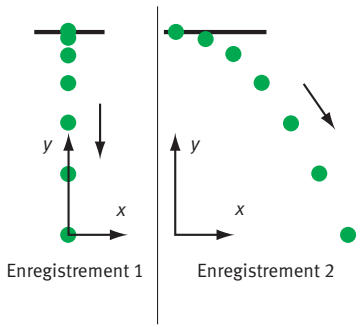
© Cned – Académie en ligne

## 2. Description d'un mouvement

Un enfant se déplace sur un vélo roulant à la vitesse v en tenant une balle à la main ; un premier observateur A roule à ses côtés à la même vitesse ; un deuxième observateur B se trouve sur le trottoir.

L'enfant situé sur le vélo lâche la balle à l'altitude $y_0$ et à l'abscisse $x_0$ ; la trajectoire de la balle n'est pas la même pour les deux observateurs.

La balle est filmée par les deux observateurs avec une caméra numérique ; à l'aide d'un logiciel de traitement des images, nous obtenons les enregistrements ci-contre pour lesquels deux images successives de la balle sont prises après une durée constante.




**Activité 2**

1. Identifier les observateurs A ou B de chacun des enregistrements.
2. Tracer les trajectoires et décrire la nature des mouvements pour chaque enregistrement.
3. Selon quel axe Ox ou Oy du repère $(O ; \vec{i}, \vec{j})$ lié à la Terre le déplacement de la balle est-il uniforme dans l'enregistrement 2 ? En déduire l'expression du déplacement de la balle selon cet axe en fonction du temps t et de la vitesse du vélo v pour cet enregistrement.
4. Pour quelle raison le déplacement de la balle n'est-il pas uniforme selon l'autre axe ? Comment pourrait-on obtenir l'expression du déplacement de la balle selon cet axe en fonction du temps t ?

Le mouvement de la balle dépend de l'observateur choisi comme référence (celui sur le vélo voisin ou celui sur le trottoir). Ce mouvement peut être modifié par les forces qui s'exercent sur la balle. Cette modification peut être mesurée soit en déterminant les changements de valeur et de direction de la vitesse instantanée à chaque instant, soit en mesurant directement l'accélération à l'aide d'un accéléromètre.

**Activité 3**

Rechercher sur Internet des exemples d'accéléromètre placés dans des appareils que vous pouvez utiliser dans votre vie quotidienne.



© Cned – Académie en ligne

# C Pour apprendre

## 1. Notion de référentiel

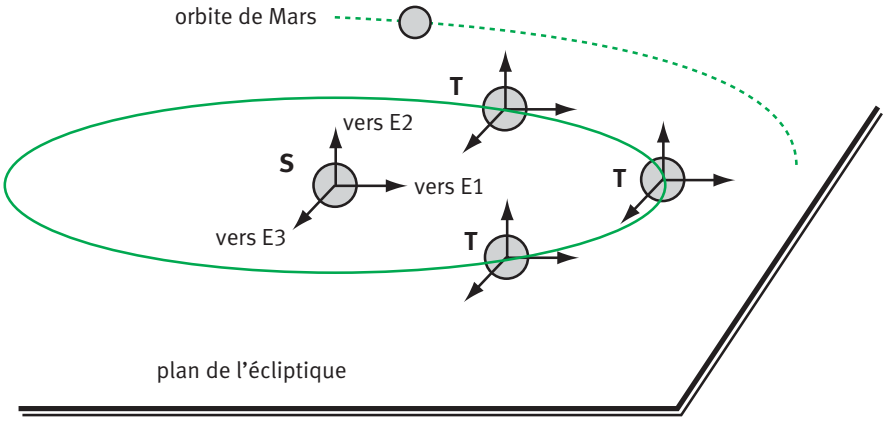
### a) Définition

Le mouvement d'un objet dépend du lieu d'observation. Ainsi, une personne assise dans un train est immobile par rapport au sol du train mais se déplace par rapport au sol terrestre. La Terre elle-même est animée d'un mouvement de rotation autour de l'axe des pôles et de révolution autour du Soleil. Finalement, quel est le mouvement de cette personne ? Il n'est pas défini dans l'absolu mais toujours par rapport à un objet de référence appelé référentiel.

Un référentiel est un solide de référence à partir duquel est réalisée l'étude d'un mouvement. On associe à ce solide un système de trois axes permettant un repérage de l'espace : le repère d'espace. On associe également un repère de temps avec une date $t_0$ prise comme origine $t_0 = 0$.

### b) Quelques exemples

- Le référentiel terrestre : le solide de référence est un objet fixe à la surface de la Terre. Les trois axes sont dans des directions relatives à l'objet, par exemple : la verticale, l'axe est-ouest, nord-sud… Ce référentiel est adapté à l'étude des mouvements de faible amplitude et de courte durée à la surface de la Terre tels que les mouvements étudiés dans un laboratoire.
- Le référentiel géocentrique : le solide de référence est le centre de la Terre. Les trois axes sont dirigés vers trois étoiles lointaines notées dans la figure ci-dessous : E1, E2 et E3. Un tel référentiel subit le mouvement de révolution de la Terre autour du Soleil mais pas le mouvement de rotation de la Terre autour de l'axe des pôles. Il est adapté à l'étude du mouvement des satellites en orbite autour de la Terre.
- Le référentiel héliocentrique : le solide de référence est le centre du Soleil. Les trois axes sont les mêmes que ceux du référentiel géocentrique, dirigées vers E1, E2 et E3. Il est adapté à l'étude des astres en orbite autour du Soleil.





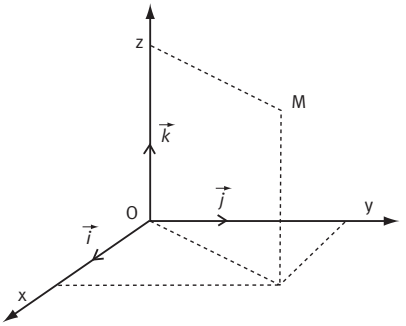

© Cned – Académie en ligne

**Activité 4**

Décrire le mouvement d'une personne assise dans l'herbe dans le référentiel terrestre, géocentrique et héliocentrique.

## 2. Vecteur position

Pour repérer un objet ponctuel M dans l'espace, on utilise les coordonnées cartésiennes x, y, z du repère d'espace $(O ; \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$ lié au référentiel d'étude.




On définit le vecteur position par :

$\overrightarrow{OM} = x\vec{i} + y\vec{j} + z\vec{k}$

Au cours du mouvement de M, les coordonnées x, y, z varient au cours du temps. Pour décrire le mouvement de M, on peut écrire les équations horaires qui donnent les fonctions x(t), y(t) et z(t).

La courbe décrite par M au cours du temps s'appelle la trajectoire de M. Pour déterminer l'équation de la trajectoire à partir des équations horaires, il faut trouver l'équation qui relie x, y et z en éliminant la variable temps t.

**Activité 5**

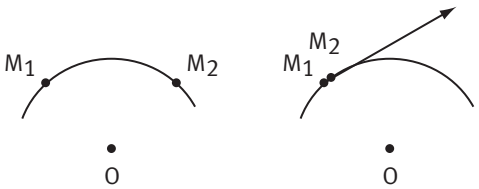
Un point M a pour équations horaires x(t) = 3t + 2, y(t) = –t + 8 et z(t) = 1.

x, y et z sont exprimés en m et t en s.

1. Décrire la trajectoire du point M.
2. Quelle est la distance du point O au point M à la date t = 2,0 s ?

## 3. Vecteur vitesse

On suppose que le point M dont on étudie le mouvement se trouve à la position $M_1$ à la date $t_1$ et à la position $M_2$ à la date $t_2$.




La vitesse moyenne du point M entre les dates $t_1$ et $t_2$ est $v_m = \dfrac{\overset{\frown}{M_1M_2}}{t_2 - t_1}$. Si on souhaite connaître la vitesse instantanée au point $M_1$, il faut que l'intervalle $t_2 - t_1$ soit très réduit. Ainsi, la vitesse instantanée a pour valeur $v = \lim\limits_{t_2 \to t_1} \dfrac{\overset{\frown}{M_1M_2}}{t_2 - t_1}$.

Vectoriellement, on définit alors la vitesse par :

$$\vec{v} = \lim_{t_2 \to t_1} \frac{\overrightarrow{M_1M_2}}{t_2 - t_1} = \lim_{t_2 \to t_1} \frac{\overrightarrow{M_1O} + \overrightarrow{OM_2}}{t_2 - t_1} = \lim_{t_2 \to t_1} \frac{\overrightarrow{OM_2} - \overrightarrow{OM_1}}{t_2 - t_1}$$



© Cned – Académie en ligne

La vitesse est donc dirigée tangentiellement à la trajectoire et orientée dans le sens du mouvement.

Elle représente la dérivée du vecteur position $\overrightarrow{OM}$ par rapport au temps. On note ceci $\boxed{\vec{v} = \frac{d\overrightarrow{OM}}{dt}}$.

Puisque $\overrightarrow{OM} = x\vec{i} + y\vec{j} + z\vec{k}$ et comme les vecteurs unitaires des axes sont constants au cours du temps, on peut écrire :

$$\boxed{\vec{v} = x'\vec{i} + y'\vec{j} + z'\vec{k} = \frac{dx}{dt}\vec{i} + \frac{dy}{dt}\vec{j} + \frac{dz}{dt}\vec{k}}$$

où x, y et z sont des fonctions du temps et $\frac{dx}{dt}, \frac{dy}{dt}, \frac{dz}{dt}$ leur dérivée respective par rapport au temps.

- $\frac{dx}{dt}$ représente la coordonnée du vecteur vitesse selon l'axe Ox. On note $\frac{dx}{dt} = v_x$.
- $\frac{dy}{dt}$ représente la coordonnée du vecteur vitesse selon l'axe Oy. On note $\frac{dy}{dt} = v_y$.
- $\frac{dz}{dt}$ représente la coordonnée du vecteur vitesse selon l'axe Oz. On note $\frac{dz}{dt} = v_z$.

Donc $\vec{v} = v_x\vec{i} + v_y\vec{j} + v_z\vec{k}$

**Propriétés du vecteur vitesse $\vec{v}$ :**

**– direction tangente au mouvement**

**– sens dans le sens du mouvement**

**– norme égale à la valeur de la vitesse instantanée en $m.s^{-1}$ à l'instant t**

**soit $\vec{v} = \sqrt{v_x^2 + v_y^2 + v_z^2}$.**

***Rappel*** $1\ m.s^{-1} = 3{,}6\ km.h^{-1}$.

## Activité 6



Un point mobile M se déplace dans l'espace en suivant les équations horaires suivantes :

$x(t) = 3t$, $y(t) = -4{,}9t^2 + t$ et $z(t) = 0$.

x, y et z sont exprimés en m et t en s.

1. Exprimer les coordonnées du vecteur vitesse au cours du temps.
2. Quelle est la valeur de la vitesse à t = 2 s ?



© Cned – Académie en ligne

## 4. Vecteur accélération

On vient de voir que le vecteur vitesse est la dérivée par rapport au temps du vecteur position. L'accélération mesure la variation de la vitesse au cours du temps. Il s'agit de la dérivée par rapport au temps du vecteur vitesse.

On note le vecteur accélération $\boxed{\vec{a} = \frac{d\vec{v}}{dt}}$.

Donc l'accélération s'écrit $\vec{a} = \vec{k} = \frac{dv_x}{dt}\vec{i} + \frac{dv_y}{dt}\vec{j} + \frac{dv_z}{dt}\vec{k}$

ou en fonction des coordonnées $\boxed{\vec{a} = \frac{d^2x}{dt^2}\vec{i} + \frac{d^2y}{dt^2}\vec{j} + \frac{d^2z}{dt^2}\vec{k}}$

avec $\frac{d^2x}{dt^2}$ la dérivée seconde de x par rapport au temps (de même pour les autres coordonnées).

- $\frac{d^2x}{dt^2} = \frac{dv_x}{dt}$ représente la coordonnée du vecteur accélération selon l'axe Ox, notée $a_x$.
- $\frac{d^2y}{dt^2} = \frac{dv_y}{dt}$ représente la coordonnée du vecteur accélération selon l'axe Oy, notée $a_y$.
- $\frac{d^2z}{dt^2} = \frac{dv_z}{dt}$ représente la coordonnée du vecteur accélération selon l'axe Oz, notée $a_z$.

Donc $\vec{a} = a_x\vec{i} + a_y\vec{j} + a_z\vec{k}$ .

**La valeur a de l'accélération est la norme du vecteur $\vec{a}$, soit $\vec{a} = \sqrt{a_x^2 + a_y^2 + a_z^2}$. Elle s'exprime en m.s-2.**

**Activité 7**



On reprend le même mouvement que dans l'activité 5 du paragraphe précédent :

x(t) = 3t + 2, y(t) = –t + 8 et z(t) = 1.

Déterminer l'expression du vecteur accélération. En déduire sa valeur.

## 5. Étude de quelques mouvements particuliers

### a) Mouvement rectiligne uniforme

Un mouvement est rectiligne si la trajectoire est une droite (ou la partie d'une droite). Un mouvement est uniforme si la valeur de la vitesse est constante.

On étudie un point M animé d'un mouvement rectiligne uniforme. Pour l'étude d'un tel mouvement, on fait coïncider l'axe Ox avec la trajectoire. Ainsi, seule la



© Cned – Académie en ligne

variable x varie au cours du temps, y(t) = 0 et z(t) = 0. Donc $v_y$ et $v_z$ sont également nuls.

On a donc $\vec{v} = v_x \vec{i}$ et $v = \sqrt{v_x^2} = |v_x| = v_x$ si l'axe Ox est dirigé dans le sens du mouvement.

Comme le mouvement est uniforme, $v_x$ = constante. Le vecteur vitesse est un vecteur constant.

Donc l'accélération est nulle.

**Pour un mouvement rectiligne uniforme, l'accélération est nulle** $\boxed{\vec{a} = \vec{0}}$.

Si Ox est dirigé dans le sens du mouvement, $v = v_x = \dfrac{dx}{dt}$

Donc, en intégrant, $x(t) = v \times t + x_0$ avec $x_0$ : abscisse du point M à t = 0 s.

**Activité 8**



Un point M est animé d'un mouvement rectiligne uniforme le long de l'axe Ox à la vitesse $v = v_x = 2{,}5\ m.s^{-1}$. À la date t = 3,0 s, le point M est en x = 7,5 m. Déterminer la position $x_0$ du point M à la date t = 0 s.

## b) Mouvement circulaire uniforme

Un mouvement est circulaire si la trajectoire est un cercle (ou un arc de cercle).

Le mouvement est uniforme, donc la valeur de la vitesse est constante mais la direction du vecteur vitesse varie. Ainsi, v = constante mais $\vec{v} \neq$ constante.

Puisque $\vec{a} = \dfrac{d\vec{v}}{dt}$ alors $\vec{a}$ n'est pas nulle.

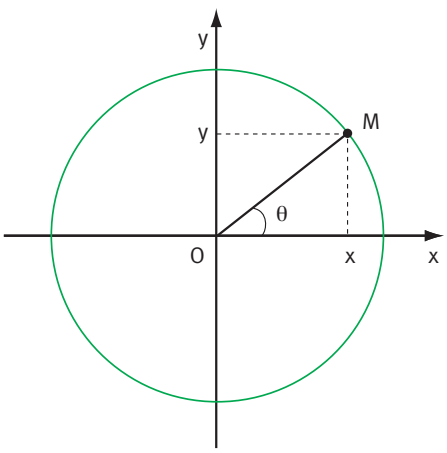
Un mouvement circulaire uniforme possède une accélération non nulle.

Déterminons les caractéristiques de cette accélération :

On considère un point M animé d'un mouvement circulaire uniforme centré en O et de rayon OM = R.

À t = 0 s, le point M est sur l'axe Ox.

À une date t ≠ 0 s, le point M est repéré par l'angle θ (voir figure ci-contre). Le mouvement est uniforme, donc l'angle θ croît linéairement au cours du temps : $\theta = \omega \times t$, avec ω une constante.




D'après la figure ci-contre, à une date t :

$x(t) = R \cos\theta = R \cos(\omega \times t)$

$y(t) = R \sin\theta = R \sin(\omega \times t)$

d'où $v_x = \dfrac{dx}{dt} = -R\,\omega \sin(\omega \times t)$ et $v_y = \dfrac{dy}{dt} = R\,\omega \cos(\omega \times t)$



© Cned – Académie en ligne

L'accélération a donc pour coordonnées :

$$a_x = \frac{dv_x}{dt} = -R\,\omega^2 \cos(\omega \times t), \quad a_y = \frac{dv_y}{dt} = -R\,\omega^2 \sin(\omega \times t)$$

On remarque que $\vec{a} = -\omega^2 \overrightarrow{OM}$, donc l'accélération est dirigée dans la même direction mais en sens opposé au vecteur position. **Elle est donc dirigée de M vers O, vers le centre de la trajectoire. On dit que l'accélération est centripète.**

De plus, si on calcule les valeurs de la vitesse et de l'accélération :

$$v = \sqrt{v_x^2 + v_y^2} = \sqrt{R^2\omega^2(\sin^2(\omega t) + \cos^2(\omega t))} = R\omega$$

$$a = \sqrt{a_x^2 + a_y^2} = \sqrt{R^2\omega^4(\cos^2(\omega t) + \sin^2(\omega t))} = R\,\omega^2$$

On remarque que $a = \frac{v^2}{R}$.

**Pour un mouvement circulaire uniforme, l'accélération est centripète et sa valeur est :**

$$\boxed{a = \frac{v^2}{R}}.$$

**Remarque**

La grandeur $\omega$ introduite s'appelle la vitesse angulaire. Elle s'exprime en $rad.s^{-1}$.

**Activité 9**



Déterminer les caractéristiques (direction, sens et valeur) du vecteur accélération d'un point M se situant en bordure d'un CD lors du fonctionnement du lecteur. Le CD a un rayon R = 6,0 cm et la vitesse de rotation du disque est constante de valeur 500 tours par minute.

## c) Mouvement rectiligne uniformément varié

Un mouvement est uniformément varié si l'accélération est constante. De plus, s'il est rectiligne, alors le mouvement n'a lieu que selon une seule direction. On supposera que cette direction est l'axe Ox.

On a donc $\vec{a} = a_x \vec{i}$ avec $a_x$ = constante.

Puisque $a_x = \frac{dv_x}{dt}$, on trouve $v_x$ en intégrant $a_x$ par rapport au temps. Soit $v_x = a_x \times t + C$.

C est la constante d'intégration, c'est la valeur de $v_x$ à t = 0 s. On la notera $v_{0x}$.

On a donc $v(t) = a_x \times t + v_{0x}$.

Pour connaître l'équation horaire x(t), il faut intégrer $v_x(t)$ par rapport au temps. On obtient :

$$x(t) = \frac{1}{2} a_x\, t^2 + v_{0x}\, t + x_0$$

Là encore, $x_0$ est la constante d'intégration et est égale à la valeur de x à t = 0 s.



© Cned – Académie en ligne

**Activité 10**



Soit un point mobile M subissant une accélération constante telle que : $\vec{a} = a_x \vec{i}$ avec $a_x = 4{,}0\ m.s^{-2}$.

On suppose qu'à $t = 0$ s, le point M est immobile en O.

Déterminer la distance d parcourue par M à la date t = 5,0 s.

# C Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

Un point M est repéré par son vecteur position $\overrightarrow{OM} = x\vec{i} + y\vec{j} + z\vec{k}$

La vitesse d'un point M est définie par $\vec{v} = \dfrac{d\overrightarrow{OM}}{dt}$.

Ce vecteur a pour expression $\boxed{\vec{v} = \dfrac{dx}{dt}\vec{i} + \dfrac{dy}{dt}\vec{j} + \dfrac{dz}{dt}\vec{k}}$

Propriétés du vecteur vitesse $\vec{v}$ :

- direction tangente au mouvement.
- sens dans le sens du mouvement.
- norme égale à la valeur de la vitesse instantanée en $m.s^{-1}$ à l'instant t soit $v = \sqrt{v_x^2 + v_y^2 + v_z^2}$.

L'accélération d'un point M est définie par $\vec{a} = \dfrac{d\vec{v}}{dt}$.

Le vecteur accélération a pour coordonnées $\boxed{\vec{a} = \dfrac{d^2x}{dt^2}\vec{i} + \dfrac{d^2y}{dt^2}\vec{j} + \dfrac{d^2z}{dt^2}\vec{k}}$

La norme du vecteur accélération est égale à la valeur de l'accélération instantanée en $m.s^{-2}$ à l'instant t soit : $a = \sqrt{a_x^2 + a_y^2 + a_z^2}$

Un mouvement est rectiligne uniforme si l'accélération est nulle.

Pour un mouvement circulaire uniforme, l'accélération est centripète (perpendiculaire à la trajectoire et orientée vers le centre du cercle) et a pour valeur :

$a = \dfrac{v^2}{R}$ où R est le rayon de la trajectoire.

Pour un mouvement rectiligne uniformément varié, l'accélération est constante en valeur et en direction dans la direction du mouvement.



© Cned – Académie en ligne

## 2. Exercices d'apprentissage

### Exercice 1 — Mouvement à la surface de la Terre

On considère un objet de masse m situé sur l'équateur à la surface de la Terre. Le système est immobile dans le référentiel terrestre.

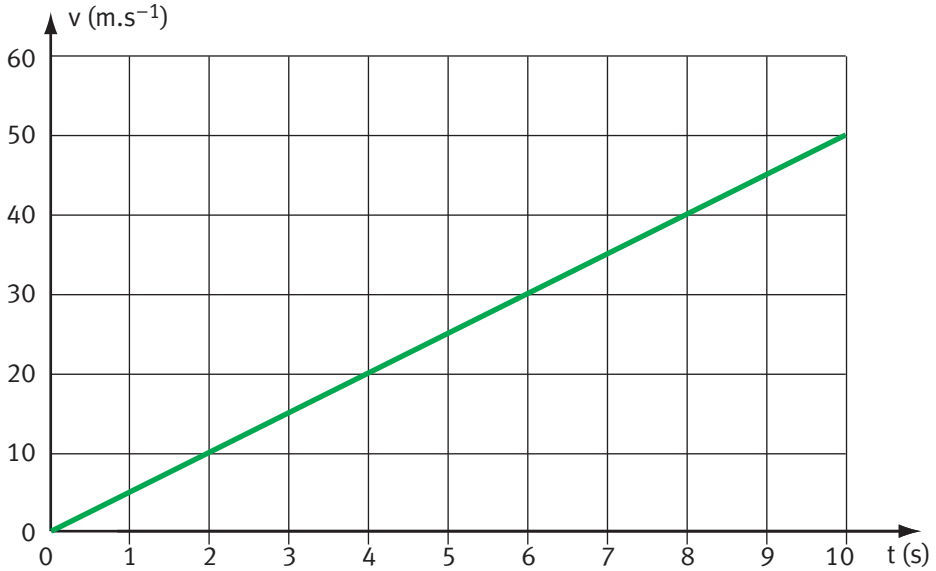
1. Décrire le mouvement du système dans le référentiel géocentrique.
2. Quelle est la vitesse du système dans ce même référentiel ?
3. En déduire les caractéristiques de son accélération.

### Exercice 2 — Accélération d'une moto

On considère un motard qui s'élance, avec une vitesse initiale nulle, sur une piste rectiligne d'axe Ox en maintenant une accélération constante.

Sont représentées ci-dessous les évolutions au cours du temps de la valeur v de la vitesse du motard (figure 1) et la distance d qu'il parcourt (figure 2).

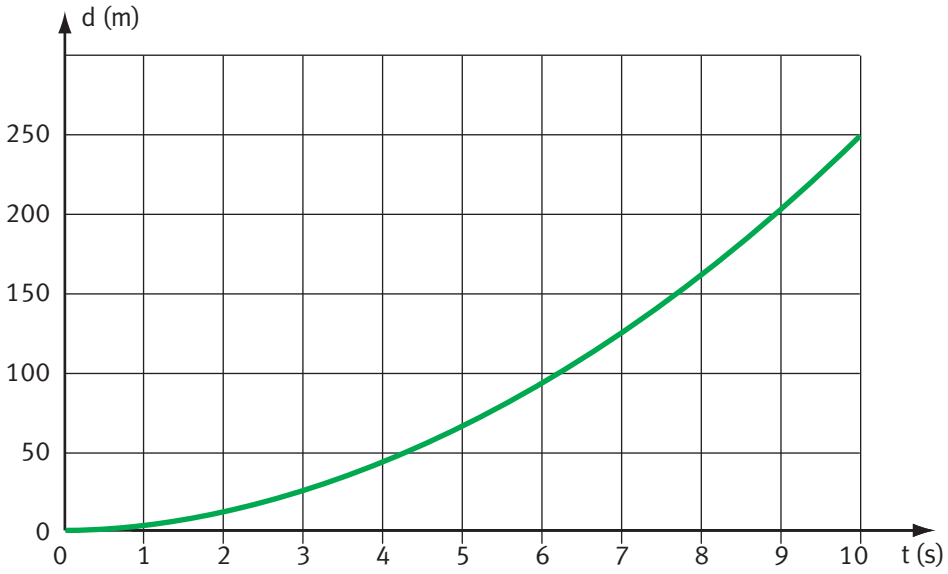
Figure 1 : valeur v de la vitesse du système en fonction du temps






© Cned – Académie en ligne

Figure 2 : distance d parcourue par le système en fonction du temps




1. En utilisant la figure 2 et la figure 3, déterminer la distance parcourue par le motard lorsque celui-ci a atteint une vitesse de 160 km.h$^{-1}$.
2. Montrer que la courbe donnée en figure 2 permet d'affirmer que la valeur de l'accélération est constante. Donner sa valeur.
3. Donner les expressions vectorielles de la vitesse et du vecteur position en fonction du temps.

## Exercice 3 Mouvement d'un palet

On filme le mouvement d'un palet lancé à l'aide d'un système à ressort. Le film est ensuite exploité avec un logiciel adapté.

La figure 1 suivante présente la position qu'occupe le centre d'inertie G du palet à intervalles de temps réguliers $\tau = 20{,}0$ ms (points $G_0$ à $G_5$) à $t = 0$ s, le centre d'inertie du palet est au point O ou $G_0$ .

Figure 1 : position du centre d'inertie du palet (échelle 1)




1. En supposant que la vitesse instantanée en un point $G_i$ est égale à la vitesse moyenne entre les points $G_{i-1}$ et $G_{i+1}$, déterminer à partir de la figure les approximations des vitesses $V_{G2}$ et $V_{G4}$ du palet aux points $G_2$ et $G_4$.
2. En supposant que l'accélération est constante entre $G_2$ et $G_4$, donner une approximation du vecteur accélération $\overrightarrow{a_{G3}}$ du palet au passage du point $G_3$ en fonction des vitesses $\overrightarrow{V_{G4}}$ et $\overrightarrow{V_{G2}}$ et de l'intervalle de temps $\tau$.
3. En déduire la valeur de cette accélération $a_{G3}$.



© Cned – Académie en ligne

# 3 Les lois de Newton

## A Objectifs

- Connaître et appliquer les lois de Newton pour étudier différentes situations en mécanique.
- Définir la quantité de mouvement d'un point matériel.
- Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour étudier un mouvement.

## B Pour débuter

### 1. Centre d'inertie d'un système

Lorsque nous étudierons le mouvement de solides ou de systèmes non ponctuels, nous considérerons le mouvement de leur centre d'inertie défini de la manière suivante : c'est le point du système ayant le mouvement de plus simple. Il correspond au centre d'un solide homogène.

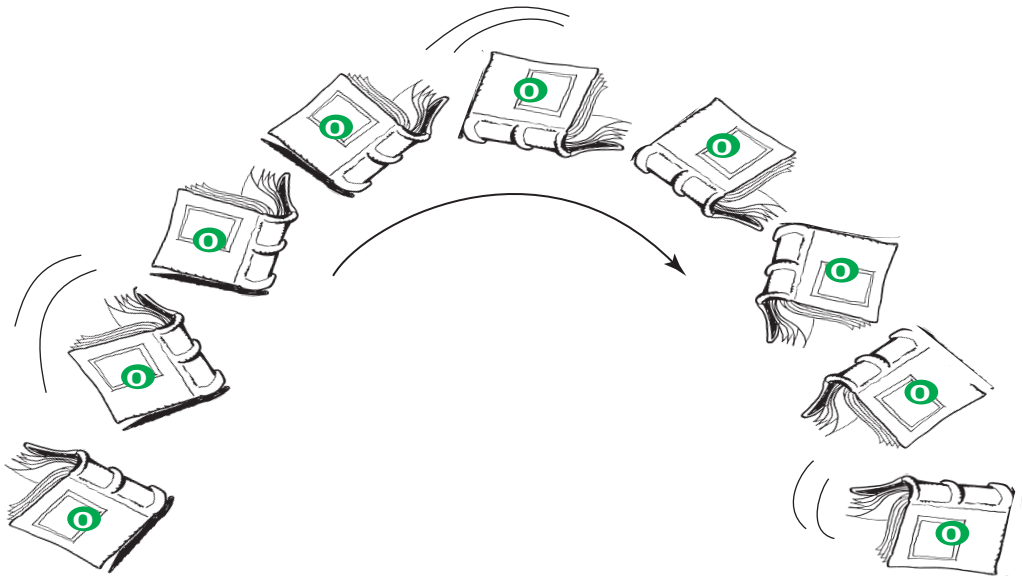
**Activité 11**



Si on considère l'enregistrement du mouvement d'un livre lancé dans le champ de pesanteur, chaque point de ce livre aura une trajectoire différente des autres selon la manière dont on l'aura lancé. Par contre, son centre d'inertie aura une trajectoire simple que vous avez déjà rencontrée en mathématique. À l'aide de l'enregistrement suivant (voir page 215), tracez la trajectoire du centre d'inertie du livre dont chaque position est repérée par un 0 et faites une hypothèse sur le type d'équation mathématique de la trajectoire du centre d'inertie du livre.



© Cned – Académie en ligne



## 2. Effet d'une force constante sur le centre d'inertie d'un système

On dispose au laboratoire d'un mobile autoporteur sur coussin d'air. Ce dernier permet d'atténuer fortement les frottements et ainsi de les négliger face aux autres forces. Il est placé sur une table horizontale.

Le mobile est doté d'un dispositif qui permet de marquer à intervalles de temps réguliers sur la table la position M du centre d'inertie du mobile.

La masse du mobile est m = 0,95 kg.

À la date t = 0 s, on lance le mobile ; on obtient l'enregistrement des positions M de son centre d'inertie suivant :

++ + + + + + + +

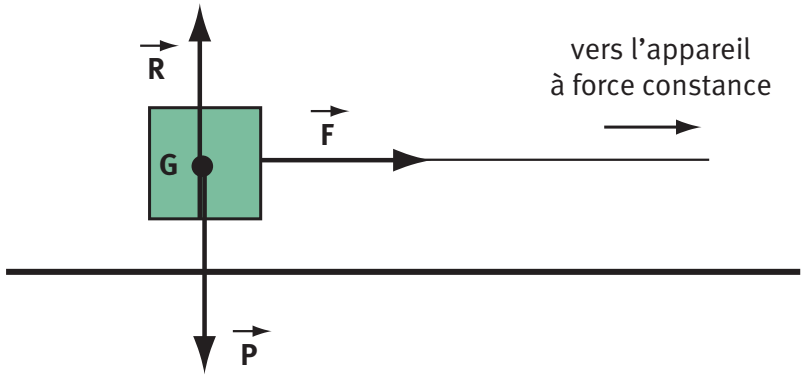
**Activité 12**

Quel est le mouvement du mobile autoporteur sur la table ? Faire le bilan des forces qui s'appliquent sur le mobile. Quel renseignement sur ces forces l'étude du mouvement nous apporte-t-elle ?

On relie à présent le mobile à un appareil à force constante. Celui-ci exerce une force de valeur F = 1,5 N sur le mobile par l'intermédiaire d'un fil dont la direction horizontale reste constante au cours du déplacement.



© Cned – Académie en ligne




À t = 0 s, on lâche sans vitesse initiale le mobile sur la table. On obtient l'enregistrement qui a l'allure suivante :

++ + + + + + + +

**Activité 13**



❶ Quel est le mouvement du centre d'inertie du mobile autoporteur ?

On mesure la distance parcourue x depuis le premier point de l'enregistrement. On sait qu'entre deux positions successives la durée est $\Delta t = 0{,}10$ s. On obtient le tableau de mesures suivant :

| x (cm) | 0 | 0,8 | 3,2 | 7,1 | 12,6 | 19,7 | 28,4 | 38,7 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Date t (s) | 0 | 0,10 | 0,20 | 0,30 | 0,40 | 0,50 | 0,60 | 0,70 |

Les valeurs sont traitées avec un logiciel de traitement des données.

❷ On souhaite connaître la valeur v de la vitesse aux différentes dates. Quelle opération doit-on faire à l'ordinateur ?

On affiche le graphe représentant *v* au cours du temps. On obtient une droite qui passe par l'origine.

❸ Que représente le coefficient directeur de cette droite ?

Après modélisation, l'ordinateur propose $v = 1{,}58 \times t$ (avec *t* en s et *v* en $m.s^{-1}$).

❹ En déduire la valeur a de l'accélération du centre d'inertie du mobile.

❺ Comparer le produit de la masse m du mobile par l'accélération ($m \times a$) avec *F*. Conclure.

# C Pour apprendre

## 1. La quantité de mouvement

La quantité de mouvement d'un système de masse m et animé d'une vitesse $\vec{v}$ est la grandeur définie par : $\vec{p} = m\vec{v}$

La quantité de mouvement dépend donc du référentiel d'étude.



© Cned – Académie en ligne

# 2. Les lois de Newton

## a) Première loi de Newton ou principe d'inertie

Un corps peut-il être en mouvement sans qu'il ne soit soumis à aucune force ?

Contrairement aux apparences, Newton (1642-1727) considérait qu'un corps pouvait rester indéfiniment en mouvement sans qu'aucune force ne s'exerce sur lui et avait énoncé le principe d'inertie. Cependant, à la surface de la Terre, tous les corps sont soumis à une force exercée par la Terre qui s'appelle le poids ainsi qu'aux frottements de l'air ; on n'observe pas facilement de mouvement sans force exercée sur un corps à la surface de la Terre.

La première loi de Newton est souvent appliquée au centre d'inertie de la manière suivante.

Le centre d'inertie d'un système mécaniquement isolé se comporte de la manière suivante :

– s'il est immobile, il reste immobile,

– s'il est en mouvement, il est animé d'un mouvement rectiligne et uniforme.

Le principe d'inertie ne s'applique que dans des référentiels galiléens.

Lorsque les forces qui agissent sur un corps se compensent ($\sum \vec{F}_{ext} = \vec{0}$), son mouvement sera identique à celui d'un corps qui n'est soumis à aucune force.

**Dans un référentiel galiléen, si la somme des forces extérieures exercées sur un système est nulle, alors son centre d'inertie est soit immobile, soit animé d'un mouvement rectiligne et uniforme, et réciproquement :**

$$\sum \vec{F}_{ext} = \vec{0} \quad \Leftrightarrow \quad \vec{v}_G = c\vec{te}$$

Cette loi permet de définir un référentiel galiléen. C'est un référentiel dans lequel on suppose la première loi de Newton exacte.

En effet, observons un objet immobile devant nous dans une automobile immobile dans le référentiel terrestre que nous supposerons galiléen. Lorsque le véhicule accélère, nous observons que l'objet a un mouvement vers l'arrière dans le référentiel de l'automobile alors qu'aucune force nouvelle ne s'exerce sur lui. En fait, l'objet tend à garder sa position de repos dans le référentiel terrestre : c'est le référentiel de l'automobile qui n'est plus galiléen car il est en accélération par rapport au référentiel terrestre supposé galiléen…

En réalité, c'est toujours une approximation : il n'existe pas de référentiel galiléen absolu. La Terre subit des accélérations dans le référentiel héliocentrique et même le Soleil subit une accélération si on prend comme référentiel le centre de la galaxie…

En pratique, pour les mouvements couramment observés dans le laboratoire, on supposera le référentiel terrestre galiléen. Par contre, pour les mouvements des planètes et des satellites, il conviendra de choisir soit le référentiel géocentrique, soit le référentiel héliocentrique.



© Cned – Académie en ligne

## b) Deuxième loi de Newton

**Dans un référentiel galiléen, la somme des forces extérieures exercées sur un système est égale à la dérivée par rapport au temps de la quantité de mouvement :**

$$\sum \vec{F}_{ext} = \frac{d\vec{p}}{dt}.$$

Si la masse du système est constante, alors $\frac{d\vec{p}}{dt} = \frac{d(m\vec{v})}{dt} = m\frac{d\vec{v}}{dt} = m\vec{a}$. La deuxième loi de Newton s'écrit pour un système de masse constante : $\sum \vec{F}_{ext} = m\,\vec{a}$.

$\vec{a}$ est l'accélération du centre d'inertie du système

**Remarque**

Si la somme des forces qui s'exercent sur le système est nulle, on retrouve évidemment la première loi de Newton qui est un cas particulier de la seconde.

**Méthode d'application de la deuxième loi de Newton**

- Définir le système.
- Préciser le référentiel galiléen (ou considéré comme galiléen) utilisé.
- Faire le bilan des forces extérieures non négligeables appliquées au système.
- Écrire la deuxième loi de Newton appliquée au centre d'inertie.
- Exploiter la relation vectorielle obtenue en projetant dans un repère pour obtenir des relations non vectorielles.
- Si besoin, intégrer les relations obtenues pour obtenir les équations horaires du mouvement puis l'équation de la trajectoire.

## c) Troisième loi de Newton

**Étant donné deux points matériels A et B en interaction, soit $\vec{F}_{A\to B}$ la force exercée par A sur B et soit $\vec{F}_{B\to A}$ la force exercée par B sur A ; au même instant, les forces $\vec{F}_{A\to B}$ et $\vec{F}_{B\to A}$ sont telles que :**

**$\vec{F}_{A\to B} + \vec{F}_{B\to A} = \vec{0}$ ; ces deux vecteurs force ont la même droite d'action.**

La relation vectorielle $\vec{F}_{A\to B} = -\vec{F}_{B\to A}$ signifie que les deux vecteurs force sont opposés et que ces forces ont même valeur.

**Remarques**

1. Ce principe n'est valable en toute rigueur que pour des points matériels mais nous pourrons l'utiliser par la suite pour tous les solides en interaction rencontrés dans ce cours.
2. On reconnaît deux solides en interaction si le mouvement ou l'état de repos de l'un dépend de la présence de l'autre : chacun des deux solides exerce sur l'autre une force égale en valeur, de même direction mais de sens opposé. L'interaction gravitationnelle est un bon exemple mettant en jeu des solides en interaction (voir paragraphe B5 des prérequis).



© Cned – Académie en ligne

# 3. Application au mouvement dans le champ de pesanteur uniforme

Le système étudié est un point mobile M de masse m. Le système est plongé dans le champ de pesanteur terrestre $\vec{g}$ uniforme. On suppose que le système est en chute libre : il n'est soumis qu'à son poids :

$$\vec{P} = m\vec{g} .$$

## a) Application de la deuxième loi de Newton

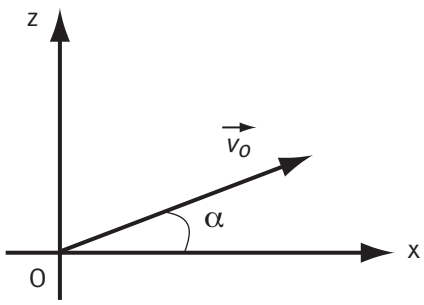
L'étude est réalisée dans le référentiel terrestre.

La seconde loi de Newton s'écrit $\vec{P} = m\vec{g} = m\vec{a}$. Donc $\vec{a} = \vec{g}$.

**Dans le cas d'une chute libre, le vecteur accélération est toujours égal au champ de pesanteur.**

## b) Équations horaires

On choisit un repère d'espace $(O ; \vec{i} , \vec{j} , \vec{k})$ lié au référentiel tel que à t = 0 s, M se situe en O. L'axe Oz est vertical ascendant et la vitesse à t = 0 s, $\vec{v}_0$ est dans le plan (xOz). L'axe Ox a la même orientation que $\vec{v}_0$ et $\vec{v}_0$ fait un angle $\alpha$ avec ce dernier (voir schéma ci-contre). L'axe Oy est perpendiculaire au plan de la figure.




$\vec{a} = \vec{g}$ (l'accélération est constante, le mouvement est uniformément varié), donc les coordonnées de $\vec{a}$ sont :

- $a_x = 0$ ($\vec{g}$ perpendiculaire à Ox),
- $a_y = 0$ ($\vec{g}$ perpendiculaire à Oy),
- $a_z = -g$ ($\vec{g}$ colinéaire à Oz et dirigé vers le bas).

En intégrant chaque coordonnée de l'accélération par rapport au temps, on obtient les coordonnées de la vitesse $\vec{g}$ :

- $v_x$ = constante = $v_{0x}$ (la projection de $\vec{g}$ sur Ox à t = 0 s) donc $v_x = v_0 \times \cos\alpha$
- $v_y$ = constante = $v_{0y}$ (la projection de $\vec{v}$ sur Oy à t = 0 s) donc $v_y = 0$
- $v_z = -gt$ + constante (la constante est $v_{0z}$ la projection de $\vec{v}_0$ sur Oz à t = 0 s, c'est-`à-dire $v_0 \times \sin\alpha$)

donc $v_z = -gt + v_0 \times \sin\alpha$



© Cned – Académie en ligne

En intégrant chaque coordonnée de la vitesse par rapport au temps, on obtient les coordonnées du vecteur position :

- $x(t) = v_0 \times \cos\alpha \times t + x_0$ (la constante $x_0$ est x à t = 0 s, c'est-à-dire 0) donc $x(t) = v_0 \times \cos\alpha \times t$
- $y(t) = y_0 = 0$
- $z(t) = -\frac{1}{2} gt^2 + v_0 \times \sin\alpha \times t + z_0$ avec $z_0 = 0$ d'où $z(t) = -\frac{1}{2} gt^2 + v_0 \times \sin\alpha \times t$.

  x(t), y(t) et z(t) représentent les équations horaires du mouvement de chute libre.

On remarque $y(t) = 0$. Il n'y a aucun mouvement selon cette direction. Le mouvement est contenu dans le plan (xOz).

## c) Équation de la trajectoire

Ici, il s'agit de l'équation de la courbe représentant $z = f(x)$.

D'après $x(t) = v_0 \times \cos\alpha \times t$, on peut écrire $t = \frac{x}{v_0 \cos\alpha}$ (on suppose $v_0$ et $\cos\alpha$ différents de 0). On remplace l'expression de t dans l'équation horaire z(t) obtenue précédemment : on a alors $z(x) = -\frac{g}{2v_0^2 \cos^2\alpha} x^2 + x\tan\alpha$ : il s'agit de l'équation de la trajectoire. C'est l'équation d'une parabole de concavité tournée vers le bas (vers les z décroissants).

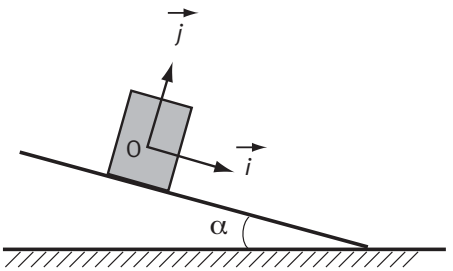
**Remarque**

Si $v_0 = 0$ ou $\cos\alpha = 0$ (dans ce cas, $\alpha = \pm\frac{\pi}{2}$ le tir est vertical), alors on a $x(t) = v_0 \times \cos\alpha \times t = 0$. Il n'y a pas de mouvement selon Ox. La chute libre est verticale. Le mouvement a lieu selon Oz. La trajectoire est une droite. L'équation horaire est alors :

$z(t) = -\frac{1}{2} gt^2 + v_0 \times \sin\alpha \times t = -\frac{1}{2} gt^2 + v_0 \times t$

## Activité 14

Un objet de masse m se déplace sans frottement sur un plan incliné (l'objet descend) ; ce plan est incliné d'un angle $\alpha$ par rapport au plan horizontal.




1. Exprimer les caractéristiques du vecteur accélération $\vec{a}_G$ du centre d'inertie. (On donnera la valeur de $\vec{a}_G$, en fonction de g et $\alpha$.)



© Cned – Académie en ligne

❷ Déterminer les équations horaires du mouvement dans le repère $(O ; \vec{i}, \vec{j})$ lié au référentiel terrestre. Au début du mouvement, l'objet est lâché en O avec une vitesse nulle.

❸ Quelle distance l'objet aura-t-il parcourue après 1,5 seconde ?

***Données*** $g = 10$ N.kg$^{-1}$ ; $m = 10$ kg ; $\alpha = 30°$

# 4. Application au mouvement d'une particule chargée dans un champ électrique uniforme

On étudie le mouvement d'une particule M, supposée ponctuelle, de charge électrique q et de masse m. La région de l'espace dans laquelle l'étude a lieu est plongée dans un champ électrostatique uniforme $\vec{E}$.

## a) Application de la deuxième loi de Newton

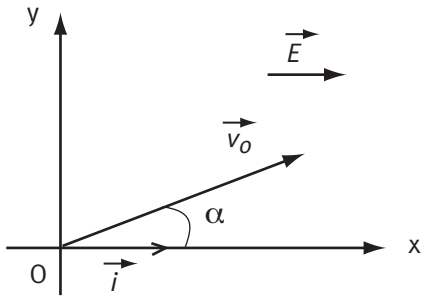
L'étude est réalisée dans le référentiel terrestre.

La particule est soumise à deux forces :

- son poids $\vec{P} = m\vec{g}$
- la force électrostatique $\vec{F} = q\vec{E}$.

Dans le cas (voir activité 12) où le poids est négligeable devant la valeur de la force électrostatique, la seconde loi de Newton s'écrit $\vec{F} = m\vec{a} = q\vec{E}$.

Donc $\vec{a} = \frac{q}{m}\vec{E}$ .




## b) Équations horaires

On choisit un repère d'espace $(O ; \vec{i}, \vec{j})$ lié au référentiel terrestre tel que à t = 0 s, M se situe en O. L'axe Ox est choisi quel que soit le champ électrique selon cet axe : $\vec{E} = E\vec{i}$ . L'axe Oy est tel que la vitesse à t = 0 s, $\vec{v}_0$ soit dans le plan (xOy). L'axe Oy a la même orientation que $\vec{v}_0$ et $\vec{v}_0$ fait un angle $\alpha$ avec l'axe Ox (voir le schéma). L'axe Oz est perpendiculaire au plan de la figure.

$\vec{a} = \frac{q}{m}\vec{E}$ (l'accélération est constante, le mouvement est uniformément varié)

Les coordonnées de $\vec{a}$ sont :

- $a_x = \frac{q}{m} E$ ($\vec{E}$ colinéaire à Ox),
- $a_y = 0$ ($\vec{E}$ perpendiculaire à Oy),
- $a_z = 0$ ($\vec{E}$ perpendiculaire à Oz),



© Cned – Académie en ligne

En intégrant chaque coordonnée de l'accélération par rapport au temps, on obtient les coordonnées de la vitesse $\vec{v}$ :

• $v_x = \frac{q}{m} E \times t + constante$

La constante est $v_{0x}$ la projection de $\vec{v}_0$ sur Ox à t = 0 s, c'est-à-dire $v_0 \times \cos\alpha$

donc $v_x = \frac{q}{m} E \times t + v_0 \times \cos\alpha$.

• $v_y = constante = v_{0y}$ (la projection de $\vec{v}_0$ sur Ox à t = 0 s) donc $v_y = v_0 \times sin\alpha$.

• $v_z = constante = v_{0z}$ (la projection de $\vec{v}_0$ sur Oy à t = 0 s) donc $v_z = 0$.

En intégrant chaque coordonnée de la vitesse par rapport au temps, on obtient les coordonnées du vecteur position :

• $x(t) = \frac{1}{2}\frac{q}{m} E \times t^2 + v_0 \cos\alpha \times t + x_0$ avec $x_0 = 0$

d'où $x(t) = \frac{1}{2}\frac{q}{m} E \times t^2 + v_0 \cos\alpha \times t$

• $y(t) = v_0 \times sin\alpha \times t + y_0$ avec $y_0 = 0$ donc $y(t) = v_0 \times \sin\alpha \times t$

• $z(t) = z_0 = 0$

x(t), y(t) et z(t) représentent les équations horaires du mouvement.

On remarque $z(t) = 0$. Il n'y a aucun mouvement selon cette direction. Le mouvement est contenu dans le plan (xOy).

## c) Équation de la trajectoire

Ici, il s'agit de l'équation de la courbe représentant $x = f(y)$.

D'après $y(t) = v_0 \times \sin\alpha \times t$, on peut écrire $t = \frac{y}{v_0 \sin\alpha}$ (on suppose $v_0$ et $\sin\alpha$ différents de 0). On remplace l'expression de t dans l'équation horaire x(t) obtenue précédemment.

On a alors $x(y) = \frac{qE}{2mv_0^2 \sin^2\alpha} y^2 + \frac{y}{\tan\alpha}$ : il s'agit de l'équation de la trajectoire.

C'est l'équation d'une **parabole**.

**Remarque**

Si $v_0 = 0$ ou $\sin\alpha = 0$ (dans ce cas la vitesse initiale est selon Ox), alors on a :

$y(t) = v_0 \times \sin\alpha \times t = 0$. Il n'y a pas de mouvement selon Oy. Le mouvement a lieu selon Ox. La trajectoire est une droite. L'équation horaire est alors

$x(t) = \frac{1}{2}\frac{q}{m} E \times t^2 + v_0 \cos\alpha \times t = \frac{1}{2}\frac{q}{m} E \times t^2 + v_0 \times t$ ($\cos\alpha = 1$)



© Cned – Académie en ligne

**Activité 15**

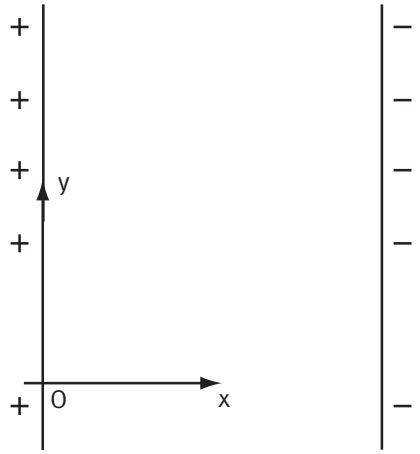
On considère un proton placé au niveau de l'électrode négative d'un condensateur plan dont les armatures, écartées de 10 cm, sont soumises à une tension de 1V.

1. Montrer que la valeur du poids $P$ est négligeable devant la valeur de la force électrostatique $F$ exercée dans le condensateur.

2. Si le proton à l'instant initial, sans vitesse initiale, est situé au centre O d'un repère Oxy dont l'axe Ox est perpendiculaire aux armatures du condensateur, en combien de temps aura-t-il parcouru la distance de 10 cm séparant les armatures du condensateur.

***Données***

$g = 10\ N.kg^{-1}$ masse du proton : $m = 1{,}67.10^{-27}\ kg$
charge élémentaire : $e = 1{,}6.10^{-19} C$




# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

La quantité de mouvement d'un système de masse m et animé d'une vitesse $\vec{v}$ est la grandeur définie par :

$$\vec{p} = m\vec{v}$$

• La première loi de Newton (ou principe d'inertie) est :

Dans un référentiel galiléen, si la somme des forces extérieures exercée sur un système est nulle, alors son centre d'inertie est soit immobile, soit animé d'un mouvement rectiligne et uniforme, et réciproquement :

$$\sum \vec{F}_{ext} = \vec{0} \qquad \vec{v}_G = cte\vec{}\,.$$

• La deuxième loi de Newton est :

Dans un référentiel galiléen, la somme des forces extérieures exercée sur un système est égale à la dérivée par rapport au temps de la quantité de mouvement :

$$\sum \vec{F}_{ext} = \frac{d\vec{p}}{dt}\,.$$



© Cned – Académie en ligne

Si la masse du système est constante, alors = $\frac{d\vec{p}}{dt} = \frac{d(m\vec{v})}{dt} = m\frac{d\vec{v}}{dt} = m\vec{a}$. La deuxième loi de Newton s'écrit pour un système de masse constante : $\sum \vec{F}_{ext} = m\,\vec{a}$.

$\vec{a}$ est l'accélération du centre d'inertie du système.

• La troisième loi de Newton (ou principe des actions réciproques) est :

Soit A et B deux points en interaction. La force $\vec{F}_{A\to B}$ exercée par A sur B et la force $\vec{F}_{B\to A}$ exercée par B sur A sont telles que : $\vec{F}_{A\to B} = -\vec{F}_{B\to A}$

Le mouvement d'un objet en chute libre s'étudie en appliquant la seconde loi de Newton.

• Pour une chute libre $\vec{a} = \vec{g}$

Les équations horaires de la vitesse $v_x(t)$, $v_y(t)$, $v_z(t)$ sont obtenues en déterminant les primitives des composantes de l'accélération $a_x$, $a_y$, $a_z$ et en tenant compte des conditions initiales.

Les équations horaires du mouvement x(t), y(t), z(t) sont obtenues en déterminant les primitives des composantes de la vitesse $v_x(t)$, $v_y(t)$, $v_z(t)$ et en tenant compte des conditions initiales.

L'équation de la trajectoire est obtenue en éliminant la variable temps t des équations horaires du mouvement. C'est l'équation d'une parabole.

Le mouvement d'une particule chargée dans un champ électrostatique uniforme s'étudie en appliquant la seconde loi de Newton.

Comme le poids est généralement négligeable devant la force électrostatique : $\vec{a} = \frac{q}{m}\vec{E}$

Les équations horaires de la vitesse et du mouvement ainsi que l'équation de la trajectoire sont déterminées avec une méthode identique à celle utilisée lors de l'étude de la chute libre.

On retrouve, pour l'équation de la trajectoire, l'équation d'une parabole.

## 2. Exercices d'apprentissage

**Exercice 4** **Un service au tennis**

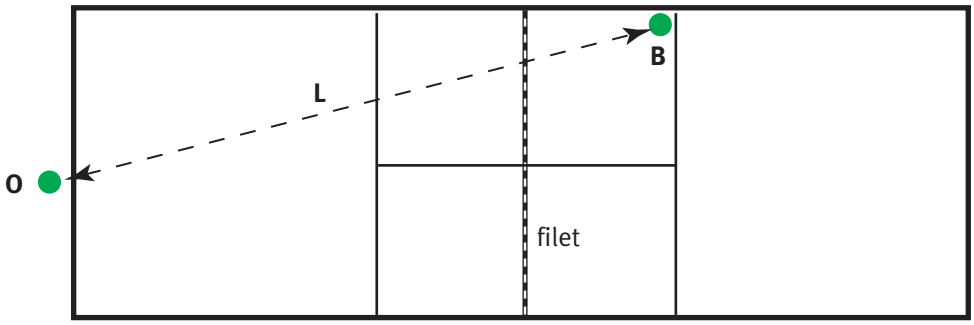
Un terrain de tennis est un rectangle de longueur 23,8 m et de largeur 8,23 m. Il est séparé en deux dans le sens de la largeur par un filet dont la hauteur est 0,920 m.

Lorsqu'un joueur effectue un service, il doit envoyer la balle dans une zone comprise entre le filet et une ligne située à 6,40 m du filet.

On étudie un service du joueur placé au point O.



© Cned – Académie en ligne



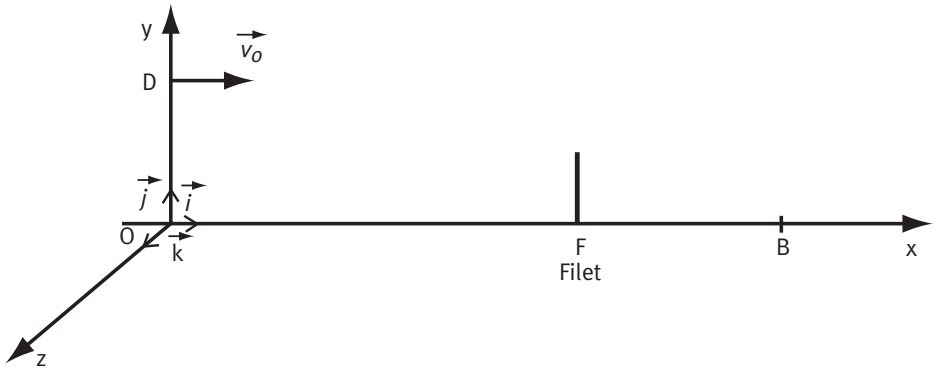

Ce joueur souhaite que la balle frappe le sol en B tel que OB = L = 18,7 m.

Pour cela, il lance la balle verticalement et la frappe avec sa raquette en un point D situé sur la verticale de O à la hauteur H = 2,20 m.

La balle part alors de D avec une vitesse de valeur $v_0 = 126$ km.h$^{-1}$, horizontale, comme le montre le schéma ci-dessous.

La balle de masse m = 58,0 g sera considérée comme ponctuelle et on considérera que l'action de l'air est négligeable.

L'étude du mouvement sera faite dans le référentiel terrestre, galiléen, dans lequel on choisit un repère Oxyz comme l'indique le schéma ci-dessous :




**1** Équations horaires paramétriques et trajectoire

**1.1.** Faire le bilan des forces appliquées à la balle pendant son mouvement entre D et B.

En indiquer les caractéristiques (direction, sens, grandeur) et l'expression.

**1.2.** Établir l'expression du vecteur accélération de la balle au cours de son mouvement.

**1.3.** Montrer que les équations horaires paramétriques du mouvement de la balle sont :

$x(t) = v_0\, t$ $\qquad$ $y(t) = \dfrac{-gt^2}{2} + H$ $\qquad$ $z(t) = 0$

**1.4.** Montrer que le mouvement de la balle a lieu dans un plan.

**1.5.** Déduire de la réponse à la question 1.3. l'équation littérale de la trajectoire de la balle dans le plan xOy.



© Cned – Académie en ligne

❷ Qualité du service

***Donnée*** $g = 9{,}81\ \text{m.s}^{-2}$.

**2.1.** Sachant que la distance OF = 12,2 m, la balle, supposée ponctuelle, passe-t-elle au-dessus du filet ?

**2.2.** Montrer que le service sera considéré comme mauvais, c'est-à-dire que la balle frappera le sol en un point B' tel que OB' soit supérieur à OB.

**2.3.** En réalité, la balle tombe en B. Quel est le paramètre, non pris en compte dans ce problème, qui peut expliquer cette différence ?

## Exercice 5 Mouvement d'un électron

Un électron de masse m et de charge –e pénètre en O avec une vitesse $\vec{v}_0$ dans une région de l'espace où règne un champ électrique $\vec{E}$ uniforme. $\vec{v}_0$ est dirigée selon l'axe (Ox) alors que $\vec{E}$, lui, est perpendiculaire selon l'axe (Oy).

***Données*** $m = 9{,}1.10^{-31}$ kg, $e = 1{,}6.10^{-19}$ C, $E = 2{,}0.10^{3}\ \text{N.C}^{-1}$, $g = 9{,}8\ \text{m.s}^{-2}$.

❶ Comparer la valeur du poids de l'électron et la valeur de la force électrostatique. Conclure.

❷ Établir les équations horaires du mouvement de l'électron.

❸ En déduire l'équation de trajectoire de l'électron dans le plan xOy.

❹ Quelle est la nature de la trajectoire ?

❺ Lorsque l'abscisse de l'électron est $x_L = L$, l'électron quitte la région de l'espace où règne le champ électrique. Déterminer l'expression de l'ordonnée $y_L$ lorsque $x_L = L$.

❻ Quelle est, par la suite, la nature du mouvement de l'électron ?



© Cned – Académie en ligne

# 4 Conservation de la quantité de mouvement d'un système isolé

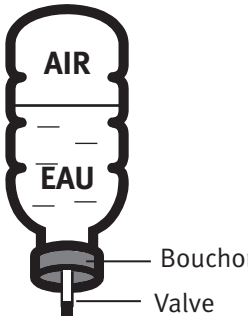
## A Objectif

- Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour interpréter un mode de propulsion par réaction à l'aide d'un bilan qualitatif de quantité de mouvement.

## B Pour débuter

### Activité 16 La fusée à eau

La fusée à eau est une bouteille de boisson gazeuse (eau minérale ou soda) que l'on remplit d'un tiers d'eau environ. Puis on met cette bouteille en pression à l'aide d'une pompe à vélo. Quand on va libérer la bouteille, l'air sous pression va éjecter l'eau et ainsi propulser la bouteille. Cependant, comme lorsqu'on gonfle un ballon de baudruche et qu'on le lâche, la bouteille risque de partir un peu dans tous les sens. Pour qu'elle ait un vol plus rectiligne, on va faire comme pour les flèches d'un arc, c'est-à-dire effiler et lester l'avant puis mettre un empennage à l'arrière.




1. Quelle est l'origine de la force motrice qui permet à la fusée à eau de décoller ?
2. Quel est le point commun entre cette fusée et celles utilisées dans l'aéronautique ? Quelles sont les principales différences ?

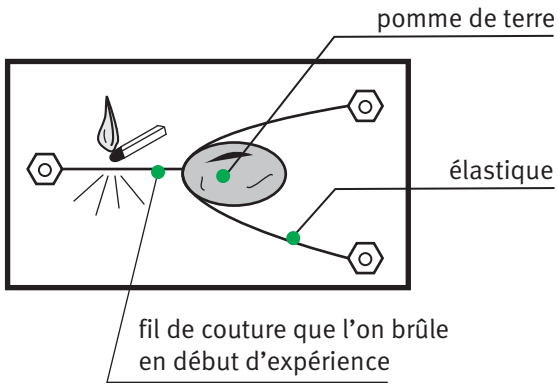
### Activité 17 Un « lance-patate »

http://www.canal-u.tv/producteurs/science_en_cours/dossier_programmes/physique_a_main_levee/mecanique_des_solides/un_lance_patates

ou bien chercher "canal-utv" sur un moteur de recherche puis taper "lance-patates" dans la fenêtre «RECHERCHER UN PROGRAMME".



© Cned – Académie en ligne




1. Quelles sont les forces non compensées qui s'exercent sur le chariot au moment de la rupture du fil?
2. Quelles sont les forces non compensées qui s'exercent sur la pomme de terre au moment de la rupture du fil?
3. Quelles sont les forces non compensées qui s'exercent sur le système « chariot-pomme de terre » lorsque le fil est rompu ? Comment appelle-t-on un tel système ?

# C Cours

## 1. Conservation de la quantité de mouvement

### a) Système isolé ou pseudo-isolé

Un système est mécaniquement isolé s'il n'est soumis à aucune force. Comme le poids ou la force de gravitation sont toujours présents, il est pratiquement difficile d'avoir un système mécaniquement isolé. Par contre, un système qui est soumis à une somme de forces extérieures nulle se rencontre souvent. Un tel système est dit pseudo-isolé.

### b) Conservation de la quantité de mouvement

La seconde loi de Newton est $\sum \vec{F}_{ext} = \frac{d\vec{p}}{dt}$.

Si le système est isolé ou pseudo-isolé, $\sum \vec{F}_{ext} = \vec{0} = \frac{d\vec{p}}{dt}$. Donc $\vec{p}$ est une constante.

Donc, **dans un référentiel galiléen, la quantité de mouvement d'un système isolé ou pseudo-isolé se conserve**.



© Cned – Académie en ligne

## 2. Interprétation de la propulsion par réaction

Pour illustrer le principe de la propulsion par réaction, étudions un exemple.

Une personne de masse $m_p$ se tient immobile sur des patins à glace. Elle tient dans ses bras un sac de sable de masse $m_s$. L'étude se fait dans le référentiel terrestre supposé galiléen. Comme la personne est sur une piste de glace, on pourra négliger les frottements. Le système est la personne et le sac de sable. Il est soumis à deux forces : le poids et l'action de la piste sur les patins. Ces deux forces se compensent, le système est donc pseudo-isolé. La quantité de mouvement $\vec{p}$ se conserve. Comme la personne est immobile, sa vitesse est nulle et donc la quantité de mouvement aussi.

À la date t = 0 s, la personne lance avec une vitesse $\vec{v}_s$ le sac de sable dans une direction. Du coup, la personne part dans l'autre sens, elle subit un recul. On dit que la personne s'est propulsée par réaction. Cela s'explique par la conservation de la quantité de mouvement.

Puisque, avant le lancer, $\vec{p} = \vec{0}$, juste après le lancer on doit encore avoir $\vec{p} = \vec{0}$.

Or le sac de sable a une quantité de mouvement $\vec{p}_s = m_s\vec{v}_s$, donc la personne.

acquiert nécessairement une quantité de mouvement opposée : $\vec{p}_p = -m_s\vec{v}_s$ .

Cette quantité de mouvement peut également s'écrire $\vec{p}_p = m_p\vec{v}_p$ avec $\vec{v}_p$ : la vitesse acquise par la personne par réaction.

On a donc $\vec{p}_p = m_p\vec{v}_p = -m_s\vec{v}_s$ .

La personne recule donc avec une vitesse : $\vec{v}_P = -\dfrac{m_s}{m_p}\vec{v}_s$ .

Le signe moins indique que la vitesse de la personne a un sens opposé à celle du sac. La valeur de la vitesse de la personne est : $v_P = \dfrac{m_s}{m_p}v_s$

**Activité 18**



La masse de la personne est $m_p = 60$ kg, celle du sac est $m_s = 5{,}0$ kg. Le sac est lancé avec une vitesse de valeur $v_s = 3{,}0$ m.s$^{-1}$. Calculer la vitesse de recul de la personne.

Cet exemple montre que, pour acquérir une grande vitesse par réaction, il faut expulser à grande vitesse une masse importante. C'est sur ce principe qu'est basée la propulsion des fusées ou des avions à réaction : une turbine permet d'expulser une grande quantité de gaz (de l'air pour les avions) à très grande vitesse. La fusée ou l'avion se mettent en mouvement dans le sens opposé.

On explique ainsi le mouvement de la fusée à eau ou du « lance-patate » : l'ensemble est pseudo-isolé, la quantité de mouvement avant et après la rupture du fil se conserve : elle est nulle. Donc, si la pomme de terre est éjectée dans un sens, pour que la quantité de mouvement reste nulle, le chariot part dans l'autre sens.



© Cned – Académie en ligne

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

Un système est mécaniquement isolé s'il n'est soumis à aucune force.

Un système est pseudo-isolé s'il est soumis à une somme de forces extérieures nulle.

Dans un référentiel galiléen, la quantité de mouvement d'un système isolé ou pseudo-isolé se conserve.

La conservation de la quantité de mouvement d'un système pseudo-isolé ou isolé explique la propulsion par réaction.

## 2. Exercices d'apprentissage

**Exercice 6**

Pour donner de l'élan à sa luge, un enfant courant à la vitesse $v_e = 4{,}0$ m.s$^{-1}$ saute sur sa luge initialement immobile. Les masses de l'enfant et de la luge valent respectivement $m_e = 30$ kg et $m_L = 8{,}0$ kg.

Quelle est la vitesse $v_f$ de luge et de l'enfant juste après le saut de l'enfant. On supposera la luge sur un plan horizontal et on négligera les frottements.

**Exercice 7**

Sur un billard, deux boules de même masse m ont des vitesses de même valeur, de même direction mais de sens opposé. Elles se choquent de plein fouet. On néglige dans cet exercice les frottements.

1. Déterminer la quantité de mouvement du système constitué des deux boules avant le choc.
2. En déduire la quantité de mouvement du système après le choc.
3. Que peut-on dire alors des vitesses de deux boules après le choc ?
4. En raisonnant sur la quantité de mouvement, est-il *a priori* possible que les deux boules s'immobilisent juste après le choc ? Expliquer pourquoi cela n'est cependant pas réalisable.



© Cned – Académie en ligne

# 5 Mouvement des satellites et des planètes

## A Objectifs

- Étudier le mouvement des satellites et des planètes dans le cas des mouvements circulaires.
- Connaître les lois de Kepler.

## B Pour débuter

Au début du XVIIe siècle, deux visions du monde s'affrontent : une vision géocentrique qui place la Terre au centre de l'Univers, théorie admise depuis l'Antiquité et développée par Ptolémée dans son *Almageste* (140 après J.-C.), et une vision héliocentrique qui place le Soleil au centre de la Terre. Le premier scientifique qui décrit un système héliocentrique est Nicolas Copernic dans son célèbre *De Revolutionibus Orbium Coelestium* publié en 1543. Il faut attendre Galilée et ses observations des Lunes de Jupiter à l'aide d'une lunette astronomique, en 1609, pour que cette nouvelle vision du monde soit au centre des débats scientifiques de l'époque. En effet, si Jupiter est un astre autour duquel tournent des satellites, pourquoi la Terre serait-elle le seul centre du système solaire ? Et si elle n'était, comme Jupiter, qu'un centre secondaire par rapport au Soleil qui devient alors l'astre principal de l'Univers connu à l'époque ?

Cependant, certaines incorrections, comme les orbites parfaitement circulaires des planètes, énoncées dans cette nouvelle théorie donnent des arguments aux scientifiques défendant la vision géocentrique. Sur la base des nombreuses mesures et observations réalisées par Tycho Brahé, Johannes Kepler énonce, entre 1609 et 1619, les premières lois qui décrivent correctement le mouvement des planètes autour du Soleil : les lois de Kepler. Dans ce chapitre, nous allons étudier ces lois et le mouvement des astres.

**Activité 19**



En 1619, Kepler édite sa troisième loi : **le carré de la durée de la période orbitale « T » est proportionnelle au cube de la distance moyenne « a » du soleil** (moyenne de la somme des plus grandes et des plus petites distances).

Vérifier la troisième loi de Kepler à l'aide des mesures suivantes. Évaluer la précision de ces mesures en calculant l'incertitude entre chaque résultat et la moyenne des résultats.



© Cned – Académie en ligne

| | Mercure | Vénus | Terre | Mars | Jupiter |
|---|---|---|---|---|---|
| a (km) | $5{,}791.10^7$ | $1{,}0820.10^8$ | $1{,}4960.10^8$ | $2{,}2794.10^8$ | $7{,}7833.10^8$ |
| T (jours) | 87,969 | 224,70 | 365,26 | 686,98 | 4332,71 |
| | | | | | |
| | | | | | |

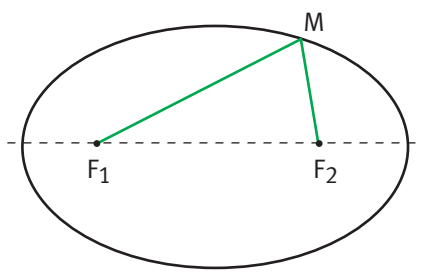
# C Pour comprendre

## 1. Les lois de Kepler

Les trois lois de Kepler relatives au mouvement des planètes sont les suivantes :

• Première loi : **les planètes décrivent des orbites elliptiques dont le Soleil occupe un des foyers.**

L'orbite est la trajectoire de la planète autour du Soleil. Celle-ci est une ellipse. Une ellipse peut être définie comme étant le lieu des points M dont la somme des distance à deux points fixes $F_1$ et $F_2$, appelés foyers, est constante $MF_1 + MF_2 = cte$.



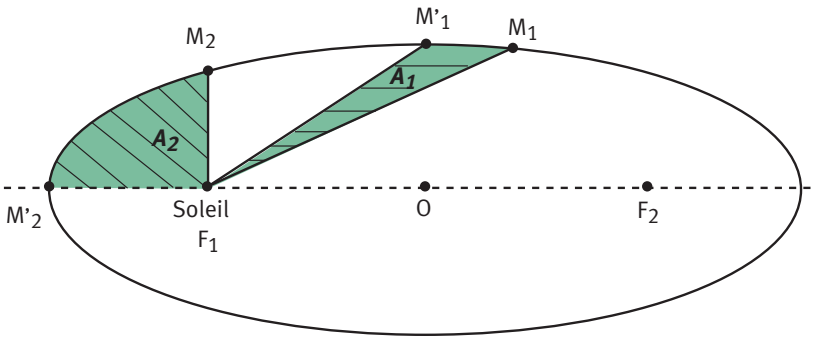

Dans la figure ci-contre, M est une planète et le Soleil est en $F_1$ ou en $F_2$.

• Deuxième loi : **le vecteur Soleil-Planète balaie des aires égales pendant des durées égales. Cette loi est également appelée, la loi des aires.**

La figure ci-après montre la trajectoire elliptique d'une planète M. Quatre positions de la planète sont représentées : $M_1$, $M_1'$, $M_2$ et $M_2'$. $A_1$ représente l'aire balayée par le vecteur Soleil-Planète entre les dates de passage de la planète en $M_1$ et $M_1'$. $A_2$ représente l'aire balayée par le vecteur Soleil-Planète entre les dates de passage de la planète en $M_2$ et $M_2'$. Si la durée mise par la planète pour aller de $M_1$ à $M_1'$ est la même que celle pour aller de $M_2$ à $M_2'$, alors $A_1 = A_2$. La réciproque est également vraie.

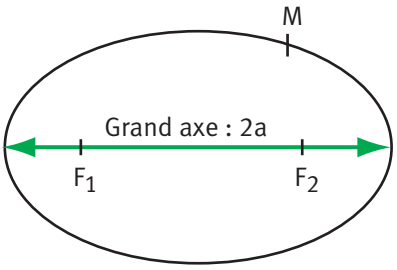


© Cned – Académie en ligne




• Troisième loi : **la période de révolution « T » au carré divisée par le demi-grand axe « a » de l'ellipse au cube est constant pour toutes les planètes.**

La période de révolution T est la durée que met la planète pour faire un tour du Soleil. Le grand axe 2a de l'ellipse est représenté par la double flèche dans la figure ci-contre.




Cette troisième loi s'écrit donc :

$$\frac{T^2}{a^3} = \text{constante}$$

**Activité 20**

Le périhélie est le point de l'orbite elliptique d'une planète pour lequel la planète est la plus proche du Soleil. Sur l'illustration de la deuxième loi de Kepler, il s'agit du point $M_2'$.

Expliquer pourquoi, dans le cas d'une orbite elliptique, la vitesse de la planète est la plus grande au périhélie.

## 2. Étude du mouvement des satellites et des planètes

### a) Choix du référentiel

Pour l'étude du mouvement des planètes, on se place dans le référentiel héliocentrique qu'on supposera galiléen.

Pour l'étude des satellites de la Terre, on se placera dans le référentiel géocentrique qu'on supposera galiléen.

Pour l'étude d'un satellite autour d'un autre astre attracteur, le référentiel est le centre de l'astre attracteur, supposé galiléen.



© Cned – Académie en ligne

### b) Bilan des forces

Le système étudié (satellite ou planète) de masse m n'est soumis qu'à une seule force : la force de gravitation universelle $\vec{F}$ .

***Rappel*** $\vec{F} = -G\dfrac{mM}{r^2}\vec{u}$

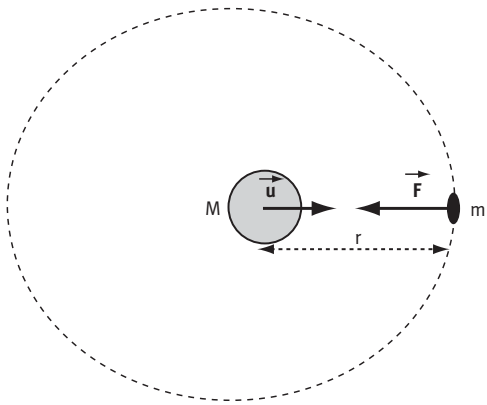
G est la constante de gravitation universelle, G = 6,67.$10^{-11}$ S.I.

m est la masse en kg du satellite ou de la planète dont on étudie le mouvement.

M est la masse en kg de l'astre attracteur, l'astre autour duquel tourne le système.

r est la distance entre le centre du système et le centre de l'astre attracteur.

$\vec{u}$ est un vecteur unitaire dirigé du centre de l'astre attracteur vers le centre du système.




### c) Application de la deuxième loi de Newton

Dans le référentiel choisi supposé galiléen, la seconde loi de Newton s'écrit :

$$\sum \vec{F}_{ext} = m\vec{a}$$

D'où $-G\dfrac{mM}{r^2}\vec{u} = m\vec{a}$ soit $\vec{a} = -G\dfrac{M}{r^2}\vec{u}$

**L'accélération d'un satellite ou d'une planète est indépendante de sa masse m.**

**Elle est dirigée vers le centre de l'astre attracteur.**

## 3. Mouvement circulaire des satellites et des planètes

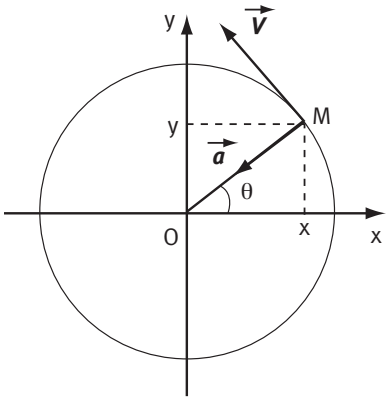
Un mouvement possible pour les satellites est le mouvement circulaire : l'orbite est un cercle. Pour les planètes, on assimilera dans la suite du cours leur orbite elliptique à un cercle dont le centre est le Soleil.



© Cned – Académie en ligne

## a) Le mouvement circulaire est uniforme

On se place dans le cas d'une orbite circulaire. Démontrons que, dans ce cas, le mouvement du satellite ou de la planète est nécessairement uniforme.




Nous savons (paragraphe 2c de ce chapitre) que le vecteur accélération du satellite est centripète, perpendiculaire à la trajectoire circulaire du mouvement et dirigé vers le centre O représentant le centre de l'astre attracteur.

Par ailleurs, par définition (voir paragraphe 3 de la partie C du chapitre 2), le vecteur vitesse est à tout moment tangent à la trajectoire du satellite.

Donc, à chaque instant, l'accélération est perpendiculaire à la vitesse.

Ainsi, à chaque instant, l'accélération modifie la direction du vecteur vitesse mais pas la norme de ce vecteur vitesse.

Ainsi, la vitesse a une valeur constante mais une direction qui change pour qu'elle reste tangente à la trajectoire.

La démonstration mathématique est proposée dans l'activité 20 à titre d'approfondissement.

### Activité 20 *(Approfondissement)*



En se plaçant dans le repère *Oxy* ayant pour origine le centre O de l'astre attracteur, montrer que le satellite situé en un point M tournant autour de O selon une trajectoire circulaire a un mouvement uniforme.

On considérera que l'angle θ varie avec le temps et on notera sa dérivée par rapport au temps $\theta'$ (vitesse angulaire) et la dérivée de la vitesse angulaire $\theta''$.

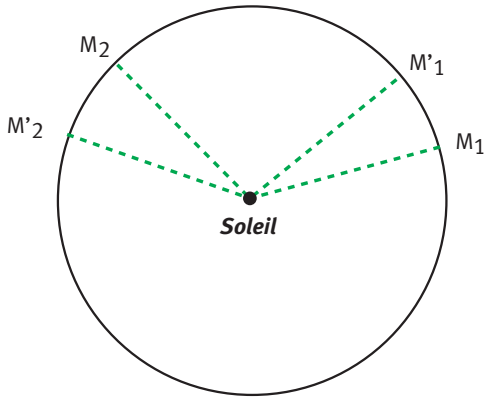
***Aide*** Utilisez la colinéarité des vecteurs position et accélération.



© Cned – Académie en ligne

**Remarques**

1. Avec une hypothèse supplémentaire, on peut aussi expliquer cette uniformité en considérant l'énergie du satellite. Le système n'est soumis qu'à une force : la force de gravitation. Il n'est soumis à aucune force de frottement : l'énergie mécanique est constante (voir séquence 6). Si on admet que l'énergie potentielle de gravitation est constante sur la trajectoire circulaire du satellite tout comme la force de gravitation (hypothèse), alors l'énergie cinétique est constante. Ces considérations conduisent à conclure que $E_c = \frac{1}{2}mv^2$ est une constante, alors v a une valeur constante : le mouvement est uniforme.
2. Ce résultat se retrouve aussi en appliquant la seconde loi de Kepler : pendant des durées égales, le vecteur Soleil-Planète doit balayer des aires égales. Puisque la trajectoire est un cercle, pour que l'aire balayée soit toujours la même pendant la même durée, la distance parcourue par la planète doit être toujours la même. La planète parcourt des distances égales pendant des durées égales : le mouvement est uniforme.




Pendant des durées égales, $\overset{\frown}{M_2M_2'} = \overset{\frown}{M_1M_1'}$ : la planète parcourt des distances égales pendant des durées égales.

## b) Expression de la vitesse

Nous avons vu dans le paragraphe 2.c de ce chapitre que l'accélération a pour expression :

$$\vec{a} = -G\frac{M}{r^2}\vec{u} \quad \text{donc sa valeur est :} \quad a = G\frac{M}{r^2}.$$

Par ailleurs, on sait que, dans le cas d'un mouvement circulaire uniforme (chapitre 2, paragraphe 5.b), l'accélération a pour valeur $a = \frac{v^2}{r}$.



© Cned – Académie en ligne

On a donc $a = G\frac{M}{r^2} = \frac{v^2}{r}$ d'où $v = \sqrt{\frac{GM}{r}}$

- avec G : constante de gravitation universelle ($G = 6{,}67.10^{-11}$ SI),
- M : masse de l'astre attracteur (kg),
- r : rayon de l'orbite circulaire (m).
- v s'exprime en $m.s^{-1}$.

**Activité 21**



Calculer la vitesse de la Lune sur son orbite supposée circulaire autour de la Terre.

***Données*** Masse de la Lune : $m_L = 7{,}35.10^{22}$ kg, la distance Terre-Lune est $r = 384.10^3$ km, $G = 6{,}67.10^{-11}$ SI.

### c) Expression de la période de révolution

La période révolution T est la durée que met le satellite ou la planète pour faire un tour de l'astre attracteur. Puisque le mouvement est uniforme, on peut écrire $T = \frac{L}{v}$ avec $L$ la longueur de l'orbite.

L'orbite étant circulaire, $T = 2\pi r$.

Donc $T = \frac{2\pi r}{v}$ avec $v = \sqrt{\frac{GM}{r}}$

d'où en remplaçant v par son expression dans l'expression de T :

$$T = \frac{2\pi r}{\sqrt{\frac{GM}{r}}}$$

puis en simplifiant :

$$T = 2\pi\sqrt{\frac{r^3}{GM}}$$

- avec G : constante de gravitation universelle ($G = 6{,}67.10^{-11}$ SI),
- M : masse de l'astre attracteur (kg),
- r : rayon de l'orbite circulaire (m).
- T s'exprime en s.

**Activité 22**



Déterminer la période de révolution de la Lune autour de la Terre en supposant son orbite circulaire. Exprimer le résultat en jour.

***Données*** Masse de la Terre : $M_T = 5{,}97.10^{24}$ kg, la distance Terre-Lune est $r = 384.10^3$ km, $G = 6{,}67.10^{-11}$ SI.



© Cned – Académie en ligne

### d) Retour sur la troisième loi de Kepler

D'après l'expression de la période de révolution : $T = 2\sqrt{\frac{r^3}{GM}}$

Donc $T^2 = 4\pi^2 \times \frac{r^3}{GM}$ soit $\frac{T^2}{r^3} = \frac{4\pi^2}{GM}$ : tous les objets qui gravitent autour d'un astre de masse M ont le rapport $\frac{T^2}{r^3}$ constant. On retrouve ici la troisième loi de Newton, pour les orbites circulaires. Dans le cas d'un mouvement circulaire, le demi-grand axe est égal au rayon du cercle.

**Activité 23**



Calculer le rapport $\frac{T^2}{r^3}$ pour les planètes autour du Soleil. Comparer la valeur trouvée avec la valeur moyenne établie à l'activité 1.

*Données* la masse du Soleil est M = 1,9891x10$^{30}$ kg, G = 6,67385x10$^{-11}$ SI.

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

- Première loi de Kepler : les planètes décrivent des orbites elliptiques dont le Soleil occupe un des foyers.
- Deuxième loi de Kepler : le vecteur Soleil-Planète balaie des aires égales pendant des durées égales. Cette loi est également appelée la loi des aires.
- Troisième loi de Kepler : la période de révolution « T » au carré divisée par le demi-grand axe « a » de l'ellipse au cube est constante pour toutes les planètes.

L'accélération d'un satellite ou d'une planète est $\vec{a} = -G\frac{M}{r^2}\vec{u}$. Elle est indépendante de sa masse m et est dirigée vers le centre de l'astre attracteur.

Si la trajectoire d'un satellite ou d'une planète est circulaire, alors son mouvement est uniforme.

La vitesse sur une orbite circulaire se retrouve en appliquant la seconde loi de Newton ( $a = G\frac{M}{r^2}$ ) et par la propriété de l'accélération dans le cas d'un mouvement circulaire uniforme ( $a = \frac{v^2}{r}$ ). On obtient $v = \sqrt{\frac{GM}{r}}$

La période de révolution T est la durée que met le satellite ou la planète pour faire un tour de l'astre attracteur. Pour une orbite circulaire, $T = \frac{2\pi r}{v}$ avec $v = \sqrt{\frac{GM}{r}}$ d'où $T = 2\pi\sqrt{\frac{r^3}{GM}}$ . On retrouve la troisième loi de Kepler.



© Cned – Académie en ligne

# 2. Exercices d'apprentissage

## Exercice 8 Détection d'exoplanètes

La première exoplanète, planète gravitant autour d'une autre étoile que le Soleil, a été détectée en 1995.

Différents moyens sont employés pour détecter l'existence de ces planètes. En décembre 2006, le satellite *Corot*, équipé d'un télescope et de différents instruments de mesure, a été mis en orbite avec pour objectif la détection et l'étude de nouvelles exoplanètes. En mai 2007, une nouvelle exoplanète est découverte en utilisant les premières observations de *Corot*.

On peut détecter une exoplanète en observant ses passages périodiques devant son étoile ; c'est la méthode des transits.

La troisième loi de Kepler donne une relation entre la période de révolution T de la planète, le demi-grand axe a de l'orbite elliptique de la planète autour de son étoile et la masse M de l'étoile : $\frac{T^2}{a^3} = \frac{4\pi^2}{GM}$.

Document 1 : Caractéristiques du couple étoile - exoplanète

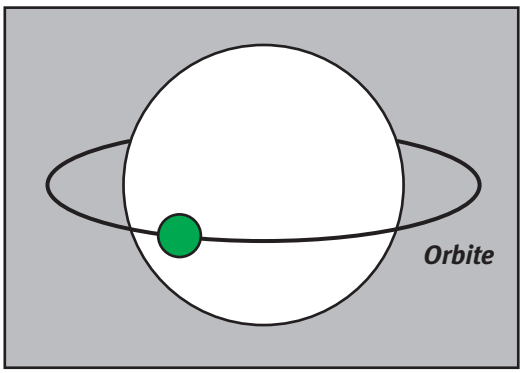
| Exoplanète HD 209458 b | Étoile hôte : HD 209458 |
|---|---|
| ***Distance moyenne à son étoile : 0,045 u.a.***<br>***Type : « Hot Jupiter », planète semblable à Jupiter mais très proche de son étoile*** | ***Distance à la Terre : 153 années de lumière*** |

*1 unité astronomique : 1 u.a. = $150.10^6$ km ; 1 année de lumière : 1 a.l. = $9{,}5.10^{15}$ m*

Comme on l'a vu précédemment, on ne peut pas détecter de manière directe la présence d'une exoplanète autour d'une étoile. La méthode des transits peut alors être utilisée en se servant d'un photomètre à la sortie du télescope ; cet instrument permet de mesurer la luminosité de l'astre observé. Dans le cas présent, le passage répété d'une planète (figure 4) devant son étoile provoque une diminution périodique de la luminosité de l'étoile.

Par exemple, la mesure de la luminosité de l'étoile HD 209458 en fonction du temps conduit au graphe de la figure 5.

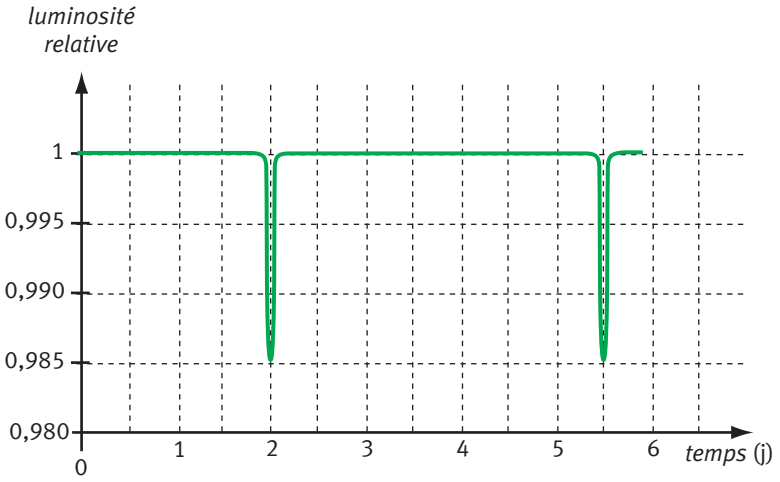
Figure 1 : Passage de la planète devant son étoile hôte






© Cned – Académie en ligne

Figure 2 : évolution temporelle de la luminosité de l'étoile HD 209458




Document 2 : Caractéristiques du couple étoile - exoplanète

| Exoplanète HD 209458 b | Étoile hôte : HD 209458 |
|---|---|
| Masse : $M_b = 0{,}69 \times M_J$ | Masse : $M = 1{,}057 \times M_s$ |
| $M_J$ étant la masse de Jupiter | $M_s$ étant la masse du Soleil |

Constante de gravitation universelle : $G = 6{,}67 \times 10^{-11}$ (S.I.)

Masse du Soleil : $M_s = 2{,}00 \times 10^{30}$ kg ; masse de Jupiter : $M_J = 1{,}90 \times 10^{27}$ kg

1 jour = 86 400 s.

1. D'après la figure 5, quelle est la période de révolution $T$ de la planète HD 209458 b ? Exprimer cette période $T$ en secondes.
2. En utilisant la troisième loi de Kepler et les données du document 2, calculer la valeur du demi-grand axe $a$ de l'ellipse parcourue par la planète autour de son étoile. Comparer avec la valeur de la distance moyenne de la planète à son étoile donnée dans le document 1.

## Exercice 9 Mouvement de la Terre

On considère le mouvement de la Terre autour du Soleil dans le référentiel héliocentrique considéré comme galiléen. On suppose que ce mouvement est circulaire uniforme, de rayon $R = 1{,}50.10^{11}$ m. On néglige l'action de tout autre astre.

On notera $\vec{a}$ le vecteur accélération du centre d'inertie de la Terre.

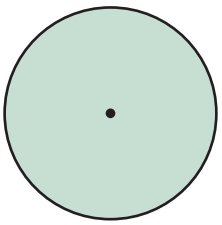
*Données*

- Masse de la Terre : $M_T = 5{,}98.10^{24}$ kg
- Masse du Soleil : $M_S = 1{,}98.10^{30}$ kg
- Constante de gravitation universelle : $G = 6{,}67.10^{-11}$ SI

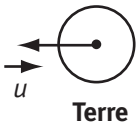


© Cned – Académie en ligne

1. Donner l'expression vectorielle de la force subie par la Terre en utilisant le vecteur $\vec{u}$ du schéma ci-dessous :



Soleil




2. Énoncer puis appliquer la deuxième loi de Newton à la Terre.
3. En déduire l'expression du vecteur accélération $\vec{a}$ ; on donnera sa direction, son sens et l'expression de sa norme ; le représenter sans considération d'échelle sur le schéma ci-dessus.
4. On rappelle que le mouvement est circulaire uniforme. Quelle relation peut-on alors écrire entre l'accélération a et la vitesse v du centre d'inertie de la Terre autour du Soleil ?
5. Donner l'expression de la vitesse v du centre d'inertie de la Terre en fonction de la constante de gravitation universelle G, la masse du Soleil $M_S$ et le rayon R de la trajectoire.
6. Calculer la valeur de cette vitesse.
7. Donner l'expression de la période de rotation T de la Terre autour du Soleil en fonction de la vitesse v et du rayon R de sa trajectoire.
8. Montrer alors qu'on peut écrire que $T = \dfrac{2\pi R^{\frac{3}{2}}}{\sqrt{GM_S}}$, puis calculer sa valeur.

## Exercice 10 — Observation d'un satellite de Neptune

Découvert en 1949, Néréide est un des satellites de la planète Neptune. Il est assez petit (320 km de diamètre) et a une orbite très elliptique, la plus allongée de tous les satellites. Néréide met 360 jours pour boucler son orbite.

Dans tout l'exercice, on considère que la planète Neptune et ses satellites sont des corps dont la répartition des masses est à symétrie sphérique. Les rayons ou les demi-grands axes des orbites sont supposés grands devant les dimensions de Neptune ou de ses satellites.

***Données***

- Neptune : masse : $M_N = 1{,}025 \times 10^{26}$ kg
- Néréide : demi-longueur du grand-axe : $a = 5513 \times 10^3$ km
- Constante de gravitation : $G = 6{,}67 \times 10^{-11}$ $m^3.kg^{-1}.s^{-2}$



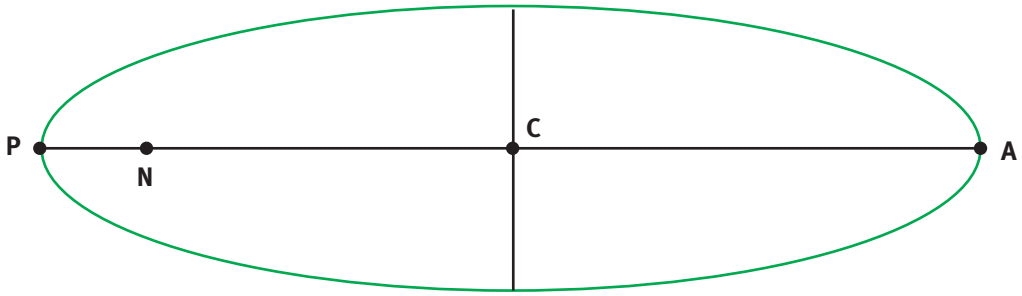
© Cned – Académie en ligne

1. D'après le texte, « Néréide est assez petit (320 km de diamètre) et a une orbite très elliptique ». Choisir parmi les propositions suivantes le référentiel dans lequel est décrite cette orbite :

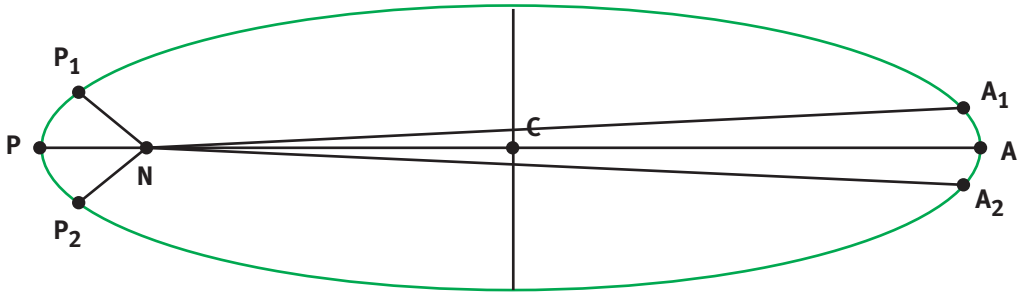
   **a.** héliocentrique **b.** néreidocentrique
   **c.** neptunocentrique **d.** géocentrique

2. Énoncer les première et deuxième lois de Kepler appliquées au cas étudié ici.

3. Placer sur la figure ci-dessous la demi-longueur a du grand axe de Néréide.




4. On considère les aires balayées par le segment reliant Neptune à Néréide pendant une même durée en différents points de l'orbite. Sur la figure ci-dessous, elles correspondent aux aires des surfaces formées par les points N, $P_1$ et $P_2$ autour du péricentre P d'une part et N, $A_1$ et $A_2$ autour de l'apocentre A d'autre part.




**4.1.** Quelle relation relie ces aires ?

**4.2.** Comparer alors les vitesses de Néréide aux points A et P.

5. **Troisième loi de Kepler**

On souhaite déterminer la période de révolution $T_{ner}$ de Néréide.

**5.1.** Énoncer la troisième loi de Kepler.

**5.2.** Calculer la valeur de $\frac{T_{rev}^2}{R_1^3}$ en $s^2.m^{-3}$.

**5.3.** À l'aide des questions précédentes, en déduire la période de révolution $T_{ner}$ de Néréide. Puis comparer à la valeur donnée dans le texte.



© Cned – Académie en ligne

# 6 Pour clore la séquence

## A Fiche de synthèse

### Temps et cinématique

Un point M est repéré par son vecteur position $\overrightarrow{OM} = x\vec{i} + y\vec{j} + z\vec{k}$

La vitesse d'un point M est définie par $\vec{v} = \dfrac{d\overrightarrow{OM}}{dt}$

Propriétés du vecteur vitesse $\vec{v}$ :

- direction tangente au mouvement
- sens dans le sens du mouvement
- norme égale à la valeur de la vitesse instantanée en $m.s^{-1}$ à l'instant t soit

$$v = \sqrt{v_x^2 + v_y^2 + v_z^2}$$

L'accélération d'un point M est définie par $\vec{a} = \dfrac{d\vec{v}}{dt}$.

La norme du vecteur accélération est égale à la valeur de l'accélération instantanée en $m.s^{-2}$ à l'instant t soit : $a = \sqrt{a_x^2 + a_y^2 + a_z^2}$

Un mouvement est rectiligne uniforme si l'accélération est nulle.

Pour un mouvement circulaire uniforme, l'accélération est centripète (perpendiculaire à la trajectoire et orientée vers le centre du cercle) et a pour valeur :

$a = \dfrac{v^2}{R}$ où R est le rayon de la trajectoire.

### Les lois de Newton

La quantité de mouvement d'un système de masse m et animé d'une vitesse $\vec{v}$ est la grandeur définie par

$$\vec{p} = m\vec{v}$$

- La première loi de Newton (ou principe d'inertie) est :

  Dans un référentiel galiléen, si la somme des forces extérieures exercées sur un système est nulle, alors son centre d'inertie est soit immobile, soit animé d'un mouvement rectiligne et uniforme, et réciproquement :

$$\sum \vec{F}_{ext} = \vec{0} \Leftrightarrow \vec{v}_G = c\vec{te}$$



© Cned – Académie en ligne

- La deuxième loi de Newton est :

  Dans un référentiel galiléen, la somme des forces extérieures exercées sur un système est égale à la dérivée par rapport au temps de la quantité de mouvement :

  $$\sum \vec{F}_{ext} = \frac{d\vec{p}}{dt} .$$

  La deuxième loi de Newton s'écrit pour un système de masse constante : $\sum \vec{F}_{ext} = m\ \vec{a}$.

  $\vec{a}$ est l'accélération du centre d'inertie du système.

- La troisième loi de Newton (ou principe des actions réciproques) est :

  Soit A et B deux points en interaction. La force $\vec{F}_{A\to B}$ exercée par A sur B et la force $\vec{F}_{B\to A}$ exercée par B sur A sont telles que : $\vec{F}_{A\to B} = -\vec{F}_{B\to A}$

## Conservation de la quantité de mouvement d'un système isolé

Un système est mécaniquement isolé s'il n'est soumis à aucune force.

Un système est pseudo-isolé s'il est soumis à une somme de forces extérieures nulle.

Dans un référentiel galiléen, la quantité de mouvement d'un système isolé ou pseudo-isolé se conserve.

Cette conservation de quantité de mouvement explique la propulsion par réaction.

## Mouvement des satellites et des planètes

- Première loi de Kepler : les planètes décrivent des orbites elliptiques dont le Soleil occupe un des foyers.
- Deuxième loi de Kepler : le vecteur Soleil-Planète balaie des aires égales pendant des durées égales. Cette loi est également appelée la loi des aires.
- Troisième loi de Kepler : la période de révolution « T » au carré divisée par le demi-grand axe « a » de l'ellipse au cube est constant pour toutes les planètes.

L'accélération d'un satellite ou d'une planète est indépendante de sa masse m et est dirigée vers le centre de l'astre attracteur.

Si la trajectoire d'un satellite ou d'une planète est circulaire, alors on peut montrer que son mouvement est uniforme (valeur constante de la vitesse).

Dans le cas d'une trajectoire circulaire, on peut trouver les expressions de la vitesse et de la période de révolution T en appliquant la seconde loi de Newton. On retrouve ainsi la troisième loi de Kepler.

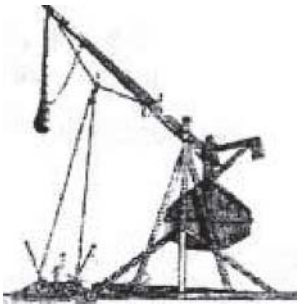


© Cned – Académie en ligne

# B Exercices de synthèse

## Exercice 1

**Cet exercice doit être réalisé sans calculatrice.**



*Le trébuchet est une machine de guerre utilisée au Moyen Âge au cours des sièges de châteaux forts. Le projectile pouvait faire des brèches dans les murailles des châteaux forts situés à plus de 200 m du trébuchet. Son principe de fonctionnement est le suivant :*

*Un contrepoids relié à un levier est maintenu à une certaine hauteur par des cordages. Il est brusquement libéré. Au cours de sa chute, il agit sur un levier au bout duquel se trouve une poche en cuir dans laquelle est placé le projectile.*

*Lors de sa libération, le projectile de la poche se trouve à une hauteur H = 10 m et est projeté avec une vitesse $\vec{v}_0$ faisant un angle $\alpha$ avec l'horizontale.*

*Les mouvements du contrepoids et du projectile s'effectuent dans un champ de pesanteur uniforme.*

***Données***

- *Masse du projectile m = 130 kg.*
- *Intensité du champ de pesanteur g ≈ 10 m.s$^{-2}$.*

### Étude du mouvement du projectile après libération

*Le système étudié est le projectile. Les frottements de l'air sur le projectile seront négligés dans cette étude. On supposera le projectile en chute libre. Le champ de pesanteur $\vec{g}$ est parallèle à l'axe Oz, axe vertical dirigé vers le haut. L'axe Ox est horizontal, le mouvement se fait dans le plan xOz.*

1. Donner les caractéristiques (sens, direction et valeur) du poids $\vec{P}$.
2. En appliquant la deuxième loi de Newton dans le cadre de la chute libre, déterminer les coordonnées $a_x$ et $a_z$ du vecteur accélération du centre d'inertie du projectile dans le repère indiqué.
3. Donner l'expression des coordonnées du vecteur vitesse initiale $\vec{v}_0$, notées $v_{0x}$ et $v_{0z}$, en fonction de $v_0$ et $\alpha$.
4. *On appelle composante horizontale de la vitesse la coordonnée $v_x(t)$ du vecteur $\vec{v}$ et composante verticale la coordonnée $v_z(t)$.*

   Déterminer l'expression des composantes horizontale et verticale $v_x(t)$ et $v_z(t)$ du vecteur vitesse $\vec{v}$ du système au cours de son mouvement.
5. En déduire la nature du mouvement du projectile en projection sur l'axe horizontal. Justifier.
6. Déterminer l'expression des équations horaires du mouvement du projectile : x(t) et z(t).



© Cned – Académie en ligne

7. Montrer que l'équation de la trajectoire du projectile est la suivante :

$$z = -\frac{1}{2} g \frac{x^2}{v_0^2 \cos^2 \alpha} + x \tan\alpha + H$$

9. Quelle est la nature de la trajectoire du projectile ? Représenter qualitativement l'allure de la trajectoire.

10. En utilisant l'expression de l'équation de la trajectoire obtenue à la question 7, indiquer les paramètres de lancement qui jouent un rôle dans le mouvement du projectile.

11. Dans le cas où le projectile est lancé avec une vitesse initiale horizontale, montrer que l'abscisse de son point de chute est : $x = v_0 . \sqrt{\frac{2H}{g}}$

12. Avec quelle vitesse initiale $v_0$ horizontale, le projectile doit-il être lancé pour atteindre la base du mur du château situé à une distance $x = 100$ m ?

***Aide au calcul*** $\sqrt{0,5} = 7,1 \times 10^{-1}$ ; $\sqrt{2} = 1,41$.

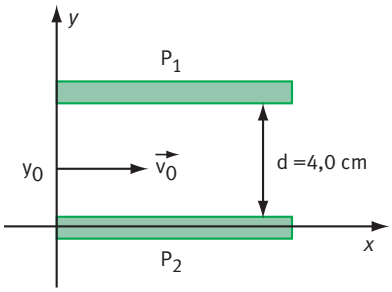
## Exercice 2

L'exercice a pour but de comparer le mouvement d'une particule chargée traversant un champ électrique et le mouvement d'un projectile lancé horizontalement dans le champ de pesanteur terrestre.

***Données*** Masse de l'électron $m = 9,1.10^{-31}$ kg ; charge de l'électron $q = -e = -1,6.10^{-19}$ C ; champ de pesanteur $g = 9,81$ m.s$^{-2}$

Déviation d'un faisceau d'électrons dans un champ électrique uniforme

Le champ électrique est créé par un condensateur plan constitué de deux plaques parallèles et horizontales ($P_1$ et $P_2$) reliées à un générateur de tension constante U = 205 V et séparées d'une distance d, comme l'indique la figure ci-dessous.




Tous les électrons pénètrent dans le champ, supposé uniforme, à l'ordonnée $y_0$ et sont animés de la même vitesse parallèle aux plaques.

1. Montrer, par un calcul, qu'il est légitime de négliger la force de pesanteur par rapport à la force électrique pour l'électron.

2. Un électron pénètre dans le champ à l'instant initial (t = 0 s). Établir l'expression vectorielle de son accélération, en fonction de e, m et E.

3. On veut que le faisceau soit dévié vers le bas. Reproduire la figure et représenter (sans souci d'échelle) la force qui s'exerce sur la particule à son entrée dans le champ ainsi que le champ électrique. Quelle est la plaque de plus haut potentiel électrique ? Justifier la réponse.

4. Donner les coordonnées du vecteur accélération et établir les équations horaires du mouvement de la particule.

5. Montrer que l'équation cartésienne de la trajectoire est de la forme $y = A_1 x^2 + B_1$ où $A_1$ et $B_1$ sont des constantes.

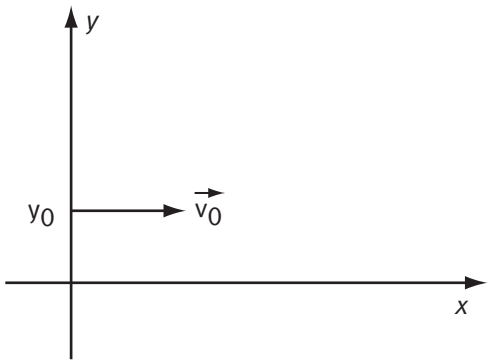


© Cned – Académie en ligne

6. Vérifier que la constante $A_1$ est liée à la valeur de l'accélération $a_1$ par la relation $A_1 = \frac{a_1}{2v_0^2}$. Calculer $A_1$ pour $v_0 = 1{,}5\ 10^7$ m.s$^{-1}$.

Mouvement d'une bille lancée horizontalement dans le champ de pesanteur terrestre

Une bille homogène de masse m = 2 g est lancée horizontalement avec une vitesse initiale à l'aide d'un pistolet à bille de masse M = 250 g. À l'instant initial, son altitude par rapport au sol est $y_0$, comme l'indique la figure ci-dessous.




1. Quelles sont les actions dues à l'air sur la bille au cours du mouvement ? Dans la suite de l'exercice, ces actions seront négligées.
2. Donner les caractéristiques du vecteur accélération $\vec{a}_2$ du mouvement de la bille (direction, sens et valeur $a_2$).
3. Donner les caractéristiques du vecteur vitesse initiale $\vec{v_0}'$ et du vecteur accélération $\vec{a}'$ du mouvement du pistolet à bille en supposant que l'enfant qui tient le pistolet n'oppose aucune force pour retenir le mouvement de recul de l'appareil.
4. L'équation cartésienne de la trajectoire est de la forme $y = A_2 x^2 + B_2$ où $A_2$ et $B_2$ sont des constantes avec $A_2 = \frac{a_2}{2v_0^2}$. Si $v_0 = 14{,}0$ m.s$^{-1}$, calculer $A_2$.
5. Au moment du lancement, la bille est à la hauteur $y_0 = 1{,}50$ m du sol. Elle touche le sol à l'abscisse $x_S = 7{,}75$ m. Retrouver avec ces données la valeur de la constante $A_2$.

Comparaison des mouvements de la bille et de l'électron

1. Comparer la trajectoire du centre d'inertie de chacun des deux corps.
2. Dans chaque cas, quelle est l'influence de la masse du corps sur :
   - la force subie par ce corps ?
   - l'accélération du mouvement ?



© Cned – Académie en ligne

## Exercice 3 Des lois de Kepler à l'étude d'un astéroïde…

*L'objectif de cet exercice est d'étudier le mouvement de quelques planètes du système solaire et de déterminer la masse de l'astéroïde Rhea Sylvia, récemment découvert par une équipe d'astronomes. Celui-ci a la forme d'une grosse pomme de terre mesurant quelques centaines de kilomètres.*

*Par souci de simplification, dans tout l'exercice, les astres étudiés sont considérés à répartition sphérique de masse.*

***Donnée*** *Constante de gravitation universelle* $G = 6{,}67 \times 10^{-11}$ *S.I*

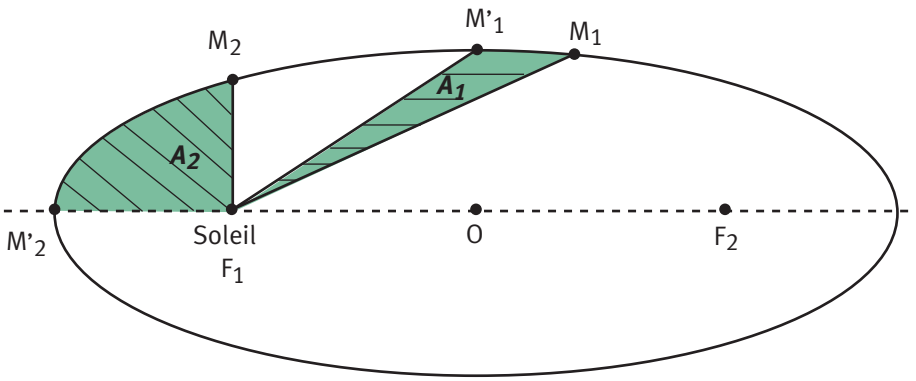
*Les représentations vectorielles demandées sont à effectuer sans souci d'échelle.*

### 1 En hommage à Kepler

« Johannes Kepler, né le 27 décembre 1571 à Weil der Stadt, près de Stuttgart (Allemagne), mort le 15 novembre 1630 à Ratisbonne, est un astronome célèbre. Il a étudié et confirmé l'hypothèse héliocentrique (la Terre tourne autour du Soleil) de Nicolas Copernic. Il a également découvert que les trajectoires des planètes n'étaient pas des cercles parfaits centrés sur le Soleil mais des ellipses. En outre, il a énoncé les lois (dites lois de Kepler) qui régissent les mouvements des planètes sur leurs orbites. »

#### 1.1. Planètes en orbite elliptique

*La figure ci-dessous représente la trajectoire elliptique du centre d'inertie M d'une planète du système solaire de masse m dans le référentiel héliocentrique considéré galiléen. Les deux foyers $F_1$ et $F_2$ de l'ellipse et son centre O sont indiqués.*




**1.1.1.** En utilisant une des lois de Kepler, justifier la position du Soleil indiquée sur la figure.

**1.1.2.** On suppose que les durées de parcours entre les points $M_1$ et $M'_1$ puis $M_2$ et $M'_2$ sont égales. En utilisant une des lois de Kepler, trouver la relation entre les aires hachurées $A_1$ et $A_2$ sur la figure.

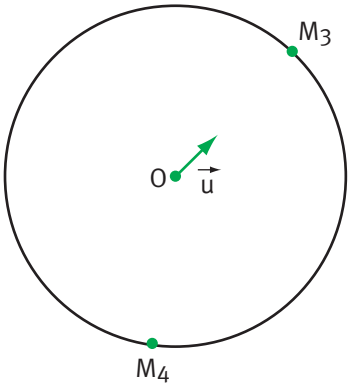


© Cned – Académie en ligne

**1.1.3.** La valeur de la vitesse moyenne entre les points $M_1$ et $M'_1$ est-elle inférieure, égale ou supérieure à celle entre les points $M_2$ et $M'_2$ ? Justifier.

### 1.2. Planètes en orbite circulaire

*Dans cette partie, pour simplifier, on modélise les trajectoires des planètes du système solaire dans le référentiel héliocentrique par des cercles de rayon r dont le centre O est le Soleil de masse $M_S$.*




**1.2.1.** Reproduire le schéma ci-dessus et représenter sur ce schéma la force de gravitation $\vec{F_3}$ exercée par le Soleil sur une planète quelconque du système solaire de masse *m* dont le centre d'inertie est situé au point $M_3$.

**1.2.2.** Donner l'expression vectorielle de cette force au point $M_3$, en utilisant le vecteur unitaire $\vec{u}$ .

*Pour la suite, on considère que les valeurs des autres forces de gravitation s'exerçant sur la planète sont négligeables par rapport à la valeur de $\vec{F_3}$ .*

**1.2.3.** En citant la loi de Newton utilisée, déterminer l'expression du vecteur accélération $\vec{a_3}$ du centre d'inertie d'une planète quelconque de masse *m* du système solaire dont le centre d'inertie est situé au point $M_3$.

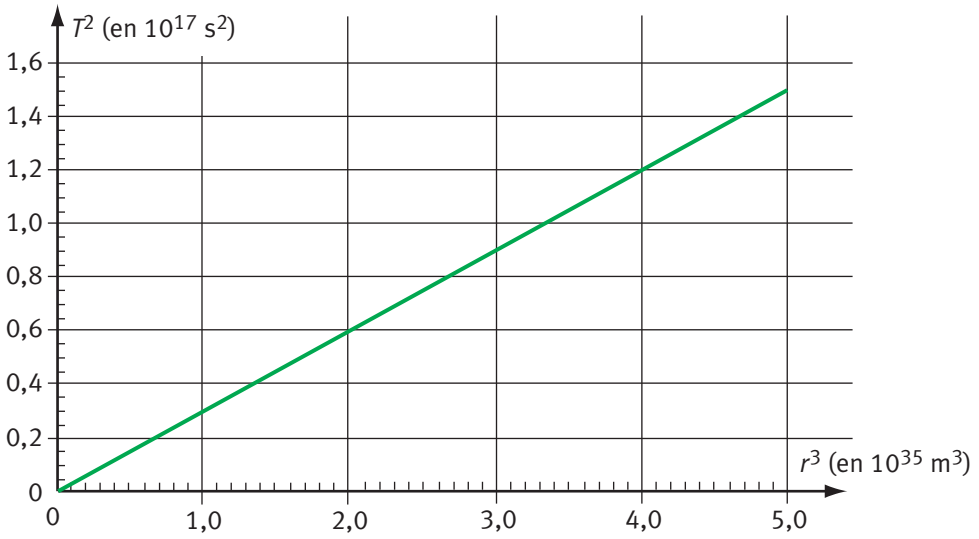
**1.2.4.** Représenter sur le schéma les vecteurs accélérations $\vec{a_3}$ et $\vec{a_4}$ du centre d'inertie d'une planète quelconque du système solaire respectivement aux points $M_3$ et $M_4$.

**1.2.5.** En déduire la nature du mouvement du centre d'inertie d'une planète quelconque de masse *m* du système solaire.

**1.2.6.** Le graphe de la figure ci-après représente l'évolution du carré de la période de révolution des planètes Terre, Mars et Jupiter en fonction du cube du rayon de leur orbite. Ce graphe est-il en accord avec la troisième loi de Kepler ?



© Cned – Académie en ligne




**1.2.7.** En utilisant ce graphe, montrer que :

$$\frac{T^2}{r^3} \simeq 3{,}0 \times 10^{-19}\ \text{S.I.}$$

**1.2.8.**

> « Une équipe composée de Franck Marchis (université de Californie à Berkeley) et de trois astronomes de l'Observatoire de Paris, Pascal Descamps, Daniel Hestroffer et Jérome Berthier, vient de découvrir un astéroïde, nommé Rhea Sylvia, qui gravite à une distance constante du Soleil avec une période de révolution de 6,521 ans. »

À l'aide des données de l'article précédent et du résultat de la question 1.2.7., calculer la distance séparant les centres respectifs de Rhea Sylvia et du Soleil.

***Donnée*** 1 an = 365 jours

**❷ La troisième loi de Kepler comme balance cosmique**

> « Grâce au Very Large Telescope de l'European Southern Observatory (ESO) au Chili, les astronomes ont également découvert que Rhea Sylvia était accompagné de deux satellites baptisés Remus et Romulus. Leurs calculs ont montré que les deux satellites décrivent une orbite circulaire autour de Rhea Sylvia ; Romulus effectue son orbite en 87,6 heures. Les distances entre chaque satellite et Rhea Sylvia sont respectivement de 710 kilomètres pour Remus et 1 360 kilomètres pour Romulus. »

*On s'intéresse désormais au mouvement circulaire uniforme du centre d'inertie d'un satellite de Rhea Sylvia. L'étude est faite dans un référentiel « Rhea Sylvia-centrique » muni d'un repère dont l'origine est le centre de Rhea Sylvia et dont les trois axes sont dirigés vers des étoiles fixes.*



© Cned – Académie en ligne

**2.1.** On rappelle que la troisième loi de Kepler a pour expression littérale : $\frac{T^2}{r^3} = \frac{4\pi^2}{G \cdot M}$. Dans le cadre de l'étude du mouvement de Remus et Romulus autour de Rhea Sylvia, donner la signification de chaque grandeur et son unité. En déduire l'unité de G dans le système international.

**2.2.** À l'aide des données de l'article précédent et de la troisième loi de Kepler, déterminer la masse de l'astéroïde Rhea Sylvia.



© Cned – Académie en ligne

# Séquence 5

## Réaction chimique par échange de protons et contrôle de la qualité par dosage

**Problématique**

La séquence 5, qui comporte deux parties distinctes, mais non indépendantes, traite de la réaction chimique par échange de protons et du contrôle de la qualité par dosage.

▶ Comment déterminer le pH d'une solution aqueuse ?

Il s'agira de savoir le mesurer expérimentalement, de connaître les espèces responsables de ce pH et de savoir calculer le pH de certaines solutions aqueuses. Nous mettrons également en évidence l'importance du contrôle du pH d'une solution aqueuse, notamment en milieu biologique.

▶ Comment contrôler la qualité d'une solution par dosage ?

Deux types de dosages seront traités :

Le dosage par étalonnage : nous exploiterons des courbes issues de mesures d'absorbance de solutions contenant des espèces colorées (spectrophotométrie, notion étudiée en 1re S) et également de mesures de conductivité (nouvelle grandeur qui sera définie) de solutions contenant des espèces chimiques chargées.

Le dosage par titrage : nous déterminerons la concentration d'une espèce chimique présente dans cette solution, à l'aide d'une réaction chimique. La réaction intervenant dans ce dosage pourra être acido-basique, mais pourra être aussi une réaction d'oxydo-réduction. Nous exploiterons des courbes issues de mesures physiques (pH ou conductivité), ou bien nous utiliserons un indicateur de fin de réaction.

## Sommaire


1. Prérequis
2. La nature acide, basique ou neutre d'une solution
3. Les couples acido-basiques
4. Les réactions acido-basiques
5. Dosages par étalonnage
6. Dosages par titrage direct
7. Pour clore la séquence




© Cned - Académie en ligne

# 1 Prérequis

## A Prérequis pour la réaction chimique par échange de protons

### 1. Calcul d'une quantité de matière (niveau 2nde et 1re S)

Pour calculer une quantité de matière, il existe trois formules qu'il est possible d'utiliser suivant la nature du composé :

- la première formule peut s'appliquer pour n'importe quel composé et elle met en jeu sa masse m : $n = \frac{m}{M}$ (M désigne la masse molaire moléculaire du composé) ;
- la deuxième formule ne peut s'appliquer qu'aux composés gazeux et elle met en jeu leur volume V : $n = \frac{V}{V_{mol}}$ ($V_{mol}$ désigne le volume molaire pris dans les conditions de l'expérience) ;
- la troisième formule ne peut s'appliquer qu'aux composés en solution et elle met en jeu leur concentration molaire C : $n = C . V_{sol}$ ($V_{sol}$ désigne le volume de la solution exprimé en litres puisqu'une concentration molaire est donnée, généralement, en $mol.L^{-1}$).

### Test 1

Quelle est la quantité de matière contenue dans 60 g de sulfate de magnésium ?

### Test 2

Quelle est la quantité de matière contenue dans 50 L de butane ? En déduire la masse correspondante.

### Test 3

Quelle est la quantité de matière de chlorure de magnésium contenue dans 300 mL d'une solution dont la concentration est de 0,5 $mol.L^{-1}$ ? En déduire la masse de sel correspondante.

*On donne les masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : H = 1 ; C = 12 ; S = 32 ; Mg = 24 ; O = 16 et le volume molaire : 24 $L.mol^{-1}$.*



© Cned - Académie en ligne

## 2. Préparer une solution par dissolution ou dilution (rappel de 2de)

### a) Préparation par dissolution

On dissout une masse m de solide dans un volume de solvant afin d'obtenir un volume V de solution.

Calcul de la masse à peser avec la formule : $\boxed{m = n \,.\, M = C \,.\, V \,.\, M}$

Mise en œuvre expérimentale :

- Peser précisément la masse de solide dans une coupelle ou une capsule.
- Introduire le solide dans la fiole jaugée de volume V préalablement rincée à l'eau distillée.
- Rincer la coupelle et l'entonnoir, l'eau de rinçage allant dans la fiole, de façon à récupérer tous les grains de solide qui sont restés accrochés.
- Remplir la fiole à moitié avec de l'eau distillée.
- Agiter jusqu'à dissolution complète du solide.
- Compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge (le bas du ménisque doit être tangent au trait).
- Boucher puis retourner deux fois la fiole pour homogénéiser le mélange.

## Test 4

Calculer la masse de permanganate de potassium solide $KMnO_4$ à peser pour préparer 2,0 L d'une solution $S_0$ de permanganate de potassium de concentration $C_0 = 5{,}0.10^{-3}$ mol.L$^{-1}$, sachant que la masse molaire du solide $KMnO_4$ vaut $M = 158$ g.mol$^{-1}$.

### b) Préparation par dilution

- Il est parfois plus facile de préparer une solution de concentration donnée en utilisant une solution déjà existante de même nature. C'est par exemple le cas si la masse de soluté à peser est très petite. On ne peut pas peser 0,02 g de soluté avec une balance précise au 1/10e de gramme.
- On effectue également des dilutions pour préparer une gamme de solutions étalons.

Diluer une solution aqueuse « mère » consiste à lui **ajouter de l'eau** afin d'obtenir une solution moins concentrée : la solution « fille ».

Pour préparer une solution fille de volume V, de concentration C, à partir d'une solution mère de concentration $C_0$, il faut calculer le volume $V_0$ de solution mère à prélever.

Lors d'une dilution, le volume de la solution augmente, mais la **quantité de soluté** ne change pas, elle **se conserve** :

Quantité de soluté prélevé dans la solution mère = Quantité de soluté présent dans la solution fille



© Cned - Académie en ligne

Soit : $\boxed{C \times V = C_0 \times V_0}$

Le facteur de dilution vaut $F = C_0/C = V/V_0$

Mise en œuvre expérimentale :

Le volume de solution mère $V_0$ est prélevé à l'aide d'une pipette jaugée munie d'un dispositif d'aspiration (propipette). On verse ce prélèvement dans une fiole jaugée de contenance V. Ensuite, même fin de protocole que pour la dissolution.

## Test 5

On prélève avec précision un volume $V_0$ = 20,0 mL de la solution $S_0$ du test 4, et on le place dans une fiole jaugée de 500 mL. On ajuste le volume au trait de jauge avec de l'eau distillée.

Calculer la concentration molaire $C_1$ de la solution $S_1$ ainsi réalisée. Quel est le facteur de la dilution réalisée ?

# 3. Solution ionique et concentrations en ions (niveau 1re S)

## a) Définitions

Une solution est un mélange homogène (dont on ne peut distinguer les composants) d'un **solvant** (la quantité majoritaire) et d'un ou plusieurs **solutés**.

Une solution peut avoir plusieurs états : liquide (eau salée), gazeuse (l'air) ou solide (acier).

Le soluté peut être un solide, un liquide ou un gaz.

Dissolution = Action de dissoudre le soluté dans le solvant.

**Une solution électrolytique (ou ionique) contient des ions** : elle conduit le courant et elle est électriquement neutre.

## b) Équation de mise en solution

Compte tenu du phénomène de solvatation ou d'hydratation, les ions en solution sont écrits avec l'indice (aq).

- Lors de la mise en solution aqueuse d'un solide ionique, l'eau détruit le cristal. Par exemple :

$$NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq) \quad \text{et} \quad CaF_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2F^-(aq)$$

- Certains liquides comme l'acide sulfurique ($H_2SO_4$) donnent des ions lors de leur mise en solution aqueuse.

$$H_2SO_4(l) \rightarrow 2H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) \quad \text{ou} \quad H_2SO_4(l) + 2H_2O(l) \rightarrow 2H_3O^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$



© Cned - Académie en ligne

▶ Le chlorure d'hydrogène HCl est un gaz à pression et température ordinaire qui se dissout très facilement dans l'eau. On montre expérimentalement que la mise en solution aqueuse de HCl donne des ions $H^+$ et $Cl^-$.

$$HCl(g) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq) \quad \text{ou} \quad HCl\,(g) + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-(aq)$$

**Remarque**

Certaines molécules polaires ne se dissocient pas dans l'eau (alcool, glucose) tout en étant solubles car il existe des liaisons « hydrogènes » intermoléculaires : la solution n'est alors pas électrolytique.

## Test 6

Écrire les équations de mise en solution des solides ioniques $CuCl_2(s)$ et $Fe_2(SO_4)_3(s)$.

### c) Relation entre les concentrations en ions et la concentration de la solution

Dans l'exemple $CaF_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2F^-(aq)$, un soluté $CaF_2$ donne par dissolution un ion $Ca^{2+}$ et deux ions $F^-$, soit deux fois plus d'ions $F^-$ que de soluté $CaF_2$ et autant d'ions $Ca^{2+}$ que de soluté $CaF_2$.

Si C est la concentration de la solution, c'est-à-dire la quantité de soluté $CaF_2$ par le volume de solution, alors $[Ca^{2+}] = C$ et $[F^-] = 2C$.

De manière générale :
Soit une solution du solide ionique $X_aY_b$ de concentration C.

L'équation de mise en solution aqueuse de ce solide ionique s'écrit :
$X_aY_b(s) \rightarrow aX^{p+} + bY^{n-}$

Les concentrations en ions ont donc pour expression : $[X^{p+}] = a.C$ et $[Y^{n-}] = b.C$ ou plus simplement : **[ion] = coefficient stœchiométrique $\times$ C**.

## Test 7

*Exprimer les concentrations en ions en fonction de la concentration C de la solution, pour chacune des solutions obtenues au test 6.*



© Cned - Académie en ligne

# B Prérequis pour les dosages

## 1. Dresser le tableau d'avancement d'une réaction et déterminer le réactif limitant (niveau 1re S)

Lors d'une réaction chimique, les réactifs interagissent pour former des produits. Pour calculer le nombre de moles des réactifs qui a disparu, ou le nombre de moles des produits qui s'est formé, on utilise l'avancement de la réaction que l'on note X.

Pour dresser le tableau d'avancement de la réaction, on considère, en général, trois étapes : l'avancement nul, l'avancement quelconque et l'avancement maximal.

Sur la ligne qui correspond à l'avancement nul, on note sous chaque participant le nombre de moles initialement présents. Le plus souvent, ce nombre de moles est nul pour les produits mais il se peut qu'il en soit autrement.

Sur la ligne qui correspond à l'avancement quelconque, on note sous chaque participant le nombre de moles que l'on détermine de la façon suivante : pour les réactifs, il s'agit du nombre de moles initial auquel on soustrait l'avancement X multiplié par le coefficient stœchiométrique et, pour les produits, il s'agit du nombre de moles initial auquel on ajoute l'avancement X multiplié par le coefficient stœchiométrique.

Pour remplir la ligne qui correspond à l'avancement maximal, on doit résoudre les équations qui correspondent à ce qui a été écrit pour chaque réactif à la ligne précédente, soit $n(A) - a.X_{max} = 0$.

Il y a bien sûr autant d'équations que de réactifs. On obtient ainsi plusieurs valeurs pour $X_{max}$ ; mais il ne faut conserver que la plus petite d'entre elles, ce qui traduit le fait que lorsqu'un des réactifs vient à manquer, la réaction cesse même s'il reste beaucoup de tous les autres.

On dit du réactif qui vient, le premier à manquer, qu'il est en défaut ou qu'il s'agit du réactif limitant.

## Test 8

Pour obtenir une lumière blanche et très lumineuse (« flash »), les premiers photographes utilisèrent un dispositif à combustion de magnésium, Mg, dans le dioxygène de l'air. Le produit de cette réaction chimique est l'oxyde de magnésium MgO, qui est un solide blanc.

Dans un flacon étanche de 5,00 L rempli de dioxygène, on introduit 2,00 g de magnésium pur. Le récipient est fermé sous la pression : $P_0 = 1{,}01.10^5$ Pa, à la température : $T_0 = 18{,}0$ °C. Dans ces conditions, le volume occupé par une mole de gaz est $V_m = 24{,}0$ L.

L'équation bilan qui rend compte de la réaction de combustion du magnésium métallique est la suivante :

$$2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\,MgO(s)$$



© Cned - Académie en ligne

1. Calculer la quantité de matière de chaque réactif dans l'état initial.
2. Établir le tableau d'avancement de la transformation chimique.
3. Déterminer la valeur $x_{max}$ de l'avancement maximal de cette transformation.
4. Quel est le réactif limitant ? Justifier la réponse.
5. Pour quelle valeur de l'avancement x les quantités de matière de magnésium restant et d'oxyde de magnésium formé sont-elles égales ?
6. En fin de transformation, quelle sera la masse d'oxyde de magnésium formé ?

## 2. Spectrophotométrie : doser une solution colorée par étalonnage et connaître la loi de Beer-Lambert (niveau 1re S)

On a montré expérimentalement en 1re que l'absorbance d'une solution colorée et la concentration en cette espèce colorée sont deux grandeurs proportionnelles.

On en déduit la relation entre absorbance et concentration pour une espèce colorée donnée, appelée **loi de Beer-Lambert** : $A = k.C$

Avec k : constante de proportionnalité et C : concentration molaire (inférieure à $10^{-2}$ mol.$L^{-1}$)

k dépend de la nature de l'espèce absorbante, de la valeur de la longueur d'onde de la radiation utilisée ainsi que de l'épaisseur de solution traversée.

Cette relation permet, à partir de la mesure de l'absorbance d'une espèce colorée en solution, de déduire la concentration de cette espèce.

## Test 9

| |
|---|
| Sucre, eau, sirop de glucose-fructose, arôme naturel de menthe, colorants : E102- E131. |

Sur l'étiquette d'une bouteille de sirop de menthe, on peut lire les indications ci-contre.

On souhaite déterminer la concentration de chaque colorant dans le sirop par spectrophotométrie :

Pour déterminer la concentration en colorant jaune et en colorant bleu dans le sirop, on réalise les expériences suivantes à partir du sirop de menthe dilué dix fois, d'une solution de tartrazine (colorant E102) à $2{,}00 \times 10^{-2}$ g.$L^{-1}$ et d'une solution de bleu patenté V (colorant E131) à $1{,}00 \times 10^{-2}$ g.$L^{-1}$.

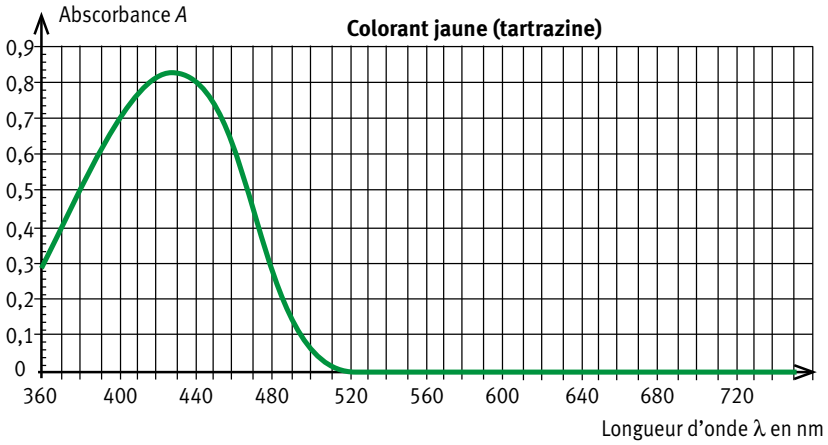
À l'aide d'un spectrophotomètre, on obtient les courbes donnant l'absorbance A en fonction de la longueur d'onde $\lambda$ pour les trois solutions. Les courbes obtenues pour les colorants sont représentées sur la figure 1 ci-après et celle obtenue pour le sirop de menthe dilué est représentée sur la figure 2.

On réalise ensuite une échelle de teintes à partir des solutions de colorants. On mesure l'absorbance de chaque solution à l'aide du spectrophotomètre en se plaçant à la longueur d'onde $\lambda_1$ = 450 nm pour la tartrazine et à la longueur d'onde $\lambda_2$ = 640 nm pour le bleu patenté V.



© Cned - Académie en ligne

On obtient (figure 3) les graphiques A = f(c) pour chaque colorant alimentaire, c étant exprimée en $mg.L^{-1}$.



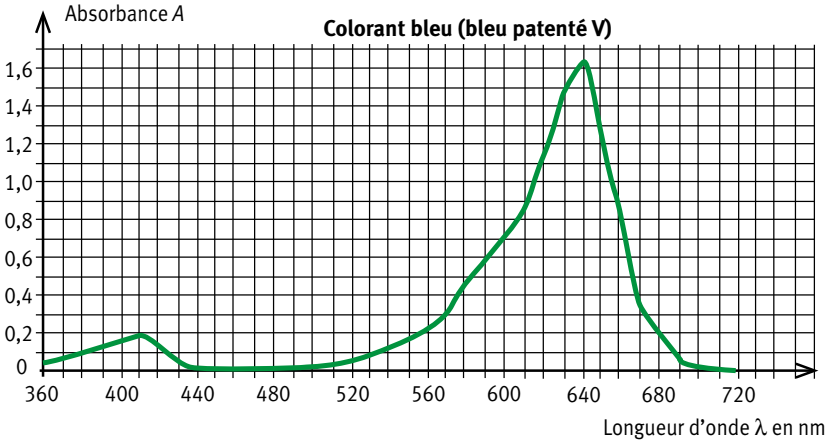




Figure 1

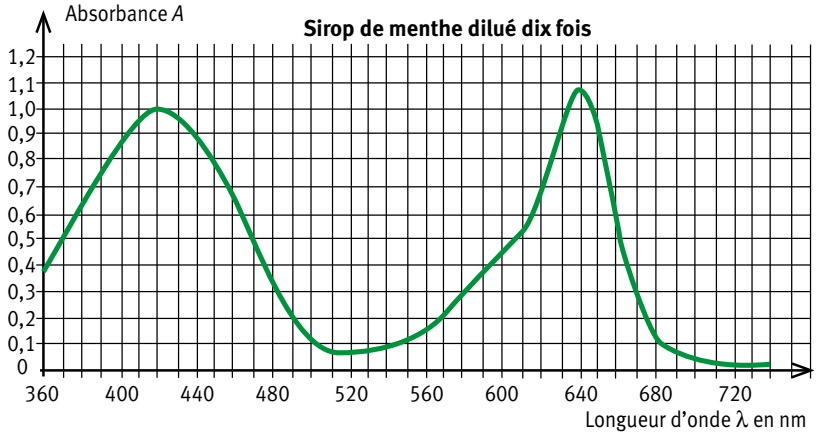



Figure 2



© Cned - Académie en ligne

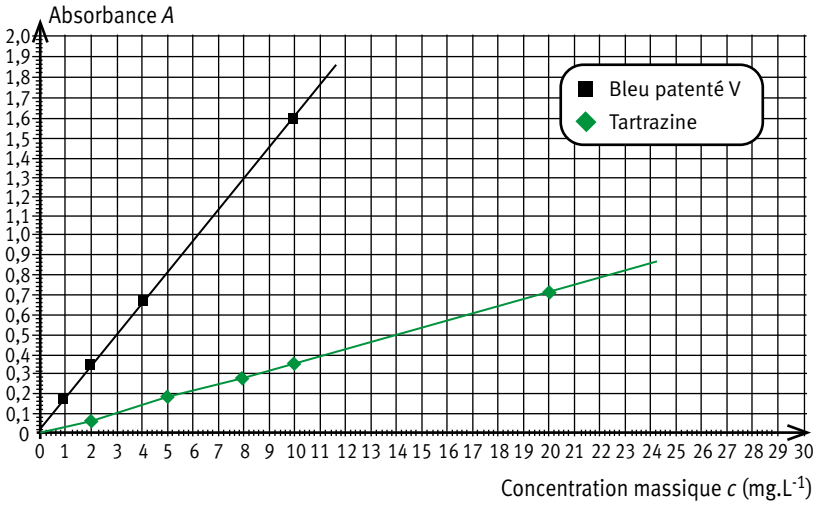



Figure 3

1. Pourquoi choisit-on de se placer à la longueur d'onde $\lambda = 450$ nm plutôt que 420 nm pour réaliser le dosage par étalonnage de la tartrazine dans le mélange ?

2. À partir des figures 2 et 3, déterminer graphiquement la concentration massique en colorants jaune et bleu dans le sirop dilué. On fera apparaître clairement les constructions sur les figures.

3. En déduire les concentrations massiques en colorant tartrazine $c_{mT}$ et en colorant bleu patenté $c_{mB}$ dans le sirop.

## 3. Oxydo-réduction : écrire une équation bilan

### a) Définitions

Un oxydant est une espèce chimique capable de capter, c'est-à-dire de gagner un ou plusieurs électrons.

Un réducteur est une espèce chimique capable de céder, c'est-à-dire de perdre un ou plusieurs électrons.

Un couple oxydant/réducteur est noté : ox/red.

Les deux espèces ox et red d'un couple sont dites conjuguées.

La demi-équation électronique correspondante s'écrit : $ox + n\ e^- = red$

### b) Réaction d'oxydo-réduction

Elle a lieu entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre.

Elle met en jeu un transfert d'électron(s) entre les réactifs, du réducteur vers l'oxydant.



© Cned - Académie en ligne

Elle s'obtient en combinant les demi-équations électroniques des couples $ox_1/red_1$ et $ox_2/red_2$ de façon à éliminer les électrons (les électrons n'existent pas en solution aqueuse…).

$$ox_1 + n_1\ e^- = red_1$$

$$\frac{red_2 = ox_2 + n_2\ e^-}{n_2\ ox_1 + n_1\ red_2 \rightarrow n_1\ ox_2 + n_2\ red_1}$$

## Test 10

Lors d'une expérience, on immerge un fil de cuivre (Cu) dans une solution de nitrate d'argent ($Ag^+ + NO_3^-$). On observe sur le fil de cuivre un dépôt gris clair, brillant, identifié comme étant un dépôt d'argent métallique Ag, et on observe la coloration en bleue de la solution. On effectue un test à la soude (hydroxyde de sodium) : il apparaît un précipité bleu gélatineux caractéristique de la présence d'ions cuivre (II) $Cu^{2+}$.

1. Que s'est-il passé au cours de chacune des expériences ?
2. Comment l'interpréter au niveau microscopique ? Définir les deux couples mis en jeu.
3. Écrire l'équation bilan de la réaction.

### c) Écriture des demi-équations redox

Elle est parfois délicate, notamment lorsque les éléments O ou H sont présents dans les espèces.

Elle est fondée sur les lois de conservation des éléments et des charges électriques, et il faut respecter les étapes suivantes :

1. Conservation de l'élément autre que O et H : ajuster avec un coefficient stœchiométrique.
2. Conservation de l'élément O : ajouter éventuellement le nombre convenable de molécules d'eau $H_2O$.
3. Conservation de l'élément H : ajouter éventuellement le nombre convenable d'ions $H_{(aq)}^+$.
4. Conservation de la charge : ajouter le nombre convenable d'électrons.

## Test 11

Écrire la demi-équation électronique correspondant au couple $MnO_4^-$ / $Mn^{2+}$.



© Cned - Académie en ligne

# 2 La nature acide, basique ou neutre d'une solution

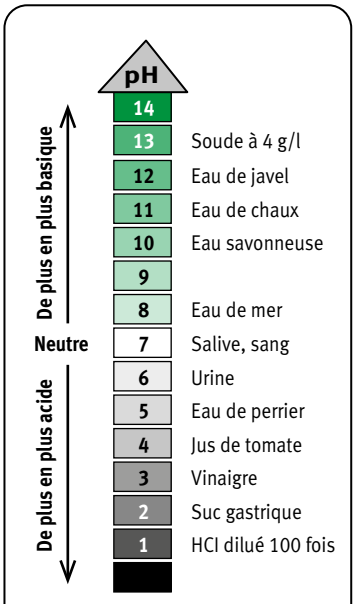
## A Objectifs d'apprentissage

- Savoir que le pH d'une solution aqueuse est lié à la concentration des ions $H_3O^+$ dans la solution et connaître la relation entre ces deux grandeurs.
- Connaître les différentes méthodes pour déterminer le pH d'une solution aqueuse.
- Connaître la définition du produit ionique de l'eau.
- Savoir déterminer la concentration en ions $H_3O^+$ ou en ions $HO^-$ d'une solution aqueuse, connaissant la mesure de son pH, et l'exprimer avec un nombre convenable de chiffres significatifs.
- Savoir qu'une solution peut être acide, basique ou neutre et connaître les limites de ces trois zones sur une échelle de pH.

## B Pour débuter

### 1. Au quotidien

*Le pH est une grandeur courante de la vie quotidienne. Sa valeur est souvent indiquée sur des produits de la vie courante : savons, shampooings, produits d'entretien…*




**pH de quelques produits courants**



© Cned - Académie en ligne

## 2. Aquariophilie

*Les indicateurs colorés sont des liquides qui ont la propriété de prendre plusieurs couleurs (le plus souvent deux) en fonction du pH de la solution dans laquelle on les a placés. On mesure ainsi le pH d'une eau d'aquarium en comparant la couleur prise par l'eau avec un petit étalon de couleur : l'indication donnée n'est alors valable que sur une petite plage de pH mais la précision est bonne.*




**Activité 1**



1. Donner un encadrement du pH de l'eau contenue dans le deuxième flacon (en partant de la gauche).
2. Donner alors le pH avec son incertitude : $pH = valeur\ moyenne \pm \Delta pH$
3. Calculer alors l'incertitude relative $\frac{\Delta pH}{pH}$, et l'exprimer en pourcentage.

Commenter alors la dernière phrase du texte.

## 3. Dans les laboratoires

La mesure du pH est certainement une des mesures électrochimiques les plus répandues.

On la retrouve dans un nombre considérable de secteurs. Simplement à titre d'exemple, il est possible de citer :

- le domaine de la microbiologie, où la valeur du pH gouverne les réactions enzymatiques et la croissance des bactéries ;
- le secteur médical, où des variations du pH du sang de 0,01 sont synonymes de troubles métaboliques graves ;
- le secteur de l'environnement, où des variations du pH de l'eau de mer de quelques millièmes permettent de détecter une pollution d'origine atmosphérique ($CO_2$ de l'air).

Le regain d'intérêt porté au pH ces dernières années est très probablement dû au fort et récent développement de la métrologie chimique. Le pH étant un paramètre mesuré par 97 % des laboratoires d'analyse chimique, il apparaît logique que les laboratoires nationaux de métrologie s'y intéressent et, bien que ce paramètre ait été étudié dès le début du XX$^{e}$ siècle, il reste de nombreux développements à effectuer. Pour preuve, l'extrait suivant d'un rapport de l'Académie des sciences sur la chimie analytique, publié en 2000, souligne toute l'importance de cette mesure : « Rappelons simplement que la mesure d'un pH dans des eaux profondes [...] est un défi analytique qui ne vient de commencer à trouver des



© Cned - Académie en ligne

solutions que très récemment. Ce pH étant la variable clé des interactions eau/roche, et de leur prédiction, il est inutile d'insister sur les enjeux associés à cette mesure. »

Devant l'importance de l'information donnée par les mesures de pH, notamment lors du contrôle des procédés industriels, la fiabilité des mesures apparaît être un élément d'extrême importance. Il est donc nécessaire de bâtir en France une structure métrologique pour les mesures de pH permettant le raccordement des mesures effectuées par les laboratoires, mais aussi pour le raccordement des appareils de mesure de pH *in situ*.

La mise en place du banc primaire de pH-métrie, 1re étape pour bâtir cette structure métrologique, s'est effectuée en 2002, avec la collaboration d'un chercheur du laboratoire national de métrologie russe (VNIIFTRI), M. Maksimov.

Introduction du rapport de Rachel Champion et Cédric Rivier (Rachel.Champion@lne.fr), « La métrologie du pH au LNE (Laboratoire National de métrologie et d'Essais) : état de l'art et perspectives ».

**Activité 2**



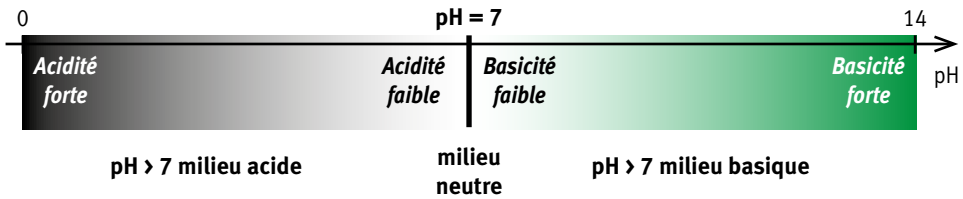
1. Chercher la définition de la métrologie.
2. Citer trois domaines où la mesure du pH est très répandue.
3. Rechercher d'autres domaines où la mesure du pH est utilisée et nécessaire.
4. Rechercher une autre grandeur de mesure électrochimique.

# C Pour apprendre

## 1. Le pH d'une solution aqueuse

Le caractère acide d'une solution aqueuse est dû à la présence des ions oxonium $H_3O^+$ dans cette solution.

Rappelons qu'à 25 °C, la neutralité acido-basique correspond à pH = 7,0, que les solutions acides ont un pH < 7,0 et que les solutions basiques ont un pH > 7,0.






### a) Définition

C'est le chimiste danois S. P. L. Sørensen (1868-1939) qui introduisit en 1909 le concept du potentiel hydrogène (pH), facilitant ainsi l'étude des propriétés acido-basiques des solutions. Il s'est également illustré par ses travaux sur les acides $\alpha$-aminés.

Le pH est une grandeur sans unité qui mesure l'acidité d'une solution aqueuse diluée (en pratique, $c \leq 5.10^{-2}$ mol.L$^{-1}$).



© Cned - Académie en ligne

Par définition, le pH est lié à la concentration des ions $H_3O^+$ par la relation :

$$pH = - \log [ H_3O^+ ]$$

Le pH d'une solution est donc l'opposé du logarithme décimal de sa concentration en ions hydronium $H_3O^+$ exprimée en $mol.L^{-1}$.

## b) Rappel mathématique




Le symbole « log » signifie logarithme décimal.

On utilisera cette fonction mathématique (dont l'étude est au programme de terminale) par l'intermédiaire de la touche « log » de la calculatrice.

On procédera de même pour la fonction réciproque puissance de dix « $10^x$ », avec les deux touches « $2^{nd}$ » et « log ».

La fonction logarithme décimal (log) possède les propriétés suivantes :

$\log(a.b) = \log a + \log b$

$\log a/b = \log a - \log b$

$\log a^n = n.\log a$

$\log 10^x = x$

Valeurs remarquables :

$\log 1 = 0$

$\log 10 = 1$

$\log 100 = \log 10^2 = 2$

$\log 1000 = \log 10^3 = 3$

Losque l'on multiplie une grandeur par 10, son algorithme augmente de 1.

Variation de la grandeur $[H_3O^+]$




## c) Relation équivalente

Inversement, la connaissance de la valeur du pH d'une solution nous permet de déterminer la concentration en ions oxonium en $mol.L^{-1}$ :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

**Remarque**

La tradition exige que l'on exprime $[H_3O^+]$ à l'aide de puissances de 10 entières.

***Exemple*** Si pH = 2,9, on détermine : $[H_3O^+] = 10^{-2,9} = 1,26.10^{-3}$ $mol.L^{-1}$

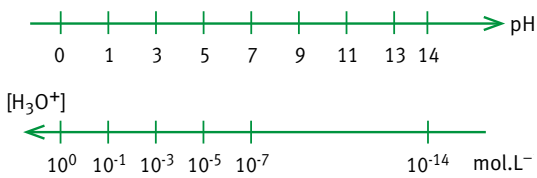
Avec deux chiffres significatifs, on écrit $[H_3O^+] = 1,3.10^{-3}$ $mol.L^{-1}$.



© Cned - Académie en ligne

### d) Propriété

La fonction logarithme décimal (log) est une fonction croissante, donc les grandeurs pH et $[H_3O^+]$ varient en sens inverse :




## 2. La mesure du pH d'une solution

### a) Utilisation d'un indicateur coloré

Un indicateur coloré est une substance organique présentant deux teintes franchement distinctes qui changent en fonction de la valeur du pH.

| Indicateur | Couleur prise avant la zone de virage pour pH < $pH_1$ | Zone de virage de $pH_1$ à $pH_2$ | Couleur prise après la zone de virage pour pH > $pH_2$ |
|---|---|---|---|
| Bleu de Bromothymol (BBT) | Jaune | 6 - 7,6 | Bleu |
| Hélianthine | Rouge | 3,1 - 4,4 | Jaune |
| Phénolphtaléïne | Incolore | 8,2 - 10 | Rose |

### b) Utilisation d'un papier pH

C'est un papier imbibé d'un mélange de plusieurs indicateurs colorés, puis séché. Quand on dépose une goutte de solution à l'aide d'un agitateur en verre, il prend une couleur que l'on compare avec une échelle de teintes graduée en pH.




À chaque couleur que peut prendre le papier correspond une valeur du pH.

Le papier-pH est peu précis mais facile à mettre en œuvre et il permet d'avoir rapidement un ordre de grandeur du pH de la solution.

### c) Utilisation d'un pH-mètre







Un pH-mètre est constitué d'une sonde de mesure reliée à un voltmètre électronique gradué en unité de pH.

La sonde de mesure est constituée d'une électrode de verre et d'une électrode de référence ; ces deux électrodes peuvent être séparées ou combinées. La tension électrique ou différence



© Cned - Académie en ligne

de potentiel électrique (ddp) U qui apparaît aux bornes de la sonde est une fonction affine du pH : $U = a - b \times pH$, où $a$ et $b$ sont des coefficients positifs qui dépendent de la température et de la nature des deux électrodes. Il est donc nécessaire d'étalonner un pH-mètre avant toute mesure.

*Étalonnage d'un pH-mètre avec des solutions dont le pH est précisément connu :*

*Il faut donner deux valeurs pour établir la correspondance entre ddp et pH :*

- *soit deux solutions tampons (solutions ayant un pH fixe et connu : 4, 7 ou 10)*;
- *soit une solution tampon + la température.*

*Précautions dans la manipulation :*

- *Le pH-mètre doit être préalablement étalonné.*
- *Entre chaque mesure, la sonde doit être rincée à l'eau déminéralisée puis essuyée avec du papier fin absorbant (appelé papier Joseph).*
- *L'extrémité sphérique de la sonde doit être convenablement immergée.*
- *On doit effectuer les mesures en commençant par la solution la plus diluée.*

## d) Précision des mesures de pH et incertitude

La précision de la mesure du pH d'une solution dépend de la « fraîcheur » des solutions étalons utilisées, de l'état de la sonde et de la qualité de l'étalonnage. La valeur lue est toujours entachée d'erreurs.

**Activité 3**



En manipulant avec beaucoup de soin, il est possible de mesurer le pH d'une solution avec une incertitude de 0,05 unité de pH notée $\Delta$ pH = 0,05. Considérons une solution pour laquelle le pH-mètre indique pH = 5,30.

Une incertitude de 0,05 unité de pH sur la mesure du pH entraîne une incertitude relative de l'ordre de 10 % sur la concentration en ions $H_3O^+$ de la solution. Retrouvons ce résultat.

1. Donner un encadrement du pH.
2. En déduire un encadrement de $[H_3O^+]$, sachant que la fonction puissance de 10 est croissante.
3. Écrire alors $[H_3O^+]$ sous la forme $[H_3O^+]$ = valeur moyenne $\pm \Delta[H_3O^+]$.
4. Calculer l'incertitude relative $\dfrac{\Delta[H_3O^+]}{[H_3O^+]}$ et l'exprimer en pourcentage.
5. Retrouvons-nous le résultat annoncé ?

### Conclusion

- Toute concentration déduite d'une valeur de pH sera exprimée avec, au plus, deux chiffres significatifs.



© Cned - Académie en ligne

# 3. L'eau : solvant des réactions acido-basiques

## a) Préparation de solutions et mesures de pH

### Activité 4 Relation entre $[H_3O^+]$ et $[HO^-]$

L'hydroxyde de sodium, encore appelé soude ou soude caustique, est un solide blanc. C'est un cristal ionique constitué par un empilement ordonné d'ions sodium $Na^+$ et d'ions hydroxyde $OH^-$. La formule NaOH attribuée à l'hydroxyde de sodium est une formule statistique : il n'existe pas de molécule NaOH.

L'hydroxyde de sodium est très soluble dans l'eau. En effet, à 25 °C, un litre d'eau peut en dissoudre 27 moles, soit près de 1000 g. Lors de la dissolution, les ions $Na^+$ et $OH^-$ sont hydratés et dispersés.

L'équation de la dissolution s'écrit : $NaOH(s) \xrightarrow{eau} Na^+(aq) + OH^-(aq)$

Dans une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire c : $[Na^+] = [OH^-] = c$.

L'hydroxyde de sodium est un produit très corrosif (voir pictogrammes ci-dessous). Sa dissolution et la dilution de ses solutions concentrées sont très exothermiques et peuvent s'accompagner de projections. Aussi, la manipulation du solide ou de ses solutions concentrées nécessite-t-elle le port de gants et de lunettes de protection.

Ancien pictogramme Nouveau pictogramme





Ce sigle signifie que le produit peut détruire les tissus vivants ou d'autres surfaces.

Les précautions à prendre sont les suivantes :

- Éviter tout contact avec la peau, les vêtements.
- Mettre des gants, des lunettes de protection et une blouse en coton.
- Ne pas respirer les vapeurs.

Les mesures du pH de solutions diluées (on commence par la solution la plus diluée pour faire les mesures) d'hydroxyde de sodium permettent d'établir le tableau suivant :

| $[HO^-]$ en $mol.L^{-1}$ | $1,0.10^{-4}$ | $1,0.10^{-3}$ | $1,0.10^{-2}$ |
|---|---|---|---|
| pH mesuré | 9,94 | 11,02 | 11,97 |
| $[H_3O^+]$ en $mol.L^{-1}$ | | | |
| $[HO^-] \times [H_3O^+]$ | | | |

1. Compléter la 3e ligne du tableau, en calculant la concentration en ions $H_3O^+$, à partir des mesures de pH.
2. Compléter la 4e ligne du tableau, en calculant le produit des concentrations en $HO^-$ et $H_3O^+$.
3. Commenter les valeurs obtenues. Ce résultat pourra être généralisé (voir paragraphe suivant).



© Cned - Académie en ligne

## b) Définition du produit ionique de l'eau

La mesure du pH de l'eau pure (fraîchement distillée) à 25 °C donne le résultat pH = 7,0.

Dans l'eau pure à 25 °C, on peut donc calculer :
$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 1{,}0.10^{-7}$ mol.L$^{-1}$.

D'où proviennent ces ions oxonium ? Ils proviennent d'une réaction de l'eau solvant sur elle-même.

$$2\ H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Cette réaction, appelée **autoprotolyse de l'eau**, **a lieu dans toute solution aqueuse**.

Cette réaction est très peu avancée ($[H_3O^+]$ est très faible), et on remarquera que $[H_3O^+]=[HO^-]$.

À cette réaction on associe une **constante** appelée **produit ionique de l'eau**, **noté $K_e$**.

$$K_e = [H_3O^+] \times [OH^-]$$

$K_e$ s'exprime sans unité alors que les concentrations sont exprimées en mol.L$^{-1}$.

On remarque, d'après la stœchiométrie de l'équation, qu'il y a autant d'ions oxonium que d'ions hydroxyde produits par l'autoprotolyse.

Dans l'eau pure à 25 °C : $n(H_3O^+) = n(OH^-)$ donc $[H_3O^+] = [OH^-] = 1{,}0.10^{-7}$ mol/L

Ainsi $K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1{,}0.10^{-7} \times 1{,}0.10^{-7} = 10^{-14}$ **à 25 °C.**

**Remarques**

$K_e$ ne dépend que de la température.

Généralement, en chimie, à une grandeur X on associe une autre grandeur notée pX = - log X.

Ainsi, on associe à la constante Ke la grandeur $pK_e$ telle que $pK_e = -\log K_e = 14$ **à 25 °C**

*($K_e$ augmente avec la température : $K_e = 5{,}5.10^{-14}$ à 5 °C et donc $pK_e$=13,3 à 50 °C).*

## Activité 5



### Calcul du pourcentage de molécules d'eau participant à la réaction d'autoprotolyse de l'eau pure

1. Calculer, à 25 °C, la quantité de molécules d'eau contenue dans 1L d'eau, sachant que la masse volumique de l'eau est $\rho_{eau} = 10^3$ g.L$^{-1}$.
2. Calculer la quantité d'ions $H_3O^+$ contenue dans 1L d'eau pure (pH = 7,0).
3. Sachant qu'un ion $H_3O^+$ est formé à partir de deux molécules d'eau, en déduire le pourcentage P de molécules d'eau concernées par l'autoprotolyse. Commenter le résultat obtenu.

***Données*** Masses molaires atomiques (en g.mol$^{-1}$) : H (1) ; O (16)



© Cned - Académie en ligne

## c) Échelle des pH

Comparaison des concentrations $[H_3O^+]$ et $[HO^-]$ dans une solution aqueuse :

Les concentrations molaires sont calculables à partir du pH mesuré de la solution : $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ et $[HO^-] = \dfrac{Ke}{[H_3O^+]}$

Selon la solution aqueuse, trois cas se présentent :

- Soit $[H_3O^+] = [HO^-]$, comme dans l'eau pure, la solution est neutre.

  On a $Ke = [H_3O^+]^2$ donc $-\log K_e = -\log([H_3O^+]^2) = -2\log[H_3O^+]$ d'où pKe = 2 pH.

  Ainsi **une solution est neutre pour** $\boxed{pH = \frac{1}{2} pK_e}$

- Soit $[H_3O^+] > [HO^-]$, alors la solution est acide, et d'autant plus acide que la concentration en ions oxonium est élevée par rapport à celle en ions hydroxyde.

  En multipliant les deux membres par $[H_3O^+]$, on a $[H_3O^+]^2 > [H_3O^+] . [HO^-]$ donc $[H_3O^+]^2 > Ke$ d'où $pH < \frac{1}{2} pKe$

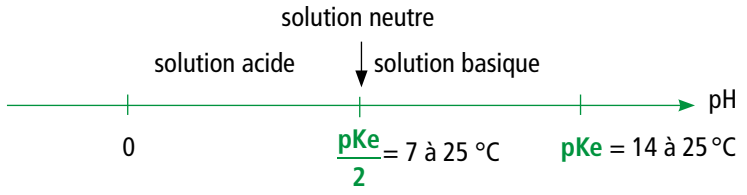
  Ainsi **une solution est acide pour** $\boxed{pH < \frac{1}{2} pKe}$

- Soit $[H_3O^+] < [HO^-]$, alors la solution est basique, et d'autant plus basique que la concentration en ions hydroxyde est élevée par rapport à celle en ions oxonium.

  On a $[H_3O^+]^2 < [H_3O^+] \times [HO^-]$ donc $[H_3O^+]^2 < Ke$ d'où $pH > \frac{1}{2} pKe$

  Ainsi **une solution est basique pour** $\boxed{pH > \frac{1}{2} pKe}$

Récapitulatif sur une échelle de pH :






© Cned - Académie en ligne

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

Le pH d'une solution aqueuse permet de déterminer l'acidité d'une solution.

La comparaison entre la concentration des ions oxonium $H_3O^+$ et la concentration des ions hydroxyde $HO^-$ liées par le produit ionique de l'eau $K_e$ détermine le caractère acide, neutre ou basique d'une solution aqueuse.

En effet, le pH est lié à la concentration des ions $H_3O^+$ par la relation :
$pH = - \log [H_3O^+] \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$

Le produit ionique de l'eau est défini par la relation $K_e = [H_3O^+] \times [OH^-]$.

Une solution est dite neutre si elle contient autant d'ions oxonium que d'ions hydroxyde :

à 25 °C, solution neutre $\Leftrightarrow [H_3O^+] = 1{,}0.10^{-7}$ mol/L $\Leftrightarrow$ pH = 7,0

Une solution est dite acide si elle contient plus d'ions oxonium que d'ions hydroxyde :

à 25 °C, solution acide $\Leftrightarrow [H_3O^+] > 1{,}0.10^{-7}$ mol/L $\Leftrightarrow$ pH < 7,0

Une solution est dite basique si elle contient moins d'ions oxonium que d'ions hydroxyde :

à 25 °C, solution basique $\Leftrightarrow [H_3O^+] < 1{,}0.10^{-7}$ mol/L $\Leftrightarrow$ pH > 7,0

## 2. Exercices d'apprentissage

**Exercice 1** QCM

Pour chaque question, donnez la ou les réponses exactes.

1. Soit de l'eau pure à 25 °C.
   - a) $[H_3O^+] = 1{,}0.10^{-8}$ mol.L$^{-1}$.
   - b) pH = 7,0
   - c) $[HO^-] = 1{,}0.10^{-7}$ mol.L$^{-1}$.
2. Soit une solution aqueuse de pH = 9,0 à 25 °C.
   - a) $[HO^-] = 1{,}0.10^{-9}$ mol.L$^{-1}$.
   - b) $[H_3O^+] = 1{,}0.10^{-5}$ mol.L$^{-1}$.
   - c) Ke = $1{,}0.10^{-14}$.
3. Soit une solution aqueuse de $[HO^-] = 1{,}0.10^{-6}$ mol.L$^{-1}$ à 25 °C.
   - a) pH = 6,0
   - b) pH = 8,0
   - c) Ke = $1{,}0.10^{-14}$.



© Cned - Académie en ligne

4. À 25 °C, une solution acide a un pH :

a) égal à 7,0.

b) compris entre 7 et 14.

c) inférieur à 7,0.

## Exercice 2 pH et concentration

Compléter le tableau suivant en exprimant les concentrations en écriture scientifique :

| Concentration en ions $H_3O^+$ (en mol.L$^{-1}$) | $1{,}0.10^{-2}$ | | $5{,}0.10^{-3}$ | |
|---|---|---|---|---|
| pH de la solution | | 6 | | 4,5 |

## Exercice 3 Solution de soude

Soit une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $5{,}0.10^{-3}$ mol/L.

Quelle est la nature acido-basique de cette solution et quelle est la valeur de son pH ?

## Exercice 4 Le produit ionique de l'eau

Définir le produit ionique de l'eau.

Compléter le tableau suivant en détaillant les calculs pour la première colonne :

| $[HO^-]$ (en mol.L$^{-1}$) | $10^{-2}$ | $2.10^{-2}$ | $10^{-7}$ | $10^{-9}$ | $2{,}3.10^{-12}$ |
|---|---|---|---|---|---|
| $[H_3O^+]$ (en mol.L$^{-1}$) | | | | | |
| pH | | | | | |

## Exercice 5 Précision dans la mesure du pH

Avec un pH-mètre, on mesure pH = 3,44 ± 0,01.

Quel est l'encadrement de la valeur réelle du pH de cette solution ?

En déduire l'encadrement de la valeur réelle de la concentration en ions oxonium de cette solution.

En déduire l'erreur sur la concentration en ions oxonium puis, en pourcentage, la précision de la mesure de concentration.

## Exercice 6 pH d'une solution diluée

Une solution aqueuse de méthanoate de potassium $CH_3OK$ a un pH = 10,0 à 25 °C.

Pour cette solution, on admet que la concentration apportée est égale à la concentration en ions hydroxyde dans la solution.

1. Quelle est la concentration en ions oxonium ? En ions hydroxyde ? Évaluer la concentration apportée C de cette solution.
2. Quelle masse m de soluté solide a servi à la préparation de 50 mL de cette solution ?
3. On dilue 10 fois 5,0 mL de cette solution.
   a) Quelle verrerie utilise-t-on ?
   b) Quelle est la concentration de la solution diluée préparée ?
   c) Quel est le pH de la solution diluée ?

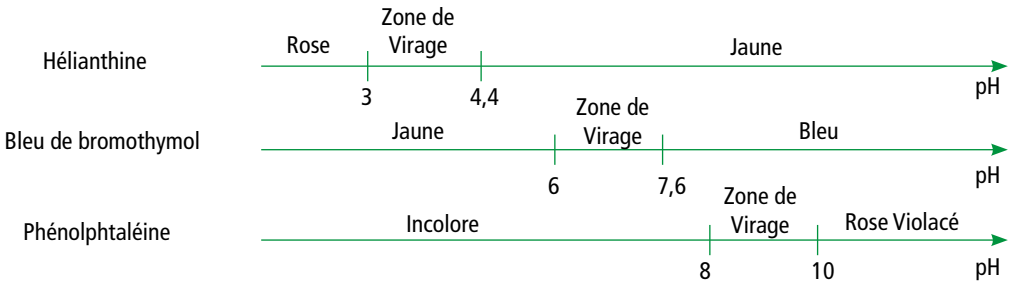


© Cned - Académie en ligne

***Données*** Masses molaires atomiques : $M_H = 1\ g.mol^{-1}$ ; $M_C = 12\ g.mol^{-1}$; $M_O = 16\ g.mol^{-1}$ ; $M_K = 39\ g.mol^{-1}$

## Exercice 7 pH et teinture

Le pH des bains de teintures doit être contrôlé pour obtenir une bonne fixation des colorants sur les fibres. Avant d'introduire le colorant, le contrôle du pH des bains peut se faire à l'aide d'indicateurs colorés. Les teintes de différents indicateurs colorés en fonction du pH d'une solution sont données ci-dessous :




Le tableau ci-dessous indique les teintes prises par ces indicateurs colorés versés dans des bains de teinture A, B et C :

| | Bain A | Bain B | Bain C |
|---|---|---|---|
| Hélianthine | Jaune | Jaune | Jaune |
| Bleu de Bromothymol | Jaune | Bleu | Bleu |
| Phénolphtaléïne | Incolore | Incolore | Rose violacé |

1. À partir du tableau, indiquer le domaine de pH correspondant à chacun des bains A, B, C.
2. Préciser, en le justifiant, si les bains A, B et C sont acides, basiques ou neutres.
3. La concentration en ions $H_3O^+$ du bain A est de $2.l0^{-5}\ mol.L^{-1}$. Calculer le pH de ce bain.

## Exercice 8 Acide ou basique ?

$K_e = 2{,}5.10^{-13}$ à 80 °C.

1. Une solution aqueuse a, à cette température, un pH égal à 6,5. Est-elle basique ou acide ?
2. 200 mL d'une solution aqueuse contiennent $1{,}0.10^{-4}$ mol d'ions hydroxyde. Quel est son pH à 80 °C ?
3. Le pH d'une solution aqueuse est 4,7 à 80 °C. En déduire sa concentration en ions hydroxyde.
4. $K_e$ augmente lorsque la température augmente : dans le corps humain, à 37 °C, le sang a un pH d'environ 7,4 et pKe = 13,6. Le sang est-il un liquide neutre, acide ou basique ?



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 9 pH d'une eau industrielle

Une eau industrielle, ne contenant que de l'acide chlorhydrique comme impureté, a un pH égal à 4,2. Quelle dilution faut-il faire à cette eau avant de la rejeter si l'on veut que son pH soit supérieur à 6,0 ? On admettra que l'eau utilisée pour cette dilution a un pH égal à 7,0.



© Cned - Académie en ligne

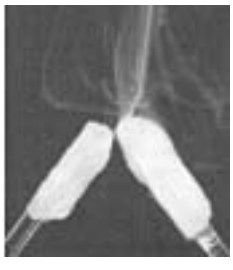
# 3 Les couples acido-basiques

## A Objectifs d'apprentissage

- Connaître la définition d'un acide et d'une base au sens de Brönsted.
- Connaître la définition de la constante d'acidité $K_A$ d'un couple acide/base.
- Savoir identifier l'espèce prédominante d'un couple acide/base connaissant le pH du milieu et le $pK_A$ du couple.
- Savoir déterminer expérimentalement le $K_A$ d'un couple.
- Distinguer un acide faible d'un acide fort.
- Savoir que de nombreux couples acide/base sont présents dans le milieu biologique et y jouent un rôle important.

## B Pour débuter le chapitre

### Activité 6 Réaction entre l'ammoniac et l'acide chlorhydrique



Lorsqu'on approche un coton imbibé d'ammoniac $NH_3$ d'un coton imbibé d'acide chlorhydrique $H_3O^+ + Cl^-$, il se dégage des fumées blanches de chlorure d'ammonium $NH_4Cl$ solide ionique composé d'ions $NH_4^+$ et d'ions $Cl^-$.

Écrire l'équation de la réaction résultant de cette observation.

Conclure sur la nature de l'espèce (ou de la particule) gagnée par l'ammoniac.

### Activité 7 Les changements de couleur du BBT

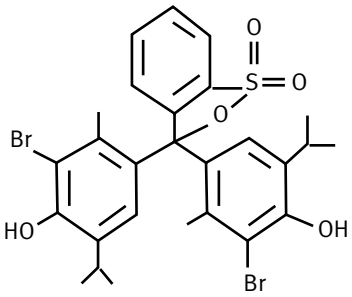
Le bleu de bromothymol (BBT) est un indicateur coloré acido-basique.

Il peut présenter, lorsqu'il est en solution aqueuse, deux formes de couleurs différentes :

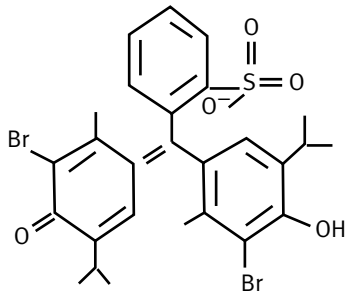


© Cned - Académie en ligne

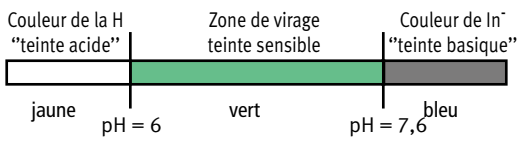
L'une de couleur jaune notée HIn :




L'autre de couleur bleue notée $In^-$ :




La couleur verte est un mélange des deux formes jaune et bleue.




## ➜ Expérience 1

Dans un tube à essai, on introduit quelques millilitres de solution aqueuse de BBT sous la forme $Na^+ + In^-$ puis on ajoute, à l'aide d'un compte-gouttes, une solution aqueuse d'acide acétique $CH_3COOH$ en observant l'évolution de la couleur de la solution.

*Résultats de l'expérience 1 : la solution devient jaune.*

*Interprétation de l'expérience 1 :*

Quelle espèce chimique formée au cours de la transformation chimique peut-on identifier ? ……

Compléter l'équation chimique suivante, en appliquant les lois de conservation des éléments (Lavoisier) et de la charge électrique :

$In^-(aq) + CH_3COOH(aq) \longrightarrow$ …… + ……..

Compléter le tableau en cochant les bonnes réponses :

| L'ion **$In^-$** : | | | La molécule **$CH_3COOH$** : | | |
|---|---|---|---|---|---|
| ☐ a gagné | ☐ 1 | ☐ atome d'hydrogène H | ☐ a gagné | ☐ 1 | ☐ atome d'hydrogène H |
| ☐ a perdu | ☐ 2 | ☐ cation $H^+$ | ☐ a perdu | ☐ 2 | ☐ cation $H^+$ |
| | ☐ 3 | ☐ anion $H^-$ (ion hydrure) | | ☐ 3 | ☐ anion $H^-$ |

*Conclusion de l'expérience 1 :*

$In^-$ et $CH_3COOH$ ont **échangé** ……

## ➜ Expérience 2

Dans un tube à essai, on introduit quelques millilitres de solution de BBT sous la forme HIn puis on ajoute, à l'aide d'un compte-gouttes, une solution aqueuse d'ammoniac $NH_3$ en observant l'évolution de la couleur de la solution.



© Cned - Académie en ligne

*Résultats de l'expérience 2 : la solution devient bleue.*

*Interprétation de l'expérience 2 :*

Quelle espèce chimique formée au cours de la transformation chimique peut-on identifier ? ……

Compléter l'équation chimique suivante en appliquant les lois de conservation des éléments (Lavoisier) et de la charge électrique :

$HIn(aq) + NH_3(aq) \longrightarrow$ …… + ……..

Compléter le tableau en cochant les bonnes réponses :

| La molécule **HIn** : | | | La molécule **$NH_3$** : | | |
|---|---|---|---|---|---|
| ☐ a gagné | ☐ 1 | ☐ atome d'hydrogène H | ☐ a gagné | ☐ 1 | ☐ atome d'hydrogène H |
| ☐ a perdu | ☐ 2 | ☐ cation $H^+$ | ☐ a perdu | ☐ 2 | ☐ cation $H^+$ |
| | ☐ 3 | ☐ anion $H^-$ | | ☐ 3 | ☐ anion $H^-$ |

*Conclusion de l'expérience 2 :*

HIn et $NH_3$ ont **échangé** ……..

*Conclusion de l'activité 2 :* **Lors de ces transformations chimiques, certaines espèces ont gagné …….. , et d'autres espèces ont perdu …….. Lors de ces transformations chimiques, un …… a été échangé.**

## Activité 8 Notion d'équilibre chimique



On a mesuré le pH d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque avec différentes concentrations en soluté. Les résultats sont rassemblés dans la tableau ci-dessous :

| $c(CH_3CO_2H)$ en $mol.L^{-1}$ | $10^{-4}$ | $10^{-3}$ | $10^{-2}$ |
|---|---|---|---|
| pH mesuré à 25 °C | 4,3 | 3,9 | 3,4 |
| $[H_3O^+]$ calculée en $mol.L^{-1}$ | | | |

1. Calculer la concentration $[H_3O^+]$ en utilisant la relation $[H_3O^+] = 10^{-pH}$. Comparer les valeurs de $c(CH_3CO_2H)$ et $[H_3O^+]$.

2. Établir le tableau d'avancement de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau d'équation $CH_3CO_2H\,(aq) + H_2O\,(l) \rightarrow CH_3CO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$ et en déduire si la réaction est totale ou non.

*Conclusion de l'activité :*

**1er cas :** si la réaction est totale, on écrira l'équation avec une simple flèche :

$CH_3CO_2H\,(aq) + H_2O\,(l) \rightarrow CH_3CO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$

**2e cas :** si la réaction n'est pas totale, on écrira l'équation avec une double flèche :

$CH_3CO_2H\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons CH_3CO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$



© Cned - Académie en ligne

En effet, dans ce cas, deux réactions opposées coexistent :

- $CH_3CO_2H\,(aq) + H_2O\,(l) \rightarrow CH_3CO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$
- $CH_3CO_2^-(aq) + H_3O^+(aq) \rightarrow CH_3CO_2H\,(aq) + H_2O(l)$

Ces deux réactions opposées évoluent rapidement de manière naturelle et spontanée vers un état d'équilibre dynamique où elles se compensent exactement. **À l'équilibre, les quatre espèces mises en jeu coexistent et la concentration de ces espèces n'évolue plus.**

**La réaction mise en jeu s'effectue dans les deux sens.** Pour cette raison, l'écriture de l'équation a été modifiée en remplaçant la flèche $\rightarrow$ par la **double flèche** $\rightleftharpoons$.

# C Pour apprendre

## 1. La théorie de Brønsted et les couples acide/base

### a) Définition



Le chimiste danois J. N. Brønsted (1879-1947) définit, en 1923, les acides comme des donneurs de protons et les bases comme des accepteurs de protons.

Un acide est une espèce chimique capable de céder un proton $H^+$.

Une base est une espèce chimique capable de capter un proton $H^+$.

Un couple acide/base est constitué de deux entités chimiques qui se transforment l'une en l'autre par transfert d'un proton $H^+$.

Un couple acide/base est noté schématiquement : formule de la forme acide / formule de la forme basique.

À tout couple acide/base est associée une demi-équation acido-basique (appelée aussi demi-équation protonique) qui traduit le gain du proton pour la base et la perte du proton pour l'acide :

$$\text{acide} = \text{base} + H^+$$

L'acide et la base d'un même couple sont dits **conjugués**.

D'après les expériences 1 et 2 de l'activité 2, on constate que, selon les conditions expérimentales, il est possible de passer de HIn à $In^-$, ou inversement. Les deux formes colorées du BBT forment donc un couple acide/base, noté HIn / $In^-$ et défini par la demi-équation : $HIn(aq) = In^-(aq) + H^+(aq)$.

L'ion $In^-$, la molécule $NH_3$, l'ion acétate $CH_3COO^-$ sont des **bases** de Brønsted.



© Cned - Académie en ligne

La molécule **HIn**, l'ion ammonium **$NH_4^+$**, la molécule **$CH_3COOH$** sont des **acides** de Brønsted.

## b) Exemples

Deux notations peuvent être rencontrés :

➢ **Couple du type $HA/A^-$ et demi-équation associée $HA = A^- + H^+$**

C'est le cas de tous les acides carboxyliques qui sont de la forme RCOOH.

***Exemple*** L'acide acétique $CH_3COOH$ et sa base conjuguée $CH_3COO^-$.

Le couple $CH_3COOH$ /$CH_3COO^-$ de demi-équation
$CH_3COOH(aq) = CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$.

➢ **Couple du type $BH^+$ / B et demi-équation associée $BH^+ = B + H^+$**

***Exemple*** L'ion ammonium $NH_4^+$ et sa base conjuguée $NH_3$.

Le couple $NH_4^+/NH_3$ de demi-équation $NH_4^+(aq) = NH_3(aq) + H^+(aq)$.

| Couple | Acide | Base |
|---|---|---|
| $HIn / In^-$ | Forme acide du BBT | Forme basique du BBT |
| $CH_3COOH$ / $CH_3COO^-$ | Acide éthanoïque ou acide acétique *(nom usuel)* | Ion éthanoate ou ion acétate *(nom usuel)* |
| $NH_4^+ / NH_3$ | Ion ammonium | Ammoniac |
| $CO_2, H_2O / HCO_3^-$ ou $H_2CO_3 / HCO_3^-$ | Dioxyde de carbone (dissous) appelé aussi dihydrogénocarbonate | Ion hydrogénocarbonate |
| $H_3O^+ / H_2O$ | Ion oxonium | Eau |
| $H_2O / HO^-$ | Eau | Ion hydroxyde |

**Remarque**

On observera que l'eau $H_2O$ intervient dans deux couples : elle joue le rôle de base dans le couple $H_3O^+/ H_2O$ et celui d'acide dans le couple $H_2O / HO^-$.

- Le couple $H_3O^+ / H_2O$ et sa demi-équation $H_3O^+(aq) = H_2O (aq) + H^+(aq)$.
- Le couple $H_2O / HO^-$ et sa demi-équation $H_2O = HO^- + H^+(aq)$.

On dit que l'eau est une espèce **amphotère** ou que l'eau est **un ampholyte**.

## c) Réaction acido-basique

### ➜ Exploitation d'expérience

Dans l'expérience 1 de l'activité 2, la transformation : $In^-(aq) + CH_3COOH(aq) \rightarrow HIn(aq) + CH_3COO^-(aq)$ met en jeu deux couples acide/base :



© Cned - Académie en ligne

le couple HIn / $In^-$ de demi-équation $In^-_{(aq))} + H^+_{(aq)} = HIn_{(aq)}$ et le couple $CH_3COOH/CH_3COO^-$ de demi-équation $CH_3COOH(aq) = CH_3COO^-_{(aq)} + H^+(aq)$.

Cette transformation correspond à un transfert de protons de $CH_3COOH$ vers $In^-$. Les protons transférés n'apparaissent pas dans le bilan.

Cette propriété se généralise à toute réaction mettant en jeu deux couples acide/base, appelée réaction acido-basique.

### ➜ Généralisation

Toute **réaction acido-basique** met en jeu deux **couples acide/base** $HA_1/A_1^-$ et $HA_2/A_2^-$.

Elle résulte d'un **transfert de protons $H^+$** entre l'acide $HA_1$ d'un couple et la base $A_2^-$ d'un autre couple.

L'équation chimique est la somme des deux demi-équations protoniques de chacun des couples acide/base mis en jeu :

$$\begin{array}{r} HA_1 = A_1^- + H^+ \\ A_2^- + H^+ = HA_2 \\ \hline HA_1 + A_2^- \rightleftharpoons A_1^- + HA_2 \end{array}$$

**Les protons transférés n'apparaissent pas dans le bilan.**

## 2. Force comparée des acides et des bases dans l'eau

### ➜ Expérience a

Mesurons à 25 °C le pH d'une solution aqueuse d'acide acétique de concentration molaire apportée en $CH_3COOH$ : $c = 1{,}0.10^{-2}$ mol.$L^{-1}$.

Nous mesurons pH = 3,4.

Nous en déduisons que $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,4} = 4{,}0.10^{-4}$ mol.$l^{-1}$

On constate que $[H_3O^+] < c$.

Il y a donc moins de $H_3O^+$ formé que d'acide $CH_3COOH$ initialement apporté.

Il reste donc de l'acide $CH_3COOH$ en solution.

**L'acide $CH_3COOH$ apporté s'est partiellement dissocié en $H_3O^+$ et $CH_3COO^-$.**

### ➜ Expérience b

Mesurons à 25 °C le pH d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration molaire apportée en HCl $c = 1{,}0.10^{-2}$ mol.$L^{-1}$.

Nous mesurons pH' = 2,0.

Nous en déduisons que $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,0} = 1{,}0.10^{-2}$ mol.$l^{-1}$



© Cned - Académie en ligne

On constate que $[H_3O^+] = c$.

Il y a donc autant de $H_3O^+$ formé que d'acide HCl initialement apporté. Il ne reste donc plus d'acide apporté HCl en solution. **L'acide chlorhydrique s'est totalement dissocié en $H_3O^+$ et $Cl^-$.**

## ➜ Définitions

- **Un acide fort est un acide qui réagit totalement avec l'eau. Il n'existe pas dans l'eau**, seule la base conjuguée existe en solution aqueuse et est indifférente à l'eau (elle ne réagit pas avec l'eau). Dans une solution d'acide fort, les espèces chimiques présentes sont : $H_2O$, $A^-$ et $H_3O^+$ (les ions hydroxyde $HO^-$, présents d'après l'autoprotolyse de l'eau, sont ultraminoritaires).

$$HA(aq) + H_2O(l) \longrightarrow A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$[H_3O^+] = C$, C étant la concentration molaire apportée de l'acide en mol.L$^{-1}$.

*D'après l'expérience b, le chlorure d'hydrogène HCl est un acide fort.*

- **Un acide faible réagit partiellement avec l'eau. Il existe dans l'eau.** Dans une solution d'acide faible, les espèces chimiques présentes sont : $H_2O$, HA, $A^-$ et $H_3O^+$ (les ions hydroxyde $HO^-$ sont ultraminoritaires).

$$HA(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$[H_3O^+] < C$.

La réaction d'un acide faible sur l'eau est **limitée**.

*D'après l'expérience a, l'acide acétique $CH_3COOH$ est un acide faible.*

**Remarque**

Tous les acides organiques de type RCOOH sont faibles.

**De la même manière, on distingue une base forte et une base faible.**

- **Une base forte est une base qui réagit totalement avec l'eau. Elle n'existe pas** dans l'eau, seul l'acide conjugué existe en solution aqueuse et est indifférent à l'eau. Dans une solution de base forte, les espèces chimiques présentes sont : $H_2O$, $BH^+$ et $HO^-$ (les ions oxonium $H_3O^+$ sont ultraminoritaires).

$$B(aq) + H_2O(l) \longrightarrow BH^+(aq) + HO^-(aq)$$

$[HO^-] = C$, C étant la concentration molaire apportée de la base en mol.L$^{-1}$.

*L'hydroxyde de sodium NaOH est une base forte.*

- Une **base faible réagit partiellement avec l'eau. Elle existe dans l'eau.** Dans une solution de base faible, les espèces chimiques présentes sont : $H_2O$, B, $BH^+$ et $HO^-$ (les ions oxonium $H_3O^+$ sont ultraminoritaires).

$$B(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons BH^+(aq) + HO^-(aq)$$

$[HO^-] < C$, C étant la concentration molaire apportée de la base en mol.L$^{-1}$.



© Cned - Académie en ligne

La réaction d'une base faible sur l'eau est **limitée**.

**Remarque**

**Effet nivelant du solvant**

**Les acides forts et les bases fortes n'existent pas en solution aqueuse. L'acide le plus fort pouvant exister dans l'eau est $H_3O^+$, et la base la plus forte pouvant exister dans l'eau est $OH^-$.** On ne peut pas comparer la force des acides forts ou des bases fortes dans l'eau : on parle de l'effet nivelant du solvant. La base (respectivement l'acide) conjuguée d'un acide fort (respectivement d'une base forte) est dite indifférente.

## 3. Constante d'acidité KA d'un couple acide/base

### a) Définition

L'équation de la réaction d'un acide faible sur l'eau (réaction qui n'est pas totale mais limitée) s'écrit de manière générale :

$$\text{acide(aq)} + H_2O\,(l) \rightleftharpoons \text{base(aq)} + H_3O^+(aq)$$

$$\text{ou} \quad HA(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Dans cet équilibre chimique, **les quatre espèces** présentes dans l'équation de la réaction **coexistent, et leur concentration ne varie pas** au cours du temps sans l'intervention d'un autre facteur (ajout d'une des quatre espèces, ou d'une autre espèce).

On associe à cette réaction une constate $K_A$ , appelée **constante d'acidité $K_A$** du couple acido-basique **$AH/A^-$**, qui est la valeur numérique du rapport suivant :

$$K_A = \frac{[\text{base}][H_3O^+]}{[\text{acide}]} = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

$K_A$ est caractéristique du couple acide/base considéré et ne dépend que de la température. L'eau $H_2O$ (le solvant) n'intervient pas dans le $K_A$.

$K_A$ n'a pas d'unité.

On définit aussi la constante $\boxed{pK_A = -\log K_A}$, ce qui équivaut à $\boxed{K_A = 10^{-pKA}}$

### b) Exemples

#### ➜ Couple acide éthanoïque / ion éthanoate

Équation de la réaction avec l'eau :

$$CH_3COOH\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Expression de la constante d'acidité : $K_{A1} = \dfrac{[CH_3COO^-]\ [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$

Valeur à 25 °C : $K_{A1} = 1{,}58.10^{-5}$ et $pK_{A1} = 4{,}80$



© Cned - Académie en ligne

### ➜ Couple ion ammonium / ammoniac

Équation de la réaction avec l'eau :

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Expression de la constante d'acidité : $K_{A2} = \dfrac{[NH_3]\ [H_3O^+]}{[NH_4^+]}$

Valeur à 25 °C : $K_{A2} = 6{,}30.10^{-10}$ et $pK_{A2} = 9{,}20$

### ➜ Les couples de l'eau

➢ Le premier couple considéré est : $H_2O$ / $HO^-$ .

Considérons la réaction de l'acide $H_2O$ avec l'eau :

$$H_2O(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + HO^-(aq)$$

Cette réaction correspond à l'autoprotolyse de l'eau.

Expression de la constante d'acidité : $K_{A3} = [H_3O^+]\ [HO^-]$

Valeur à 25 °C : $K_{A3} = K_e = 1{,}0.10^{-14}$ et $pK_{A3} = pK_e = 14{,}0$

➢ Le deuxième couple considéré est : $H_3O^+$ / $H_2O$ (l'eau est la base du couple).

Considérons la réaction de l'acide $H_3O^+$ avec l'eau :

$$H_2O(l) + H_3O^+(aq) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + H_2O(l)$$

Expression de la constante d'acidité : $K_{A4} = \dfrac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = 1$

Valeur à 25 °C : $K_{A4} = 1$ et $pK_{A4} = 0$

## c) Classement des couples : échelle des $K_A$

$K_{A1} > K_{A2}$, la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau, est moins limitée que celle de l'ion ammonium car son numérateur est plus grand et son dénominateur est plus petit pour la valeur de $K_{A1}$ associée à l'acide éhanoïque.

L'acide éthanoïque est un acide plus fort (ou moins faible) que l'ion ammonium.

On peut généraliser ce résultat :

Plus l'acide est fort, plus l'équilibre est déplacé vers la droite :

$$HA(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Lorsque la force de l'acide augmente :

[AH] ↘ $[A^-]$ et $[H_3O^+]$ ↗ d'où $K_A = \dfrac{[A^-].\ [H_3O^+]}{[AH]}$ ↗



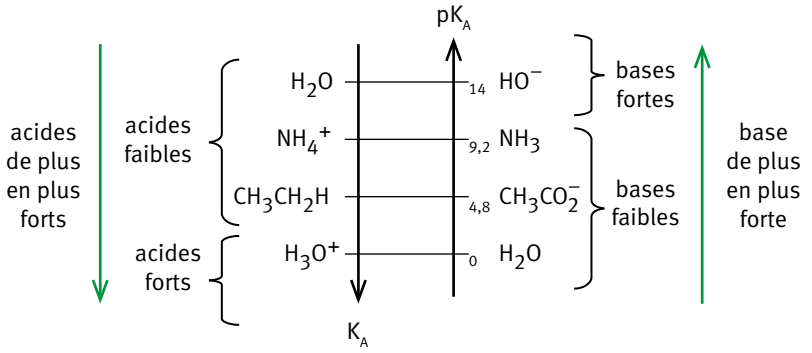
© Cned - Académie en ligne

Pour une même concentration initiale, plus un acide est fort, plus il se dissocie, donc plus sa constante d'acidité $K_A$ est grande (ou son $pK_A$ est petit).

**Un acide est d'autant plus fort que la constante d'acidité $K_A$ du couple est élevée et la valeur du $pK_A$ faible.**

On peut classer les couples en les représentant sur un axe gradué en $K_A$ ou en $pK_A$ .

Dans l'eau, cette échelle est limitée par les couples $H_3O^+$ / $H_2O$ et $H_2O$ / $HO^-$ en raison de l'effet nivelant du solvant.




## d) Relation fondamentale entre le pH et le $pK_A$ (ou relation d'Henderson)

À partir de l'expression du $K_A$, et en appliquant l'opposé de la fonction logarithme décimal à cette expression, établissons une relation entre le pH d'une solution contenant les deux espèces d'un couple acide/base et le $pK_A$ de ce couple :

$$K_A = \frac{[\text{base}] \,.\, [H_3O^+]}{[\text{acide}]}$$

Prenons l'opposé du logarithme décimal des termes de cette relation :

$$-\log K_A = -\log\left(\frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}\right) - \log [H_3O^+]$$

$$pK_A = -\log\left(\frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}\right) + pH$$

$$\boxed{pH = pK_A + \log\left(\frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}\right)}$$



© Cned - Académie en ligne

# 4. Domaines de prédominance

## a) Établissement du diagramme de prédominance

Une espèce X est prédominante par rapport à une espèce Y si : [X] > [Y]

D'après la relation $\boxed{pH = pK_A + \log\left(\frac{[base]}{[acide]}\right)}$, on peut déterminer trois domaines de prédominance :

Premier domaine

**pH = pKa**

$\log\left(\frac{[A^-]}{[AH]}\right) = 0 \Rightarrow$ **[A⁻] = [AH]**

Acide et base conjugués ont la même concentration.

Deuxième domaine

**pH < pKa** $\Rightarrow$ pH – pKa < 0 $\Rightarrow$ $\log\left(\frac{[A^-]}{[AH]}\right) < 0$

$\Rightarrow \frac{[A^-]}{[AH]} < 1 \Rightarrow [AH] > [A^-]$

Prédominance de la forme acide AH.

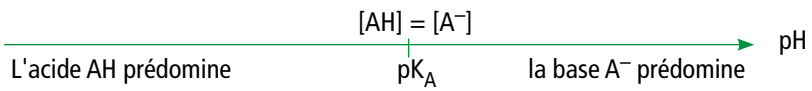
Troisième domaine

**pH > pKa** $\Rightarrow$ pH – pKa > 0 $\Rightarrow$ $\log\left(\frac{[A^-]}{[AH]}\right) > 0$

$\Rightarrow \frac{[A^-]}{[AH]} > 1 \Rightarrow [A^-] > [AH]$

Prédominance de la forme basique $A^-$.

Sur un axe horizontal gradué en pH, on peut repérer les trois domaines sur un **diagramme de prédominance** :




### ➜ Application dans les milieux biologiques

Les oxydations cellulaires produisent du dioxyde de carbone $CO_2$, qui est acheminé par le sang jusqu'aux poumons.

Ce transport s'effectue essentiellement sous forme d'$HCO_3^-$ obtenu selon la réaction $CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HCO_3^-$.

En effet, le couple ($CO_2$,$H_2O$/ $HCO_3^-$) a un $pK_A = 6{,}1$ à 37 °C à cette température.

Or le pH du sang est de 7,4 et donc $pH > pK_A$.

L'ion hydrogénocarbonate $HCO_3^-$ est donc la forme prédominante de ce couple dans le sang.

## b) Diagramme de prédominance des indicateurs colorés

Un indicateur coloré est un couple acide/base conjugué (noté : **InH / In⁻**), dont la forme acide et la forme basique ont des couleurs différentes en solution (voir activité 2 : Les changements de couleur du BBT).



© Cned - Académie en ligne

**On admet** que la solution a la **couleur de la forme acide InH** si : **[InH] > 10 [In$^-$]**.

Soit $K_A$ la constante d'acidité associée à ce couple. La solution aura la **couleur de la forme acide** si :

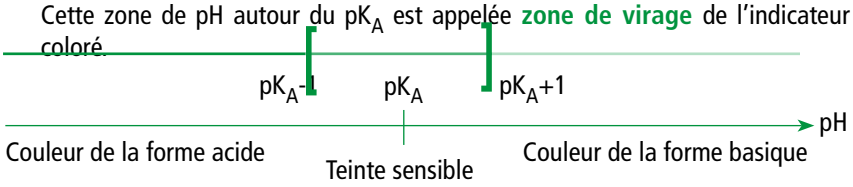
[InH] > 10[In$^-$] => [In$^-$] /[InH] <$10^{-1}$ => log([In$^-$] /[InH]) = pH – p$K_A$ < - 1 => **pH < p$K_A$ – 1**

De la même façon, la solution dans laquelle se trouve l'indicateur a la **couleur de la forme basique** si :

[In$^-$] > 10[HIn] => [In$^-$] /[InH] >10 => log([In$^-$] /[InH]) = pH – p$K_A$ > 1 => **pH > p$K_A$ + 1**

La solution prendra une couleur appelée **teinte sensible** (mélange des couleurs dues à la forme acide et à la forme basique) si [InH] et [In$^-$] sont du même ordre de grandeur, donc d'après ce qui précède si : **p$K_A$-1 < pH < p$K_A$+1**

Cette zone de pH autour du p$K_A$ est appelée **zone de virage** de l'indicateur coloré.

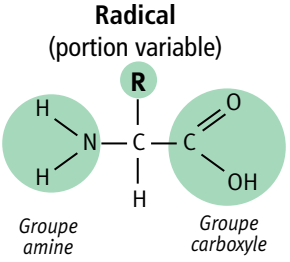



## 5. Domaines de prédominance des acides α-aminés

### a) Définition

Les premiers acides aminés furent découverts au début du XIX$^e$ siècle. En 1806, les chimistes Pierre-Jean Robiquet et Louis-Nicolas Vauquelin isolèrent une substance dans l'asperge qui s'avéra être de l'asparagine, le tout premier acide aminé découvert. En 1810, la cystine fut découverte, puis, en 1884, la glycine et la leucine.

Toutes les protéines (sauf rares exceptions) sont construites à partir de 20 acides aminés différents. Il existe huit acides aminés essentiels.




Les **acides aminés** sont une classe de composés chimiques possédant **deux groupes fonctionnels** : à la fois un groupe carboxyle **–COOH** et un groupe amine **–$NH_2$**.
Parmi ceux-ci, les acides α-aminés se définissent par le fait que leur groupe *amine* est lié à l'atome de carbone adjacent au groupe *acide carboxylique* (le carbone α), ce qui leur confère la structure générique **$H_2$N–CHR–COOH**, où R représente la *chaîne latérale*, qui identifie l'acide α-aminé.

Les acides aminés naturels sont généralement désignés par leurs noms courants employés en biochimie (voir tableau).



© Cned - Académie en ligne

***Exemples*** D'après la nature de la chaîne latérale :

si R = H : acide 2-aminoéthanoïque ou glycine (Gly)

si R = $CH_3$ : acide 2-aminopropanoïque ou alanine (Ala)

Les acides $\alpha$-aminés jouent un rôle fondamental en biochimie comme constituants élémentaires des protéines.

## b) Propriétés acido-basiques

Les acides aminés ont des propriétés acido-basiques particulières car ils possèdent à la fois un groupe acide (-COOH) et un groupe basique ($-NH_2$).

Le groupe -COOH est donneur de proton et peut former l'anion $NH_2–CHR–COO^-$.

Le groupe $-NH_2$ est capteur de proton et peut former le cation $^+NH_3–CHR–COOH$.

La proximité de ces groupes facilite le transfert intramoléculaire du proton $H^+$ du groupe -COOH vers groupe $-NH_2$.

Il s'établit l'équilibre chimique suivant :

$$H_2N–CH_2R–COOH \rightleftharpoons {}^+H_3N–CH_2R–COO^-$$

La forme majoritaire est l'ion dipolaire $^+NH_3–CHR–COO^-$, globalement neutre, qui est appelé « zwitterion » ou amphion (c'est un ampholyte car il peut capter ou donner un proton $H^+$ ). La molécule $H_2N–CHR–COOH$ n'existe pratiquement pas à l'état pur.

Le comportement de la glycine $H_2N\text{-}CH_2\text{-}CO_2H$ est caractéristique de celui des acides $\alpha$-aminés simples.

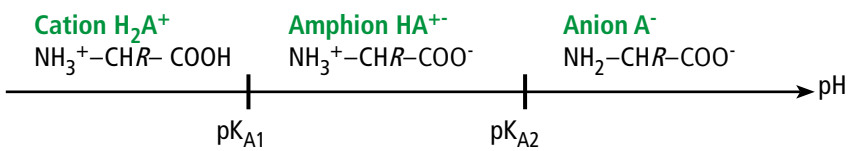
$$\overset{+}{H_3}N-CH_2-CO_2H \underset{+H^+}{\overset{-H^+}{\rightleftharpoons}} H_2N-CH_2-CO_2H \rightleftharpoons H_3\overset{+}{N}-CH_2-\overset{-}{C}O_2 \underset{+H^+}{\overset{-H^+}{\rightleftharpoons}} NH_2CH_2\overset{-}{C}O_2$$

acide conjugé — glycine — ion dipolaire — base conjugée

**Les acides aminés** sont caractérisés par **deux couples acido-basiques** dont les $pK_A$ sont respectivement de l'ordre de 2 et de 9 (voir tableau) :

| | | | |
|---|---|---|---|
| **Couple $H_2A^+ / HA^{+-}$** | $^+NH_3–CHR–COOH = {}^+NH_3–CHR–COO^- + H^+$ | $K_{A1} \approx 10^{-2}$ | $pK_{A1} \approx 2$ |
| **Couple $HA^{+-} / A^-$** | $^+NH_3–CHR–COO^- = NH_2–CHR–COO^- + H^+$ | $K_{A2} \approx 10^{-9}$ | $pK_{A2} \approx 9$ |

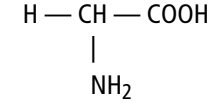
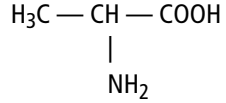
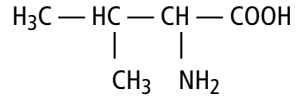
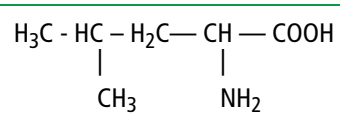
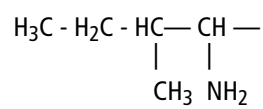
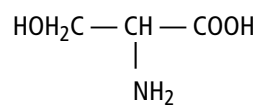
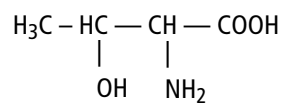
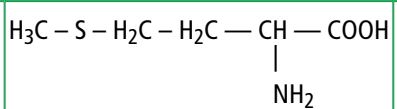
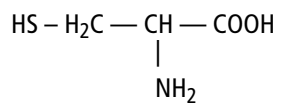
**Ces trois formes de l'acide aminé coexistent dans toute solution aqueuse, mais dans des proportions différentes selon le pH de la solution.** On peut tracer le diagramme de prédominance suivant :




Voici un tableau (page suivante) de quelques acides aminés naturels, *(symbole français avec trois lettres, mais symbole international avec une seule lettre)*:



© Cned - Académie en ligne

| Nom | Formule | Symboles | | $pK_{A1}$ -COOH | $pK_{A2}$ $-NH_3+$ | $pH_i$ |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Glycine ou glycocolle |  | Gly | G | 2,4 | 9,8 | 6,06 |
| Alanine |  | Ala | A | 2,4 | 9,9 | 6,1 |
| Valine |  | Val | V | 2,3 | 9,7 | 6,0 |
| Leucine |  | Leu | L | 2,3 | 9,7 | 6,03 |
| Isoleucine |  | Ile | I | 2,3 | 9,7 | 6,04 |
| Sérine |  | Ser | S | 2,2 | 9,4 | 5,7 |
| Thréonine |  | Thr | T | 2,1 | 9,1 | 5,6 |
| Méthionine |  | Met | M | 2,2 | 9,3 | 5,7 |
| Cystéine |  | CyS | C | 1,9 | 10,3 | 5,1 |

## Complément

Le comportement au cours d'une électrolyse d'une solution d'acides aminés dépend du pH, puisque l'acide peut être plus chargé sur un site que sur l'autre. Il se déplace dans ce cas vers l'électrode de signe contraire. Il arrive donc que, pour une valeur donnée du pH, les charges s'équilibrent et que l'acide aminé soit équitablement attiré par les deux électrodes et ne se déplace plus. **Ce pH est appelé point isoélectrique.** Cette valeur dépend de la nature de R et cela a permis la mise au point d'une méthode d'analyse dite **électrophorèse**.



© Cned - Académie en ligne

En pratique : quelques gouttes d'acides aminés sont placées sur une feuille de papier imprégnée d'un électrolyte à un pH donné. Selon que son point isoélectrique est en deçà, atteint ou au-delà du pH de l'électrolyte, l'acide migre dans un sens, reste immobile, ou migre dans l'autre sens quand le courant passe entre les électrodes.

### ➜ Détermination du point isoélectronique $pH_i$

Par définition de ce point, le cation et l'anion se compensent donc :
$[NH_3^+–CHR–COOH] = [NH_2–CHR–COO^-]$ (1)

D'après l'expression des Ka :

$$[NH_3^+ - CHR - COOH] = \frac{[NH_3^+ - CHR - COO^-] \cdot [H_3O^+]}{K_{A1}} \text{ et}$$

$$[NH_2 - CHR - COO^-] = \frac{[NH_3^+ - CHR - COO^-] \cdot K_{A2}}{[H_3O^+]}$$

L'égalité (1) conduit à : $\frac{[NH_3^+ - CHR - COO^-] \cdot [H_3O^+]}{K_{A1}} = \frac{[NH_3^+ - CHR - COO^-] \cdot K_{A2}}{[H_3O^+]}$

soit $[H_3O^+]^2 = K_{A1} \cdot K_{A2}$

soit, en prenant l'opposé du logarithme décimal de l'expression précédente :

$- \log([H_3O^+]^2) = -\log (K_{A1} \cdot K_{A2})$

$- 2 \log[H_3O^+] = -\log K_{A1} - \log K_{A2}$

$\boxed{pH_i = 1/2 \, (pK_{A\,1} + pK_{A2})}$

## 6. Détermination expérimentale du $K_A$ d'un couple par deux méthodes

Le vert de bromocrésol est un indicateur coloré acido-basique. C'est un couple acide/base dont l'acide HInd et la base $Ind^–$ possèdent deux couleurs différentes : la forme acide est jaune tandis que la forme basique est bleue.

Le but de ces activités est de déterminer la valeur de la constante d'acidité du vert de bromocrésol par deux méthodes différentes.

### Activité 9 Détermination expérimentale du $K_A$ par pH-métrie



On dispose d'une solution commerciale S de vert de bromocrésol à 0,02 % en solution aqueuse. La concentration molaire en soluté apporté de cette solution est $c = 2{,}9 \times 10^{-4}$ mol.L$^{-1}$.

Après avoir étalonné un pH-mètre, on mesure le pH d'un volume V = 100,0 mL de la solution S, on trouve un pH égal à 4,2.

1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide HInd avec l'eau.
2. Calculer la valeur de l'avancement final $x_f$ de la réaction entre l'acide HInd et l'eau (on pourra s'aider d'un tableau descriptif de l'évolution du système chimique).



© Cned - Académie en ligne

3. Calculer la valeur de l'avancement maximal $x_{max}$ de la réaction. La transformation de l'acide HInd avec l'eau est-elle totale ? L'acide HInd est-il faible ou fort ?

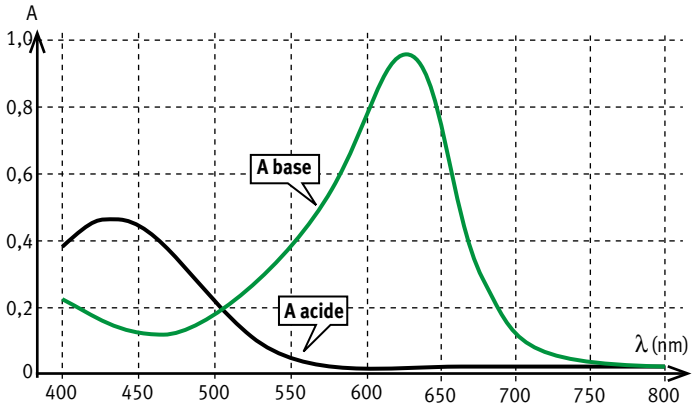
4. Établir l'expression de la constante d'acidité $K_A$ de l'indicateur en fonction du pH de la solution et de la concentration molaire en soluté apporté c de la solution S.

5. Calculer la valeur de $K_A$. Vérifier que la valeur du $pK_A$ du vert de bromocrésol est de 4,8.

## Activité 10 Détermination expérimentale du $K_A$ par spectrophotométrie



À l'aide d'un spectrophotomètre, on relève l'absorbance des formes acide et basique du vert de bromocrésol. On obtient les courbes suivantes :




1. À quelle longueur d'onde λ faut-il régler le spectrophotomètre afin que l'absorbance de la forme acide soit quasiment nulle et que celle de la forme basique du vert de bromocrésol soit maximale ?

On utilise 16 solutions de volumes identiques mais de pH différents dans lesquelles on ajoute le même volume de la solution commerciale S de vert de bromocrésol. Après avoir réglé le spectrophotomètre, on mesure l'absorbance de ces seize solutions (résultats rassemblés dans le tableau ci-dessous).

| **Solution n°** | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| pH | 1,5 | 2,4 | 2,9 | 3,1 | 3,3 | 3,8 | 4,3 | 4,6 |
| Absorbance | 0 | 0 | 0,013 | 0,032 | 0,036 | 0,094 | 0,206 | 0,382 |
| Teinte de la solution | jaune | jaune | jaune | jaune | jaune | verte | verte | verte |
| **Solution n°** | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 |
| pH | 5,0 | 5,3 | 6,2 | 6,7 | 7,0 | 8,4 | 9,2 | 10,0 |
| Absorbance | 0,546 | 0,746 | 0,790 | 0,886 | 0,962 | 0,970 | 0,970 | 0,970 |
| Teinte de la solution | verte | verte | bleue | bleue | bleue | bleue | bleue | bleue |



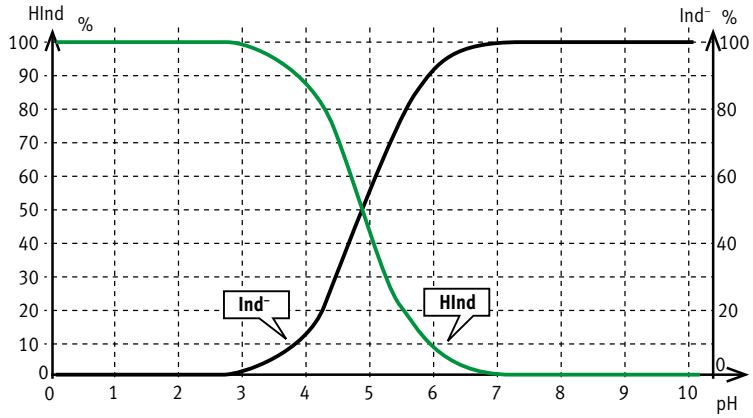
© Cned - Académie en ligne

À partir des mesures du tableau précédent, il est possible de calculer les pourcentages de forme acide et de forme basique présentes dans chacune des 16 solutions et ainsi de construire le diagramme de distribution (en pourcentage) des espèces du couple HInd/Ind⁻ en fonction du pH.

En effet, d'après la loi de Beer-Lambert, $A = k.[\ Ind^-\ ]$ et $A_{max} = k.c$, d'où $k = \frac{A}{[\ Ind^-\ ]} = \frac{A_{max}}{c}$.

Or, par définition du pourcentage de la forme basique :

$$\%[Ind^-] = \frac{[Ind^-]}{[Ind^-]+[HInd]} \times 100 = \frac{[Ind^-]}{c} \times 100 = \frac{A}{A_{max}} \times 100$$




2. Vérifier par le calcul, pour la solution n° 10, l'exactitude du point sur la courbe.
   En quel point du diagramme de distribution des espèces a-t-on [HInd] = [Ind⁻] ?
   En déduire la valeur du pH dans ce cas.

3. Tracer le diagramme de prédominance du couple HInd/Ind⁻.

4. En utilisant la relation $pH = pK_A + \log \frac{[base]}{[acide]}$, déterminer la valeur du $pK_A$ du vert de bromocrésol. Comparer avec la valeur déterminée dans l'activité 9.

5. Évaluer, à l'aide du tableau, l'intervalle des valeurs de pH pour lesquelles le vert de bromocrésol prend sa teinte sensible. Comment appelle-t-on cet intervalle ?
   On considère que le vert de bromocrésol prend sa teinte acide lorsque $\frac{[HInd]}{[Ind^-]} > 10$ et qu'il prend sa teinte basique lorsque $\frac{[Ind^-]}{[HInd]} > 10$.

6. En utilisant la relation $pH = pK_A + \log \frac{[base]}{[acide]}$, déterminer par le calcul l'intervalle de pH pour lequel [HInd] et [Ind⁻] sont considérées voisines. Comparer cet intervalle à celui évalué précédemment.



© Cned - Académie en ligne

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

D'après la théorie de Brønsted, un acide est une espèce chimique capable de céder un proton $H^+$, et une base est une espèce chimique capable de capter un proton $H^+$.

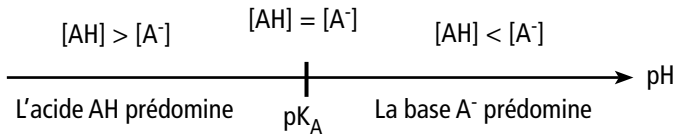
Tous les acides et les bases possèdent une forme conjuguée par l'échange d'un proton $H^+$ suivant la demi-équation protonique $\boxed{\text{acide} = \text{base} + H^+}$ qui peut s'écrire sous la forme $HA = A^- + H^+$ (ou $BH^+ = B + H^+$).

On distingue les espèces (acide ou base) fortes et les espèces faibles :

- acide (ou base) forte si la réaction de dissociation dans l'eau est totale,
- acide (ou base) faible si cette réaction n'est pas totale mais limitée et aboutit donc à un équilibre.

Chaque couple acido-basique est caractérisé par une constante d'acidité $\boxed{K_A = \dfrac{[base] \,.\, [H_3O^+]}{[acide]}}$, ne dépendant que de la température. On définit aussi le $pK_A$ tel que $\boxed{pK_A = -\log K_A}$, ce qui équivaut à $\boxed{K_A = 10^{-pKA}}$

La forme acide ou basique prédomine dans une solution aqueuse selon la valeur du pH de la solution et la valeur du $pK_A$ du couple, suivant le diagramme de prédominance suivant :




Les indicateurs colorés acido-basiques constituent des couples acide/base.

De nombreux couples acido-basiques sont présents dans les milieux biologiques, et notamment les acides aminés, dont une des formes est un ampholyte.



© Cned - Académie en ligne

## 2. Exercices d'apprentissage

### Exercice 10 Identifier la base

La potasse, solide ionique, est le nom usuel de l'hydroxyde de potassium.

1. Quels sont les ions qui le constituent ?
2. Quelle est sa formule ?
3. Écrire l'équation de la réaction de dissolution dans l'eau de l'hydroxyde de potassium.
4. Parmi les ions dissous, lequel est une base au sens de Brønsted ?
5. À quel couple acide/base appartient-il?

### Exercice 11 Antiseptique oculaire

La solution aqueuse d'acide borique $HBO_2$ est utilisée, comme antiseptique oculaire léger.

1. Quelle est la formule de sa base conjuguée appelée ion borate ?
2. Écrire la demi-équation acido-basique du couple acide borique/ion borate.

### Exercice 12 Un triacide

L'acide phosphorique a pour formule $H_3PO_4$. C'est un antioxydant de code E 338. Il est présent dans les boissons au cola.

1. Par perte d'un premier proton $H^+$, l'acide phosphorique se transforme en ion dihydrogénophosphate.
   a) Quelle est la formule de cet ion ?
   b) Écrire la demi-équation acido-basique du couple acide phosphorique/ion dihydrogénophosphate.
2. À son tour, l'ion dihydrogénophosphate peut perdre un proton $H^+$ et se transformer en ion hydrogénophosphate.
   a) Quelle est la formule de cet ion ?
   b) Écrire la demi-équation acido-basique du deuxième couple ainsi formé.
3. Enfin, l'ion hydrogénophosphate peut perdre un proton et se transformer en ion phosphate.
   a) Quelle est la formule de cet ion ?
   b) Écrire la demi-équation acido-basique du troisième couple ainsi formé.
4. Justifier le mot « triacide » dans le titre de l'exercice.
5. Parmi toutes les espèces obtenues successivement dans les précédentes questions, y a-t-il des espèces ampholytes ? Justifier.

### Exercice 13 Rapport de concentrations

Une solution contenant divers couples acido-basiques, dont le couple $NH_4^+/NH_3$ de $K_A = 6{,}3.10^{-10}$, a un pH égal à 10,5.



© Cned - Académie en ligne

1. Quelle est l'espèce prédominante du couple $NH_4^+/NH_3$ dans cette solution ?
2. Déterminer la valeur du rapport $[NH_3]/[NH_4^+]$.

## Exercice 14 Solution d'éthanoate de sodium

L'éthanoate de sodium $CH_3COONa$ est un produit dérivé de l'acide éthanoïque $CH_3COOH$.

L'éthanoate de sodium est solide et se dissout dans l'eau en donnant une solution constituée d'ions sodium et d'anions éthanoate.

1. Écrire l'équation bilan de la réaction de dissolution dans l'eau (dissociation dans l'eau).
2. Le pH de la solution obtenue est égal à 9. Que peut-on déduire concernant la solution : est-elle acide ? neutre ? basique ? Justifier votre réponse.
3. On ajoute à cette solution de l'acide chlorhydrique concentré (constitué d'ions $H_3O^+$ et d'ions $Cl^-$). Comment évolue le pH du milieu réactionnel ? Écrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu.

## Exercice 15 Eau de piscine

Une piscine de longueur L = 25 m, de largeur l = 6 m est remplie d'eau sur une hauteur h = 2,5 m. On mesure le pH de l'eau pH = 5,5. On y verse 250 mL d'acide chlorhydrique de concentration 12 $mol.L^{-1}$. Calculer le pH final en considérant que les ions oxonium apportés par l'acide s'ajoutent à ceux apportés par l'eau.

## Exercice 16 Dilution

1. Rappeler la définition du pH d'une solution aqueuse.
2. La concentration en ions $H_3O^+$ d'une solution A est $[H_3O^+] = 2{,}0 \times 10^{-3}$ $mol.L^{-1}$. Calculer son pH.
3. Une solution aqueuse B a un pH égal à 3,5. Calculer la concentration en ions $H_3O^+$ de la solution B.
4. Calculer le nombre de moles d'ions $H_3O^+$ contenues dans un volume V = 20mL de cette solution B.
5. On prépare une solution C en mélangeant un volume V = 20mL de la solution B avec un volume V'= 80mL d'eau pure. Calculer la concentration du mélange en négligeant les ions $H_3O^+$ provenant de la dissociation de l'eau. En déduire le pH de la solution C.

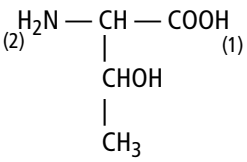
## Exercice 17 Acide aminé

On veut séparer par électrophorèse un mélange aqueux tamponné à 6,5 de thréonine, d'acide glutamique et de lysine. On notera $TH_2^+$ la forme acide de la thréonine, $GH_3^+$ la forme acide de l'acide gluconique et $LH_3^{2+}$ la forme acide de la lysine. On donne ci-dessous les formules de ces acides aminés tels qu'indiqués sur les flacons :



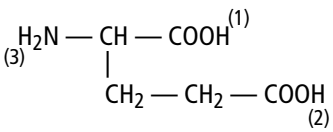
© Cned - Académie en ligne

Thréonine



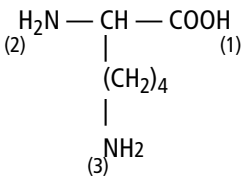
$pK_{A1} = 2,6$ ; $pK_{A2} = 10,4$

Acide gluconique



$pK_{A1} = 2,2$ ; $pK_{A2} = 4,2$ ; $pK_{A3} = 9$

Lysine



$pK_{A1} = 2,2$ ; $pK_{A2} = 8,9$ ; $pK_{A3} = 10$

1. Indiquer, pour chaque acide aminé, le domaine de prédominance en fonction du pH.
2. Les formules données sur le flacon correspondent-elles à un état réel des acides aminés ? Corriger ces formules.
3. En déduire la séparation attendue de ces acides aminés par électrophorèse à pH = 6,5.

## Exercice 18 Le glycocolle

Le glycocolle est un acide aminé dont la formule en milieu très acide est $HOOC\text{-}CH_2\text{-}NH_3^+$ , le $pK_A$ de la fonction acide carboxylique est 2,3 et celui de la fonction amine vaut 9,6 .

1. Représenter, sur un axe de pH, les zones de prédominance des différentes formes du glycocolle.
2. Quel est le pH du point isoélectrique de cet acide aminé ?



© Cned - Académie en ligne

# 4 Les réactions acido-basiques

## A Objectifs d'apprentissage

- Savoir calculer le pH d'une solution aqueuse d'acide fort ou de base forte.
- Connaître les règles de sécurité lors de la manipulation d'acides forts et/ou de bases fortes.
- Savoir que le mélange d'un acide fort et d'une base forte est une réaction exothermique.
- Savoir que certaines solutions aqueuses, nommées solutions tampons, présentent des propriétés particulières de stabilité du pH.
- Savoir que la plupart des milieux biologiques comme le sang sont des solutions tampons.

## B Pour débuter le chapitre

### Activité 11 Mesures de pH de solutions acides



On mesure le pH de solutions d'acide chlorhydrique de concentration $C_{ai}$ et de solutions d'acide éthanoïque de concentration $C'_{ai}$.

Les résultats des mesures de pH sont consignés dans le tableau ci-dessous.

| | Solutions d'acide chlorhydrique | | | Solutions d'acide éthanoïque | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Concentration $C_{ai}$ en soluté | $C_{a1} = 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ | $C_{a2} = 10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ | $C_{a3} = 10^{-4}$ mol.L$^{-1}$ | $C'_{a1'} = 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ | $C'_{a2} = 10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ | $C'_{a3} = 10^{-4}$ mol.L$^{-1}$ |
| -log $C_{ai}$ | | | | | | |
| pH $_{mesuré}$ | 2,0 | 3,0 | 4,0 | 3,4 | 3,9 | 4,6 |
| $[H_3O^+]$ (en mol.L$^{-1}$) | | | | | | |

1. Calculer les valeurs de -log $C_{ai}$.
2. Déduire la valeur de $[H_3O^+]$ de la mesure du pH.
3. Comparer la concentration $C_a$ en soluté et la concentration en ions $H_3O^+$, dans chaque cas. En déduire le caractère fort ou faible de chacun des acides.
4. Donner l'expression du pH d'une solution d'acide fort en fonction de sa concentration $C_a$.



© Cned - Académie en ligne

## Activité 12 Mesures de pH de solutions basiques de soude



### ➜ Préparation de solutions de différentes concentrations

- Rincer une burette graduée et la remplir d'une solution de soude ($Na^+ + OH^-$) de concentration molaire $C_{b0} = 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$.
- Mesurer un volume $V_0 = 50{,}0$ mL d'eau distillée, à l'aide d'une fiole jaugée, et le verser dans un bécher.
- Placer un barreau aimanté dans le bécher et mettre en marche l'agitateur magnétique.

### ➜ Mesures du pH des solutions

Mesurer le pH de la solution après chaque ajout d'un volume V de solution de soude dans le bécher contenant l'eau distillée. Les résultats obtenus sont rassemblés dans le tableau suivant :

| V (mL) | 1,0 | 1,6 | 2,6 | 4,3 | 7,2 | 12,4 | 23,0 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| pH mesuré | 10,6 | 10,8 | 11 | 11,2 | 11,4 | 11,6 | 11,8 |
| $C_b$ (mol.L$^{-1}$) | | | | | | | |
| -log $C_b$ | | | | | | | |

### ➜ Exploitation des résultats

1. Déterminer, en fonction de $C_{b0}$, de $V_0$ et de V, l'expression de la concentration $C_b$ de la solution dans le bécher après un ajout de solution de soude de concentration $C_{b0}$ et de volume V.
2. Compléter les lignes 3 et 4 du tableau ci-dessus.
3. Construire la courbe pH = f(-log $C_b$) et déterminer l'équation de cette courbe.
4. Donner l'expression du pH d'une solution basique de soude en fonction de sa concentration $C_b$.
5. Sachant qu'à 25 °C, le pKe vaut 14, proposer une relation entre pH, $C_b$ et pKe.

# C Pour apprendre

## 1. pH d'un acide fort ou d'une base forte

***Définitions***

On peut généraliser les résultats obtenus dans les activités précédentes pour tous les monoacides forts et monobases fortes.

Un monoacide est une espèce chimique acide qui ne délivre qu'un seul proton lors de sa dissolution dans l'eau (HCl est un monoacide ; par contre, $H_3PO_4$ est un polyacide).

Une monobase est une espèce chimique basique qui ne délivre qu'un seul ion hydroxyde lors de sa dissolution dans l'eau (NaOH est une monobase ; par contre, $Ca(OH)_2$ est une polybase).



© Cned - Académie en ligne

**Le pH d'une solution d'acide fort, de concentration $C_a$ en l'espèce acide « apportée » à la solution, est donné par la relation :** $\boxed{pH = -\log C_a}$

Cette relation n'est vraie que si le monoacide est fort et $10^{-6}$ mol.L$^{-1}$ < $C_a$ < $10^{-1}$ mol.L$^{-1}$.

**Le pH d'une solution de base forte, de concentration $C_b$ en l'espèce basique « apportée » à la solution, est donné par la relation :**

$$\boxed{pH = 14 + \log C_b}$$

Cette relation n'est vraie que si la monobase est forte et si $10^{-6}$ mol.L$^{-1}$ < $C_b$ < $10^{-1}$ mol.L$^{-1}$.

## 2. Mélange d'un acide fort et d'une base forte dans l'eau

Par définition, un acide fort (ou une base forte) réagit totalement avec l'eau, et donc est totalement dissocié dans l'eau.

Un acide fort HA est donc présent en solution aqueuse sous forme $H_3O^+ + A^-$, et une base forte $B^-$ est donc présente en solution aqueuse sous forme $HO^-$.

**L'équation de la réaction d'un acide fort avec une base forte s'écrit donc :**

$$\boxed{H_3O^+(aq) + HO^-(aq) \rightarrow 2H_2O(l)}$$

Cette équation est l'équation inverse de la réaction d'autoprotolyse de l'eau. Cette réaction d'autoprotolyse de l'eau est très limitée (très peu avancée) dans le sens direct.

**La réaction entre l'acide fort d'un couple avec la base forte d'un autre couple est donc très avancée dans le sens direct : on peut la considérer comme *totale* (d'où son écriture avec une simple flèche).**

## 3. Aspect thermique de cette réaction et sécurité

### Activité 13 Effet thermique



Soit deux solutions aqueuses de HCl et NaOH (C = 1,00 mol.L$^{-1}$). Prélevons à l'aide d'une éprouvette graduée 100 mL de chacune d'elles.

Mesurons la température de chacune de ces solutions avant de les mélanger.

La température avant mélange est : $\theta_1 = 18{,}8$ °C.

Effectuons le mélange en repérant sa température : celle-ci s'élève rapidement jusqu'à $\theta_2 = 25{,}3$ °C.



© Cned - Académie en ligne

*Ancien pictogramme* *Nouveau pictogramme*





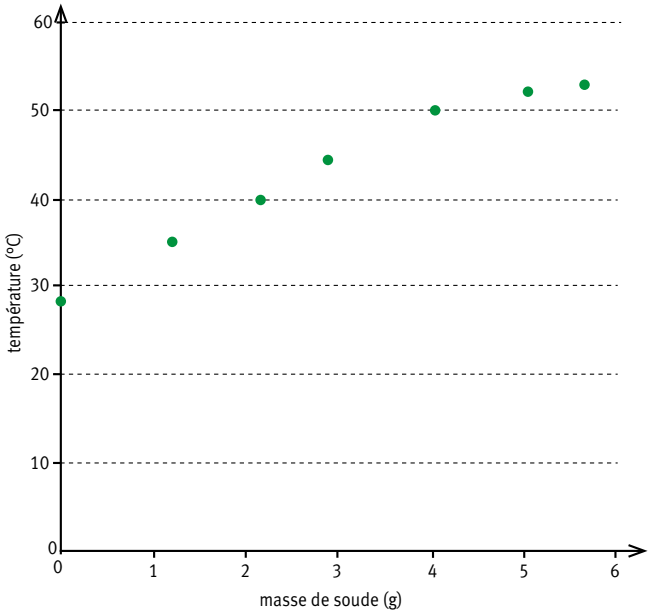

1. Quelles précautions doit-on prendre lors de la manipulation de ces solutions ?
2. Comment qualifie-t-on une réaction qui libère de la chaleur ?
3. En travaillant rapidement, on admet que les pertes vers l'extérieur sont négligeables ; on ferait bien sûr des mesures plus précises en utilisant un bécher calorifugé ou un calorimètre. La quantité de chaleur libérée par cette réaction dans le mélange est : $Q = m\ C_0(\theta_2 - \theta_1)$. Calculer sa valeur, en prenant $C_0 = 4180\ J.kg^{-1}.°C^{-1}$ pour la valeur de la capacité calorifique massique de l'eau.
4. Calculer les quantités de matière mise en jeu en $H_30^+$ et $HO^-$.
5. En déduire la chaleur de réaction en $kJ.mol^{-1}$. Comparer avec la valeur fournie dans des tables : - 57 $kJ.mol^{-1}$.

## Activité 14 Influence des quantités de matière



Dans un calorimètre (empêchant les échanges thermiques), on introduit 100 mL d'eau et 10 mL d'acide chlorhydrique concentré. On ajoute des masses croissantes d'hydroxyde de sodium solide et on relève la température stabilisée après chaque ajout. Les résultats permettent de tracer le graphique suivant :

*Température en fonction de la masse de soude ajoutée*






© Cned - Académie en ligne

1. Distinguer les deux parties sur le graphe : en déduire une relation simple entre masse de soude ajoutée et température pour chaque partie.
2. Relier ces deux parties à l'avancement de la réaction.
3. Rappeler la relation entre masse et quantité de matière.
4. Déduire de la première partie la relation entre quantité de matière en soude et élévation de la température, et donc énergie thermique dégagée.

D'après les résultats des activités 13 et 14, on peut affirmer que :

La réaction entre un acide fort avec une base forte libère de l'énergie thermique et s'accompagne donc d'une élévation de température : c'est une **réaction exothermique.**
**La température du milieu réactionnel augmente d'autant plus que la quantité de matière du réactif limitant est grande.**

L'énergie libérée pour une mole de réactif limitant est de l'ordre de 57 kJ.

Il est donc nécessaire de prendre des précautions de sécurité lorsqu'on manipule des solutions d'acide fort ou de base forte, et d'autant plus lorsqu'ils sont concentrés : en plus des éléments de protection, il faut veiller à verser l'acide ou la base dans l'eau, et non l'inverse, pour éviter les projections d'acide ou de base.

## 4. Contrôle du pH et solution tampon

***Définition*** Une solution tampon est une solution qui maintient approximativement le même pH malgré l'addition de petites quantités d'un acide ou d'une base, ou malgré une dilution modérée.

### Activité 15 Expérience préliminaire



Soit deux solutions dont on mesure le pH initial.

- Une solution S1 constituée de 10 mL d'acide éthanoïque à 0,05 mol.L$^{-1}$ et de 10 mL d'ions éthanoate à 0,05 mol.L$^{-1}$. Le pH mesuré de ce mélange vaut $pH_{1ini} = 4,8$.
- Un volume de 20 mL d'une solution S2 de chlorure de sodium. Le pH mesuré de cette solution vaut $pH_{2ini} = 6,8$.
  - 1re expérience : on mesure le pH après avoir ajouté 5 mL d'acide chlorhydrique dilué.
    On mesure $pH_1 = 4,7$ pour la solution 1et $pH_2 = 2$ pour la solution 2.
  - 2e expérience : on mesure le pH après avoir ajouté 5 mL d'eau déminéralisée.
    On mesure $pH_1 = 4,8$ pour la solution 1et $pH_2 = 6,8$ pour la solution 2.

1. Pour chaque solution, répondre aux deux questions suivantes :
   a) L'ajout d'acide a-t-il une influence sur le pH de la solution ?
   b) L'ajout d'eau, donc la dilution modérée des solutions, a-t-il une influence sur le pH de la solution ?



© Cned - Académie en ligne

❷ En déduire si l'une des solutions peut être qualifiée de solution tampon.

Les solutions tampons sont utilisées lorsqu'une réaction doit se faire à un pH sensiblement constant.

***Exemples***

▶ Les systèmes biologiques règlent leur pH par des solutions tampons.

| **Milieu** | Estomac | Salive | Sang | Intracellulaire |
|---|---|---|---|---|
| **pH** | 1,5 | 6,5 | 7,35 à 7,45 | 6,9 à 7,1 |




▶ On utilise aussi les solutions tampons pour l'étalonnage des pH-mètres (solutions nommées « *buffer* » en anglais), comme on l'a vu dans le chapitre 2. x

Préparer une solution tampon :

D'après la relation entre le pH et le pKa d'un couple (ou relation d'Henderson : voir chapitre 3) $pH = pK_A + \log\left(\frac{[base]}{[acide]}\right)$, on constante que si [acide] = [base], alors le pH prend la valeur constante du $pK_A$ du couple.

On peut donc préparer une solution tampon en réalisant un mélange en proportions voisines entre un acide faible et sa base conjuguée. La solution sera alors « tamponnée » à un pH proche du pKa du couple.

Par exemple, une solution tampon composée d'acide éthanoïque et d'éthanoate de sodium en quantités équimolaires a un pH = pKa ($CH_3COOH$ / $CH_3COO^-$) = 4,8 (voir activité 9).

Ces solutions peuvent se préparer :

- ▶ soit par mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée ;
- ▶ soit à partir de l'acide faible dans lequel on ajoute une base forte pour former la forme basique conjuguée de l'acide faible, en mesurant le pH du mélange et en s'arrêtant à la valeur du $pK_A$ ;
- ▶ soit à partir de la base faible dans laquelle on ajoute un acide fort pour former la forme acide conjuguée de la base, en mesurant le pH du mélange et en s'arrêtant à la valeur du $pK_A$.

**Remarque**

Les concentrations en acide faible et base faible doivent être au moins supérieures à 1 $mmol.L^{-1}$ pour que la solution tampon soit efficace.



© Cned - Académie en ligne

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

Le pH d'une solution d'**acide fort**, de concentration $C_a$, est $pH = - \log C_a$.

Le pH d'une solution de **base forte**, de concentration $C_b$, est $pH = 14 + \log C_b$.

La réaction d'un acide fort avec une base forte est **totale** et **exothermique** et s'écrit : $H_3O^+(aq) + HO^-(aq) \rightarrow 2H_2O(l)$

Du fait de l'énergie dégagée lors de la réaction d'un acide fort avec une base forte, des précautions s'imposent : port obligatoire d'une blouse, de gants et de lunettes.

Les **solutions tampons** présentent des propriétés particulières de stabilité du pH : le **pH varie peu** suite à l'addition d'une petite quantité d'acide, de base ou par dilution.

De nombreux **milieux biologiques** sont des solutions tampons, qui permettent de réguler le pH sanguin lors d'un effort musculaire, ou le pH de l'estomac ou de l'intestin lors d'un repas… Le contrôle de ce pH est donc fondamental.

Une solution tampon est constituée d'un mélange en proportions voisines d'un acide faible et de sa base conjuguée.

Ce sont des couples acido-basiques (tels que le couple $CO_2,H_2O$ / $HCO_3^-$ ou $H_2PO_4^-$ / $HPO_4^{2-}$) qui sont responsables de cette régulation vitale.

## 2. Exercices d'apprentissage

### Exercice 19 Identifier un acide fort ou une base forte

Les solutions suivantes, dont on donne la concentration en soluté, contiennent-elles un acide fort ou une base forte ?

| Solution | A | B | C | D | E |
|---|---|---|---|---|---|
| pH | 3,0 | 10,5 | 3,7 | 2,8 | 11,0 |
| C (mol.L$^{-1}$) | 1,0.10$^{-3}$ | 3,0.10$^{-3}$ | 2,0.10$^{-4}$ | 1,8.10$^{-3}$ | 2,2.10$^{-1}$ |
| Acide ou base ? | | | | | |
| Fort(e)? | | | | | |

### Exercice 20 Vrai ou faux ?

L'acide nitrique $HNO_3$ est un acide fort. On dispose d'une solution A d'acide nitrique de concentration $c_A$= 0,05 mol L$^{-1}$.

Répondre par vrai ou faux aux questions suivantes, en justifiant.

1. Le pH de cette solution est 2,7.



© Cned - Académie en ligne

2. En mélangeant 20 mL de A à de l'eau distillée pour obtenir un volume final de 100 mL, on obtient une solution de concentration 0,01 mol.$L^{-1}$.

3. En mélangeant 10 ml de A à 25 mL d'une solution d'éthanoate de sodium de concentration 0,02 mol.$L^{-1}$, on obtient une solution de pH = 7.

4. L'ion nitrate est en solution une base plus forte que l'ion chlorure.

## Exercice 21 — Retrouver les solutions

Soit cinq solutions de même volume, de même concentration 0,01 mol.$L^{-1}$, mais de nature différente. On mesure leur pH.

| Solutions | A | B | C | D | E |
|---|---|---|---|---|---|
| pH mesuré | 7 | 5,6 | 10,6 | 3,1 | 12 |

Chaque solution est préparée par dissolution dans l'eau distillée de l'un des cinq corps suivants :

NaCl, soude NaOH (base forte), chlorure d'ammonium $NH_4Cl$, ammoniac $NH_3$, acide benzoique $C_6H_5COOH$.

***Données*** Ion ammonium/ammoniac $pK_{A2} = 9,2$

Acide benzoique/ion benzoate $pK_{A3} = 4,2$

1. À partir de ces informations et de vos connaissances, identifier méthodiquement les cinq solutions.

2. On mélange les deux solutions (donc des volumes égaux) de chlorure d'ammonium $NH_4Cl$ et d'ammoniac $NH_3$.

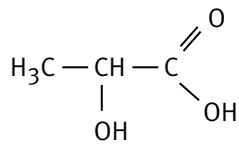
   a) Que peut-on dire de la solution obtenue ?

   b) Quel sera son pH ?

## Exercice 22 — Réactions chimiques dans le foie

Des solutions d'hydrogénocarbonate de sodium ou de lactate de sodium sont utilisées en injection par les médecins pour leurs propriétés alcalinisantes.

L'ion lactate est la base conjuguée de l'acide lactique (ou acide 2-hydroxypropanoïque) de formule :




Dans le foie, les ions lactate se décomposent en quelques heures en libérant des ions hydrogénocarbonate $HCO_3^-$.

1. Écrire l'équation de la réaction des ions hydrogénocarbonate $HCO_3^-$ avec les ions oxonium $H_3O^+$ contenus dans une solution acide (se référer aux couples indiqués dans les données). La transformation associée sera considérée comme totale.

2. Quelle est la conséquence d'une injection de lactate ou d'hydrogénocarbonate de sodium sur le pH des liquides physiologiques contenus dans le corps en cas d'excès d'acidité ?

3. En déduire ce que signifie « propriétés alcalinisantes ».

***Données*** Couples $AH/A^-$ ; $H_3O^+/H_2O$ ; $H_2O/HO^-$ ; $HCO_3^-/CO_3^{2-}$ ; $(CO_2, H_2O)/HCO_3^-$.



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 23 Distinguer un acide faible d'un acide fort

Soit deux solutions aqueuses $S_1$ et $S_2$, préparées à partir des espèces $HA_1$ et $HA_2$ et d'eau distillée, de telle manière que la concentration en soluté apporté soit $c_0 = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ pour chacune d'elles. On considère que la réaction de chaque espèce acide dans l'eau est instantanée.

1. Écrire l'équation qui représente la réaction d'une espèce acide quelconque HA avec l'eau.
   Indiquer les deux couples acide/base mis en jeu à cette occasion.
2. On néglige toute autre réaction. Quelle relation a-t-on, dans ces conditions, entre les quantités de matière de $A^-$ et $H_3O^+$ ?
3. On réalise la mesure du pH, à 25 °C, en utilisant un volume V = 200 mL de chacune des deux solutions $S_1$ et $S_2$. Des mesures précises de pH pour $S_1$ et $S_2$ permettent de calculer leurs concentrations effectives en ions oxonium : $[H_3O^+]_1 = 1{,}3 \times 10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ pour $S_1$ et $[H_3O^+]_2 = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ pour $S_2$.
   a) Calculer les quantités de matière en ions oxonium, $n(H_3O^+)_1$ et $n(H_3O^+)_2$ dans chaque solution.
   b) Calculer la quantité de matière d'acide $HA_1$ et $HA_2$ initialement présente dans les 200 mL de chaque solution avant toute réaction avec l'eau.
   c) Exprimer l'avancement maximal de la réaction et calculer sa valeur en fonction des données.

   Calculer l'avancement final $x_{f1}$ et $x_{f2}$ pour la réaction de chaque acide avec l'eau.
   d) Comparer l'avancement final et l'avancement maximal. En conclure quel est l'acide faible et quel est l'acide fort.

## Exercice 24 Étude de texte (source : Wikipedia) sur les applications des solutions tampons

L1 - Les solutions tampons sont présentes dans notre environnement et aident plusieurs organismes à survivre. Dans les lacs, par exemple, afin que la faune et la flore ne soient pas détruites à la moindre variation de pH, souvent causée par les pluies acides et la pollution, il doit y avoir une solution tampon. Pour l'eau, le principal tampon est l'ion bicarbonate, qui vient du calcaire. Les biochimistes ont d'ailleurs remarqué que plus il y avait de bicarbonate dissous, plus les lacs résistaient aux changements de pH (leur pouvoir tampon était plus grand).

L6 - Les solutions tampons sont utilisées dans des aliments consommés chaque jour. L'eau minérale, par exemple, afin de ne pas être dangereuse pour la santé, a besoin des solutions tampons pour le dosage des ions en solutions. Le lait, pour être pasteurisé, a besoin des solutions tampons. Une partie de ce processus est l'acidification, qui est le fait de transformer le lait en produits laitiers frais et en fromage. Cette étape subit une grande influence du pouvoir tampon du phosphate présent dans le lait.

L10 - Les solutions tampons jouent un rôle vital dans l'organisme humain. En effet, sans la présence de solutions tampons dans le sang et la salive, l'ingestion d'une substance dont le pH diffère légèrement du pH habituel pourrait entraîner de graves problèmes de santé, voire la mort. En effet, l'activité cellulaire rejette du $CO_2$ dans le sang, mais aussi des ions $H^+$, qui sont assez nombreux pour faire descendre le pH à des valeurs où les cellules ne peuvent pas survivre. En effet, le pH sanguin d'un humain doit être maintenu environ entre 7,35 et 7,45. Notre sang contient plusieurs couples tampons, qui stabilisent le pH et rendent la vie possible. Un couple important est celui du $CO_2$, produit par l'activité cellulaire. Le couple $H_2CO_3$ / $HCO_3^-$ intervient.

▶▶



© Cned - Académie en ligne

▶▶

L16 - Par contre, les solutions tampons peuvent être inefficaces dans certains cas. L'ingestion d'une grande quantité d'acide ou un exercice physique intense et prolongé (pour la production d'acide lactique) peuvent faire en sorte que les solutions tampons ne suffisent pas à contrôler le pH. Lorsque le pH en inférieur à 7,35, on parle d'acidose et lorsqu'il est supérieur à 7,45, on parle d'alcalose. Le sang n'est pas le seul endroit dans notre corps où il y des couples tampons. Il y en a aussi, entre autres, dans la salive et les sucs gastriques.

L21 - Dans la salive, qui a un pH relativement neutre, différents systèmes tampons œuvrent ensemble pour éviter les variations de pH suite à la consommation d'aliments. Le système bicarbonate intervient lors de la dégradation des sucres. C'est le système principal. Le système phosphate, quant à lui, occupe un rôle moins important, agissant sur les ions bicarbonates et phosphates. Le dernier système tampon, le système protéinique, est formé de glycoprotéines et occupe un rôle négligeable.

L25 - Les solutions tampons ont plusieurs utilités en laboratoire. Par exemple, les biologistes s'en servent pour extraire l'ADN d'une cellule ou d'un tissu. L'ADN recueilli peut ensuite être utilisé dans le séquençage (détermination de l'ordre d'enchaînement des nucléotides), le clonage (isolation et multiplication d'un fragment d'ADN) ou la réaction en chaîne par polymérase (copiage d'une séquence d'ADN en grand nombre à partir d'un petit échantillon). Dans ce cas, les solutions tampons empêchent la dénaturation de l'ADN et permettent de conserver son intégrité. Les biologistes peuvent aussi s'en servir pour purifier une protéine. Cette expérience se fait en effet dans une solution tampon possédant un pouvoir tampon élevé, ce qui permet à la réaction de se dérouler correctement.

L31 - Dans ces deux cas, les tampons jouent un rôle de stabilisateur pour l'expérience qui se déroule.

1. Lister les différents domaines dans lesquels les solutions tampons sont présentes et ont des applications.
2. Quel terme permet d'évaluer le degré d'efficacité d'une solution tampon ?
3. Citer les couples (ou systèmes) intervenant pour tamponner un milieu.

## Exercice 25 — Effort musculaire et douleur : une histoire de pH

*Revoir également le chapitre 3 avant de traiter cet exercice.*

L'énergie nécessaire au métabolisme basal de l'homme provient de la transformation en milieu oxygéné du glucose en dioxyde de carbone et eau. Le dioxyde de carbone est transporté par le sang jusqu'aux poumons, où il est alors éliminé par ventilation.

Lors d'un effort physique intense, les besoins énergétiques des muscles augmentent : le métabolisme basal augmente ainsi que la ventilation.

Dans certains cas, lorsque la ventilation est insuffisante, l'énergie nécessaire au fonctionnement du muscle devient insuffisante : la crampe apparaît. Il se forme, dans la cellule musculaire, de l'acide lactique qui, lorsqu'il passe dans le sang, provoque une diminution locale de son pH du fait de la création en abondance de dioxyde de carbone dissous dans le sang. Cette diminution du pH sanguin déclenche des ordres hypothalamiques qui vont amplifier la ventilation.

Étudions les processus mis en jeu lors de l'apparition d'une crampe.



© Cned - Académie en ligne

## 1 pH du sang et maintien de sa valeur

Le sang est constitué d'un liquide plasmatique (contenant entre autres les globules et les plaquettes), qui peut être assimilé à une solution aqueuse ionique dont le pH (d'une valeur voisine de 7,4) est quasiment constant et ne peut subir que de très faibles fluctuations. Dans le cas contraire, de fortes fluctuations nuiraient gravement à la santé.

Le maintien de la valeur du pH se fait par deux processus :

- Le premier met en œuvre un ensemble d'espèces chimiques régulatrices dont, notamment, le couple acide/base $CO_2, H_2O$ / $HCO_3^-$ (couple dioxyde de carbone dissous / ion hydrogénocarbonate) grâce à l'équilibre :

  $CO_2, H_2O_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCO_3^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$ (réaction 1).
- Le deuxième processus physico-chimique est la respiration.

À une température de 37 °C on donne :

- pH d'un sang artériel « normal » : 7,4 ;
- $pKa(CO_2, H_2O / HCO_3^-) = 6,1$.

**1.1.** **a)** Donner l'expression de la constante d'acidité $Ka_1$ associée au couple régulateur (réaction 1).

En déduire la relation entre le pH et le $pKa_1$ du couple $CO_2, H_2O / HCO_3^-$.

**b)** Calculer alors la valeur du rapport $\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2,H_2O]}$ dans le sang artériel normal.

**c)** Lors d'un effort physique, la concentration en dioxyde de carbone dissous dans le sang, au voisinage du muscle, augmente. Comment devrait varier le pH du sang ?

Pour éviter cette variation du pH du sang, l'hémoglobine contenue dans ce dernier et la respiration interviennent pour éliminer l'excès de dioxyde de carbone.

Le transport des gaz dissous dans le sang peut être modélisé par l'équilibre :

$$HbO_2 + CO_2 \rightleftharpoons HbCO_2 + O_2 \quad \text{(réaction 2)}$$

où Hb représente l'hémoglobine du sang.

**1.2.** Répondre qualitativement aux questions suivantes :

**a)** Au voisinage du poumon, la quantité de $O_2$ dissous augmente. Dans quel sens est déplacé l'équilibre 2 ?

**b)** Au voisinage du muscle, la quantité de $CO_2$ dissous augmente. Dans quel sens est déplacé l'équilibre 2 ?

**c)** Expliquer comment la respiration permet de maintenir constante la valeur du pH sanguin.

## 2 Variation locale du pH sanguin en l'absence des processus de maintien

Lorsque l'acide lactique produit dans la cellule musculaire est en partie transféré dans le sang, il réagit avec les ions hydrogénocarbonate selon l'équation :

$CH_3–CHOH–COOH_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons CH_3–CHOH–COO^-{}_{(aq)} + CO_2,H_2O_{(aq)}$ (réaction 3)



© Cned - Académie en ligne

***Données à 37 °C***

Pour le sang avant l'effort :
- $[HCO_3^-]_i = 2{,}7 \times 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$
- $[CO_2, H_2O]_i = 1{,}4 \times 10^{-3}$ mol.L$^{-1}$
- pKa ($CO_2$, $H_2O$ / $HCO_3^-$) = $pKa_1 = 6{,}1$
- pKa (acide lactique / ion lactate) = $pKa_2 = 3{,}6$

On considère un volume V = 100 mL de sang « après » effort dans lequel apparaît $n_0 = 3{,}0 \times 10^{-4}$ mol d'acide lactique.

**2.1.** En supposant la transformation totale, compléter le tableau d'avancement suivant (l'acide lactique est noté AH, sa base conjuguée $A^-$) :

| | $AH_{(aq)}$ + | $HCO_3^-{}_{(aq)}$ = | $A^-{}_{(aq)}$ + | $CO_2,H_2O_{(aq)}$ |
|---|---|---|---|---|
| **État initial Avancement x= 0** | $n_0 = 3.10^{-4}$ mol | | 0 | |
| **État intermédiaire Avancement x** | | | | |
| **État final Avancement x = $x_{max}$** | | | | |

**2.2.** Calculer alors pour le sang après effort : $[HCO_3^-]_f$ et $[CO_2, H_2O]_f$.

**2.3.** En utilisant la relation établie au **1.1.a)**, calculer le pH local du sang après effort.



© Cned - Académie en ligne

# 5 Dosages par étalonnage

## A Objectifs d'apprentissage

- Savoir déterminer expérimentalement la concentration d'une espèce chimique en solution à l'aide d'une courbe d'étalonnage.
- Utiliser la spectrophotométrie pour construire une courbe d'étalonnage et l'exploiter afin de déterminer la concentration d'une espèce colorée en solution.
- Faire une analogie entre la loi de Beer-Lambert concernant l'absorbance d'une solution colorée (vue en 1re S) et la loi de Kohlrausch concernant la conductivité d'une solution ionique.
- Utiliser la conductimétrie pour construire une courbe d'étalonnage et l'exploiter afin de déterminer la concentration d'une espèce ionique en solution.
- Appliquer ces méthodes pour des dosages dans le domaine de la santé, de l'environnement ou du contrôle de la qualité.

## B Pour débuter le chapitre

Activité 16

### 1. Dosage par spectrophotométrie du bleu patenté V (E131)

**Le but de ce dosage par étalonnage est de déterminer la concentration d'un colorant dans une solution pour bains de bouche : l'Alodont®.**

Voici la fiche descriptive abrégée de l'Alodont® :

**Indications thérapeutiques**
Traitement local d'appoint des infections de la cavité buccale et soins post-opératoires en stomatologie.

**Posologie et mode d'administration**
Réservé à l'adulte et à l'enfant de plus de 7 ans. Utilisation locale en bains de bouche. Ne pas avaler.

- Adulte : 3 bains de bouche par jour avec du produit pur, garder le produit une minute dans la bouche.
- Enfant de 7 à 12 ans : 3 bains de bouche par jour avec du produit dilué à 50 % avec de l'eau.

**Durée et précautions particulières de conservation**
Durée de conservation : 3 ans.
Précautions particulières de conservation : À conserver à une température inférieure à 25 °C.




**Composition**
Excipient : Alcool ; Sodium hydroxyde (E524) ; Citrique acide (E330) monohydraté ; Huile de ricin hydrogénée polyoxyéthylénée 25 ; Saccharine sodique (E954) ; Menthe poivrée, huile essentielle ; Eau purifiée ; **Bleu patenté V (E131)**



© Cned - Académie en ligne

Parmi les excipients, on note la présence de bleu patenté V, un colorant alimentaire qui lui donne sa couleur bleue.

On dispose d'une solution, appelée dans la suite solution mère de concentration $C_0 = 2{,}0.10^{-6}$ mol.L$^{-1}$ en bleu patenté V.

### 1 Réalisation d'une échelle de teintes

Préparer dans des tubes à essai numérotés de 0 à 4 les solutions $S_0$ à $S_4$ (voir tableau).

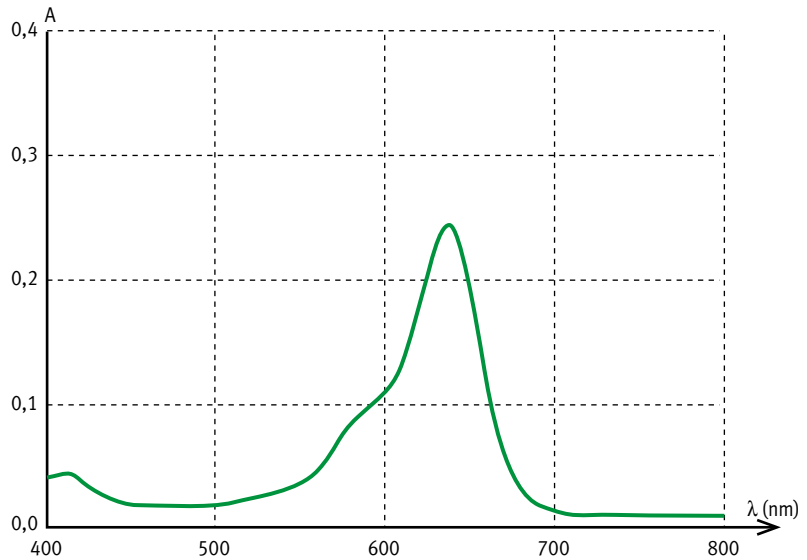
Exprimer, en fonction de $C_0$, de $V_0$ et de $V_e$ (voir tableau), la concentration molaire $C_i$ de chaque solution puis les calculer, et compléter le tableau.

**Remarque**

À ce stade, on pourrait estimer (ordre de grandeur, ou encadrement) la concentration molaire en bleu patenté V dans l'Alodont par comparaison visuelle de la couleur de la solution de bains de bouche avec celle des solutions étalons de l'échelle de teinte.

### 2 Dosage par spectrophotométrie : mesure de l'absorbance et tracé de la courbe d'étalonnage A = f(c)

Le spectre d'absorption a été tracé en utilisant un échantillon de la solution mère.




Déterminer avec précision la longueur d'onde à laquelle la solution absorbe le plus, qui sera la valeur choisie pour effectuer les mesures d'absorbance, $\lambda_{max}$.

Après avoir fait le « blanc » pour la longueur d'onde choisie, on mesure les absorbances des solutions $S_0$ à $S_4$ ainsi que celle de l'Alodont.



© Cned - Académie en ligne

Les résultats obtenus sont consignés dans le tableau suivant :

| Solution | $S_0$ | $S_1$ | $S_2$ | $S_3$ | $S_4$ | Alodont |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Volume $V_0$ de solution mère (en mL) | 10,0 | 8,0 | 6,0 | 4,0 | 2,0 | |
| Volume $V_e$ d'eau distillée à ajouter (en mL) | 0,0 | 2,0 | 4,0 | 6,0 | 8,0 | |
| Concentration molaire $C_i$ (en $mol.L^{-1}$) | | | | | | inconnue |
| Absorbance A | 0,219 | 0,172 | 0,106 | 0,042 | 0,008 | **0,141** |

Tracer la courbe $A = f(C_i)$ sur du papier millimétré ou à l'aide d'un tableur.

**3 Exploitation des résultats**

D'après la courbe obtenue, quelle relation simple existe entre l'absorbance et la concentration de bleu patenté V pour la longueur d'onde de travail ?

Comment nomme-t-on la loi qui traduit cette relation ?

Déterminer alors la valeur de la concentration molaire du bleu patenté V dans l'Alodont®.

## 2. Conductance G d'une solution ionique

La portion d'une solution ionique entre deux électrodes est un conducteur ohmique.

La loi d'Ohm appliquée à cette portion de liquide permet d'écrire $U = R\,I$.

La résistance de la portion de liquide au passage du courant se calcule par $R = U/I$.

Par définition, la **conductance G** d'une portion de liquide est **l'inverse de sa résistance R**.

Elle se mesure en siemens (S).

G mesure donc la capacité d'une portion de solution à conduire le courant.

$$G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U}$$

G : conductance en siemens (S)
I : intensité du wcourant en ampères (A)
U : tension électrique en volts (V)

Mesurer une conductance revient à mesurer une tension entre deux électrodes et une intensité du courant qui traverse la portion de solution.

La mesure se fait à l'aide d'une **cellule conductimétrique (constituée de deux plaques conductrices en vis-à-vis de surface S et séparées d'une distance L, appelées électrodes de la cellule)**, d'une alimentation électrique alternative sinusoïdale (GBF), d'un voltmètre et d'un ampèremètre.



© Cned - Académie en ligne

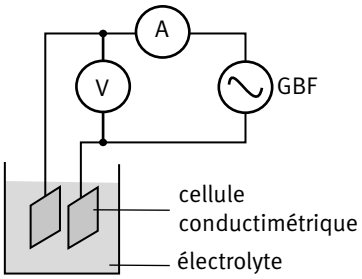



Schéma 1 :
principe du montage

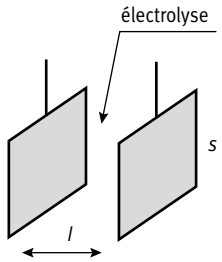



Schéma 2 :
électrodes en vis-à-vis



Photo :
électrodes en noir de platine

## Activité 17

**De quelles grandeurs dépend la conductance G d'une solution ionique ?**

### ❶ Influence des facteurs liés à la cellule

#### ➜ Expérience a : Influence de la distance L entre les électrodes

On remplit un bécher de 500 mL d'une solution de chlorure de sodium de concentration $c = 5.10^{-3}$ mol.L$^{-1}$.

On fait varier la distance L entre les deux électrodes et on relève les valeurs des grandeurs électriques suivantes :

| L (cm) | 2,0 | 3,0 | 4,0 | 5,0 | 6,0 |
|---|---|---|---|---|---|
| U (V) | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 |
| I (mA) | 5,5 | 3,7 | 2,7 | 2,2 | 1,8 |
| G (.....) | | | | | |

Calculer la conductance G et en déduire l'influence de la distance L entre les électrodes (on pourra tracer G = f(L)).

#### ➜ Expérience b : Influence de la surface S des électrodes

On descend progressivement la cellule de 1 cm dans la solution en fonction des graduations du support.

Chaque électrode mesurant 1,8 cm de large, la surface initiale $S_0$ augmente de 1,8 cm$^2$ à chaque mesure.

| S (cm$^2$) | $S_0$ | $S_0$+1,8 | $S_0$+3,6 | $S_0$+5,4 | $S_0$+7,2 | $S_0$+9 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| U (V) | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 |
| I (mA) | 1,1 | 2,3 | 3,5 | 4,7 | 5,7 | 6,7 |
| G (.....) | | | | | | |

Calculer la conductance G et en déduire l'influence de la surface S immergée des électrodes (on pourra tracer G = f(S)).



© Cned - Académie en ligne

### ➜ Expérience c : Influence du métal de l'électrode

Pour les mesures suivantes, on garde la même surface immergée S et la même distance L.

| Métal | Cuivre | Aluminium |
|---|---|---|
| I en mA | 3,49 | 3,47 |

Pour deux métaux différents, la valeur de I et donc de G ne varie pas.

La nature du métal constituant les électrodes n'a donc pas d'influence sur G.

## ② Influence des facteurs liés à la solution

Dans les expériences suivantes, on utilise une cellule dont les caractéristiques techniques (S et L) sont fixées.

### ➜ Expérience d : Influence de la nature du soluté

Mesurons la conductance de solutions de même concentration molaire $c = 1{,}0.10^{-2}$ mol.L$^{-1}$, mais de nature différente.

| Solution aqueuse | Nitrate de potassium | Chlorure de potassium | Hydroxyde de potassium |
|---|---|---|---|
| G (mS) | 118,3 | 127,9 | 226,0 |

| Solution aqueuse | Nitrate de sodium | Chlorure de sodium | Hydroxyde de sodium |
|---|---|---|---|
| G (mS) | 104,0 | 107,4 | 208,0 |

| Solution aqueuse | Chlorure de sodium | Chlorure de potassium | Chlorure d'ammonium | Acide chlorhydrique |
|---|---|---|---|---|
| G (mS) | 107,4 | 127,9 | 129,1 | 309,0 |

### ➜ Expérience e : Influence de la concentration molaire du soluté

On ajoute de l'eau distillée à une des solutions étudiées de concentration c.

On obtient une solution diluée de concentration $c' < c$.

| Concentration | c | $c' < c$ |
|---|---|---|
| **G** (mS) | | Diminution de G |

### ➜ Expérience f : Influence de la température de la solution

On utilise une des solutions étudiées de concentration c. On sépare la solution dans deux béchers identiques.

Pour refroidir (ou réchauffer) la solution, le bécher est placé dans un cristallisoir contenant de la glace fondante (ou sur une plaque chauffante).

| Température | Solution refroidie | ambiante | Solution réchauffée |
|---|---|---|---|
| **G** (mS) | Diminution de G | | Augmentation de G |



© Cned - Académie en ligne

**3 Questions sur l'activité 17**

Écrire la formule chimique des solutions ioniques (voir dans le chapitre 1 : L'électroneutralité des solutions).

Quelle est l'influence sur la conductance d'une solution électrolytique d'une part de la géométrie de la cellule conductimétrique et d'autre part de la solution électrolytique ?

Peut-on déterminer si un anion (respectivement un cation) conduit mieux le courant qu'un autre ?

Classer les anions étudiés (respectivement les cations) en utilisant le symbole > (« conduit mieux le courant que... »).

Deux ions donnent à la solution dans laquelle ils sont présents une conductance particulièrement élevée. Lesquels ?

Ce phénomène est dû aux liaisons hydrogène qui se créent avec le solvant eau (voir détail dans Corrigé).

## 3. Conductivité d'une solution

D'après l'activité 17, **G est proportionnelle à S et inversement proportionnelle à L et le facteur de proportionnalité dépend de l'électrolyte**.
Ce facteur de proportionnalité est appelé **conductivité** de la colonne d'électrolyte contenue dans la cellule, et noté par la lettre grecque sigma $\sigma$.

$$G = \sigma \frac{S}{L} = \sigma . K$$

G : conductance en siemens (S)

**$\sigma$ : conductivité en siemens par mètre ($S.m^{-1}$)**

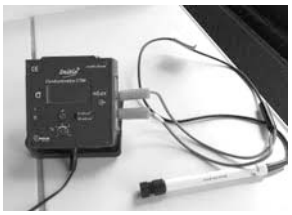
S : surface des électrodes de la cellule en mètres carrés ($m^2$)

L : distance séparant les électrodes en mètres (m)

K = S/L : constante de la cellule donnée par le constructeur en mètres (m)

*Certains constructeurs donnent la constante de cellule en $m^{-1}$, elle correspond alors au rapport L/S.*

- La conductivité $\sigma$ traduit l'aptitude d'une solution à conduire le courant.
- Elle peut se mesurer directement avec un conductimètre relié à une cellule conductimétrique.



Un exemple de conductimètre avec sa cellule comprenant des électrodes en carbone graphite : il mesure une conductivité $\sigma$ en $mS.cm^{-1}$.



© Cned - Académie en ligne



Mesure de conductance G en S



Cellule en platine divisé (noir de platine) Pt

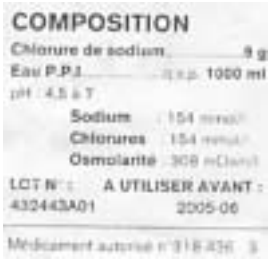
- Tout comme la conductance G, la conductivité σ est caractéristique d'une solution ionique : elle dépend de la température, de la concentration et de la nature de l'électrolyte.

## Activité 18 Dosage conductimétrique d'un sérum physiologique

Le but de ce dosage conductimétrique par étalonnage est de vérifier l'indication de l'étiquette d'une boîte de dosettes de sérum physiologique : « chlorure de sodium à 0,9 % » (sous-entendu en masse).

**Remarque**

0,9 % en masse signifie 0,9 g de soluté NaCl dans 100 g de solution soit dans environ 100 mL.







**Remarque**

L'appareil utilisé ne mesure pas la conductance G mais il mesure directement la conductivité σ.

La cellule de mesure étant la même pour toutes les mesures, le paramètre S/L ne varie pas.



© Cned - Académie en ligne

### ❶ Construction de la courbe d'étalonnage

En spectrophotométrie, il est nécessaire de préparer des solutions étalons contenant l'espèce colorée absorbée, constituant une échelle de teinte, à partir d'une solution mère (mise en œuvre vue en 1re S).

En conductimétrie, on prépare également des solutions étalons contenant les mêmes espèces ioniques que la solution étudiée, avec une gamme de concentrations différentes.

Pour faciliter la préparation de ces solutions étalons, on procède ainsi : on ne prépare pas les solutions filles par dilution dans des fioles jaugées, mais à partir d'eau distillée dans laquelle on ajoute des volumes croissants de solution mère.

#### ➜ Protocole

- À l'aide de la fiole jaugée, introduire un volume $V_{eau}$ = 500,0 mL d'eau distillée dans un grand bécher.
- Placer un barreau aimanté (« turbulent ») puis la cellule conductimétrique dans le bécher.
- Remplir la burette avec une solution de chlorure de sodium de concentration $C_0 = 0{,}100\ mol.L^{-1}$.
- Ajouter dans le bécher un volume $V_0$ de cette solution (voir différentes valeurs dans le tableau), mesuré avec la burette graduée.
- Après chaque addition, agiter puis mesurer la conductivité $\sigma$ de la solution reportée dans le tableau suivant.

#### ➜ Exploitation des résultats

**a)** Exprimer et calculer les concentrations des solutions de chlorure de sodium diluées $C_i$ en fonction de $C_0$ $V_{0,i}$ et $V_{eau}$.

| $V_{0,i}$ (mL) | $V_{0,1} = 0$ | $V_{0,2} = 5{,}0$ | $V_{0,3} = 10{,}0$ | $V_{0,4} = 15{,}0$ | $V_{0,5} = 20{,}0$ | $V_{0,5} = 25{,}0$ |
|---|---|---|---|---|---|---|
| $\sigma$ (mS.cm$^{-1}$) * | 0 | 0,090 | 0,181 | 0,269 | 0,340 | 0,400 |
| $C_i$ (mol.L$^{-1}$) | $C_1$ = …….. | $C_2$ = …….. | $C_3$ = …….. | $C_4$ = …….. | $C_5$ = …….. | $C_6$ = …….. |

** Mesures effectuées sur le calibre 2 mS.cm$^{-1}$.*

**b)** Tracer la courbe d'étalonnage $\sigma = f(C)$.

### ❷ Détermination de la concentration en chlorure de sodium du sérum physiologique

**a)** Calculer le volume de sérum physiologique à prélever pour préparer 500 mL d'une solution S' diluée au 1/100e (c'est-à-dire diluée 100 fois). Justifier la réponse.

**b)** Indiquer le matériel utilisé pour préparer cette solution S'.

On place environ 100 mL de la solution S' dans un bécher et on mesure sa conductivité $\sigma'$ : $\sigma' = 0{,}144\ mS.cm^{-1}$.

**c)** À l'aide de la courbe d'étalonnage, déterminer la concentration C' de la solution S'.



© Cned - Académie en ligne

**d)** En déduire la concentration C en chlorure de sodium dans le sérum physiologique.

**e)** Calculer le titre massique $\tau$(ou concentration massique $C_m$) en $g.L^{-1}$ de cette solution.

**f)** Le résultat trouvé est-il en accord avec l'indication « chlorure de sodium à 0,9 % » ?

# C Pour apprendre

## 1. Relation entre conductivité d'une solution et conductivité molaire ionique

La courbe d'étalonnage $\sigma$ = f(c) tracée dans l'activité 18 est une droite passant par l'origine (droite d'étalonnage). On en déduit que **la conductivité est proportionnelle à la concentration c de la solution**.

**Cette relation de proportionnalité est valable uniquement aux faibles concentrations ($c < 10^{-2}$ mol.L$^{1}$).**

Aux concentrations plus élevées, la fonction $\sigma$ = f(c) n'est plus représentée par une droite mais par une courbe (courbe d'étalonnage). C'est pourquoi on doit souvent diluer une solution avant de déterminer par étalonnage sa concentration par une méthode conductimétrique.

D'une façon générale, un courant électrique est un déplacement de porteurs de charges.

**Dans un électrolyte, le courant électrique est un double déplacement d'ions.** Les ions positifs (cations) se déplacent dans le sens conventionnel et les ions négatifs (anions) se déplacent en sens inverse.

La conductivité est une grandeur additive : $\sigma = \sigma^+ + \sigma^-$ avec $\sigma^+$ conductivité due aux cations et $\sigma^-$ conductivité due aux anions.

Rappel de la loi de Beer-Lambert, c'est-à-dire la proportionnalité entre l'absorbance d'une solution et ses concentrations en espèces colorées :

$$A = \sum_{\text{espèces colorées i}} \varepsilon_{\lambda i} \times L \times C_i = \sum_i k_i \times C_i$$

**Remarque**

$\sum_{\text{espèces colorées i}} k_i \times C_i$ ou encore $\sum_i k_i \times C_i$ signifie ici la somme des $k_i \times C_i$ des différentes espèces colorées : i va de 1 à un nombre égal au nombre d'espèces colorées (il y en a rarement plus de deux).



© Cned - Académie en ligne

Par analogie avec la loi de Beer-Lambert, **la conductivité d'une solution est proportionnelle à la concentration des ions présents dans la solution**.

Cette relation de proportionnalité est traduite par **la loi de Kohlrausch** :

$\sigma_{solution} = \sum_{ions} \lambda_{ion} . [ion]_{solution} = \lambda_{ion_1} [ion_1] + \lambda_{ion_2} [ion_2] + \ldots$ que l'on écrira simplement

$$\sigma = \sum_{\text{ions i}} \lambda_i . C_i$$

$\lambda_i$ , le coefficient de proportionnalité, appelé **conductivité molaire ionique**, dépend de l'ion et de la température.

**Attention aux unités !**

$\sigma$ est la conductivité de la solution en siemens par mètre ($S.m^{-1}$).

$\lambda_i$ est la conductivité molaire ionique en siemens mètre carré par mol ($S.m^2.mol^{-1}$).

$C_i$ est la concentration molaire dans la solution de l'ion i en **mole par mètre cube ($mol.m^{-3}$)**

On constate que, dans la loi de Kohlrausch, **les concentrations doivent être exprimées en $mol.m^{-3}$** et non en $mol.L^{-1}$, comme habituellement. La conversion est cependant simple : il suffit de savoir que $1m^3 = 10^3 L$.

Ainsi, on retiendra : $1\ mol.L^{-1} = 10^3\ mol.m^{-3}$ ou bien $1\ mol.m^{-3} = 10^{-3}\ mol.L^{-1}$

***Données*** Conductivités molaires ioniques ($mS.m^2.mol^{-1}$) à 25 °C de quelques ions :

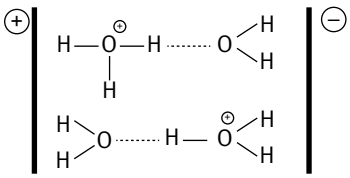
| Cations | | | | | | | Anions | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Ion | $H^+(aq)$ | $Li^+$ | $Na^+$ | $K^+$ | $Mg^{2+}$ | $Al^{3+}$ | $OH^-$ | $Cl^-$ | $Br^-$ | $NO_3^-$ | $SO_4^{2-}$ | $HCO_3^-$ | $C_6H_5CO_2^-$ |
| $\lambda$ ($mS.m^2.mol^{-1}$) | 35,0 | 3,87 | 5,01 | 7,35 | 10,6 | 14,0 | 19,9 | 7,63 | 7,81 | 7,14 | 16,0 | 4,45 | 3,23 |

**Remarque**

La très grande conductivité des deux ions oxonium ($H_3O^+$) et hydroxyde ($HO^-$) abordée dans l'activité 17 est due aux liaisons hydrogènes avec le solvant eau ($H_2O$). En effet, le long des chaînes de molécules d'eau, il n'y a pas de déplacement de matière (ions) mais uniquement des échanges de liaisons (c'est la charge électrique qui se déplace), ce qui est beaucoup plus rapide.



© Cned - Académie en ligne



## 2. Dosage par étalonnage

### a) Le principe

Les produits de notre quotidien (aliments, médicaments, emballages, cosmétiques, boissons, récipients en plastique, matériel hifi et vidéo, peintures, mobilier...) sont issus de procédés de fabrication comportant de nombreuses étapes. Des contrôles qualité réguliers en cours de fabrication et en fin de fabrication, avant la mise en vente, sont nécessaires et obligatoires (législation sur les quantités limites de certaines espèces : sel, conservateur, espèce toxique, espèce cancérigène...).

Pour déterminer la quantité d'une espèce dissoute dans un volume donné de solution, on procède à des dosages.

**Le dosage d'une espèce chimique en solution est la détermination de sa concentration molaire dans la solution.**

Il existe deux types de dosage d'espèces dissoutes :

- **Le dosage par étalonnage**, qui est basé sur la comparaison d'une propriété physique de l'espèce chimique à doser : sa couleur, son absorbance, sa conductivité électrique… On mesure la grandeur physique de solutions étalons, contenant la même espèce chimique mais à des concentrations connues et différentes, et on construit une courbe d'étalonnage. Cette méthode a l'avantage d'être non destructive (mesure d'une grandeur physique).
- **Le dosage par titrage**, qui est basé sur une réaction chimique et sa stœchiométrie. Cette méthode est destructive (la réaction chimique avec l'espèce dosée détruit cette dernière), mais elle a aussi de nombreux avantages. Ce type de dosage est l'objet du prochain chapitre.

### b) Deux méthodes expérimentales : par spectrophotométrie ou par conductimétrie

La spectrophotométrie est une technique d'analyse basée sur l'absorption de la lumière par une espèce chimique colorée en solution.

À l'aide d'un appareil appelé spectrophotomètre, on mesure la proportion de lumière absorbée par cette espèce chimique colorée : c'est l'absorbance A, grandeur sans dimension.

Pour effectuer les mesures, on choisit une source lumineuse dont la longueur d'onde correspond au maximum d'absorbance de l'espèce chimique colorée.



© Cned - Académie en ligne

Pour une solution diluée : $A = \varepsilon(\lambda)\, L\, c = k.c$ loi de Beer-Lambert

La conductimétrie est une technique d'analyse basée sur la circulation d'un courant dans une solution ionique, courant dû à un déplacement d'ions.

À l'aide d'un appareil appelé conductimètre, on mesure la conductance G ou la conductivité $\sigma$ de la solution étudiée.

Ainsi, plus il y aura d'ions, plus le courant circulera facilement entre les électrodes.

Pour effectuer les mesures, on applique une tension alternative aux bornes d'électrodes plongées dans la solution ionique (cellule conductimétrique).

Pour une solution diluée : $\sigma = \sum_{\text{ions i}} \lambda_i . C_i$ loi de Kohlrausch

## c) La mise en œuvre

### ➜ Réalisation des solutions étalons

On prépare des solutions contenant l'espèce chimique de la solution à doser à différentes concentrations molaires $c_i$.

### ➜ Tracé de la droite d'étalonnage

- On mesure, à l'aide d'un spectrophotomètre, l'absorbance A, ou à l'aide d'un conductimètre, la conductivité $\sigma$ de chaque solution, ainsi que celle de la solution inconnue $A_{inc}$ ou $\sigma_{inc}$ .
- On trace la courbe A = f (c) ou $\sigma$ = f (c).

  A ou $\sigma$ étant proportionnelles à c (loi de Beer-Lambert ou loi de Kohlrausch), le graphe est une droite passant par l'origine, de coefficient directeur k.
- On peut déterminer l'équation de la droite à l'aide d'un tableur ou bien déterminer le coefficient directeur k de la droite à l'aide du graphique (l'unité de k est $L.mol^{-1}$ ou $S.m^2.mol^{-1}$).

### ➜ Exploitation de la droite d'étalonnage pour déterminer la concentration recherchée

- On a mesuré l'absorbance ou la conductivité de la solution inconnue.
- On détermine la concentration de la solution étudiée par calcul ou graphiquement.

  Par calcul :

  Connaissant le coefficient directeur k de la droite, on peut en déduire, d'après la relation de proportionnalité (loi de Beer-Lambert ou loi de Kohlrausch), la concentration de la solution étudiée.

  Graphiquement :

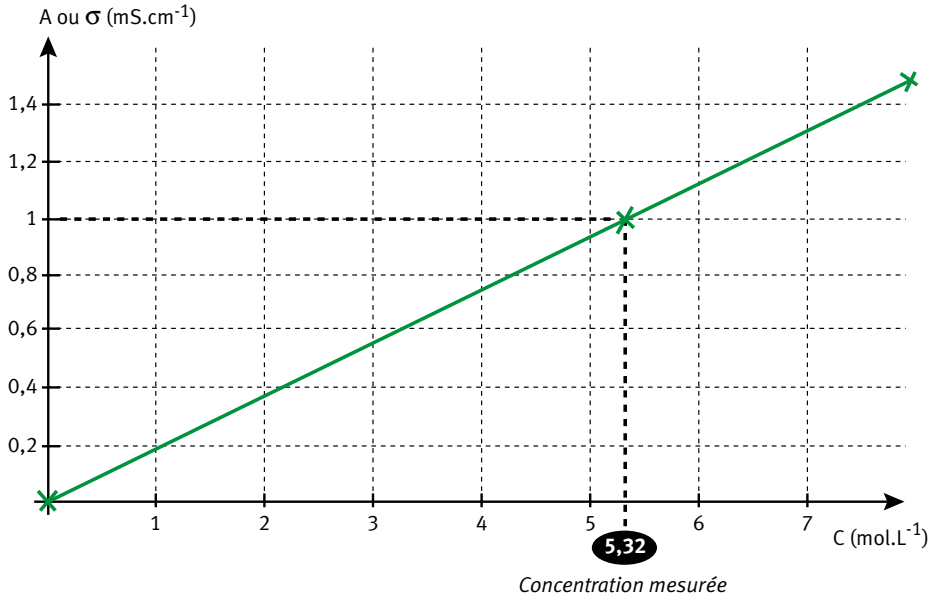
  Reporter la mesure de $A_{inc}$ ou $\sigma_{inc}$ sur l'axe des ordonnées, rejoindre la droite

  moyenne et en déduire la concentration par lecture de l'abscisse du point d'intersection.



© Cned - Académie en ligne

Dans cette méthode, on veillera à faire les tracés sur le graphique et à utiliser l'échelle correctement pour déterminer C avec précision.




# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

**Le dosage d'une espèce chimique en solution est la détermination de sa concentration molaire dans la solution.**

**Le dosage par étalonnage** est basé sur la comparaison d'une propriété physique de l'espèce chimique à doser.

La spectrophotométrie est une technique d'analyse basée sur l'absorption de la lumière par une espèce chimique colorée en solution. On mesure l'absorbance A de l'espèce colorée contenue dans l'échantillon à doser. Pour effectuer les mesures, on choisit une source lumineuse dont la longueur d'onde correspond au maximum d'absorbance de l'espèce chimique colorée.

La conductimétrie est une technique d'analyse basée sur la circulation d'un courant dans une solution ionique. On mesure la conductance G ou la conductivité $\sigma$ de l'échantillon à doser.

Trois étapes pour mettre en œuvre un dosage par étalonnage :

1. **Réalisation des solutions étalons.**
2. **Tracé de la droite d'étalonnage.**

Par application de la loi de Beer-Lambert $\boxed{A = \varepsilon(\lambda)\, L\, c = k.c}$ ou de la loi de Kohlrausch $\boxed{\sigma = \sum_{\text{ions } i} \lambda_i . C_i}$, A ou $\sigma$ sont proportionnelles à la concentration des



© Cned - Académie en ligne

solutions étalons.

On détermine l'équation de la droite à l'aide d'un tableur, ou on détermine graphiquement le coefficient directeur de la droite.

❸ **Détermination de la concentration recherchée.**

Par comparaison de la valeur de la grandeur physique mesurée (A ou $\sigma$) pour l'échantillon et le modèle obtenu pour la gamme des solutions étalons, on détermine la concentration de l'espèce chimique dosée contenue dans l'échantillon.

## 2. Exercices d'apprentissage

*Données communes à tous les exercices*

Conductivités molaires ioniques à 25 °C :

| Ion | $H^+$ | $Na^+$ | $Ag^+$ | $K^+$ | $Mg^{2+}$ | $Ca^{2+}$ | $OH^-$ | $Cl^-$ | $Br^-$ | $NO_3^-$ | $SO_4^{2-}$ | $HCO_3^-$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| $\lambda$ (mS m² mol-1) | 35,0 | 5,01 | 6,19 | 7,35 | 10,6 | 11,9 | 19,9 | 7,63 | 7,81 | 7,14 | 7,63 | 4,45 |

Masses molaires atomiques :

| Élément | Azote N | Calcium Ca | Oxygène O | Fer Fe |
|---|---|---|---|---|
| M (g.mol$^{-1}$) | 14,0 | 40,0 | 16,0 | 55,8 |

### Exercice 26 — Solution de nitrate d'argent

❶ Rappeler la relation entre la conductivité d'une solution, la concentration molaire c des ions et les conductivités molaires ioniques.

❷ Calculer la conductivité à 25 °C d'une solution de nitrate d'argent ($Ag^+ + NO_3^-$) à $5{,}0 \times 10^{-3}$ mol·L$^{-1}$.

❸ Calculer la concentration molaire d'une solution de nitrate d'argent ayant une conductivité de 13,3 mS.m$^{-1}$.

### Exercice 27 — Stœchiométrie

❶ Calculer la concentration molaire des ions d'une solution de nitrate de calcium dont le titre massique est de 1,5 g.L$^{-1}$.

❷ Calculer sa conductivité $\sigma$ à 25 °C.

### Exercice 28 — Solubilité à 18 °C

❶ Rappeler la formule du fluorure de calcium. Exprimer la conductivité d'une solution de fluorure de calcium à partir des conductivités molaires ioniques et des coefficients stœchiométriques.

❷ La conductivité à 18 °C d'une solution saturée de fluorure de calcium est de 3,71 mS.m$^{-1}$. En déduire les concentrations molaires des ions de la solution.



© Cned - Académie en ligne

3. En déduire la solubilité du fluorure de calcium à 18 °C.

***Données à 18 °C*** $\lambda(Ca^{2+}) = 10{,}50$ mS m² mol$^{-1}$ ; $\lambda(F^-) = 4{,}04$ mS m² mol$^{-1}$.

On appelle *solubilité s* la concentration molaire en soluté de la solution saturée.

## Exercice 29 Mélange de solutions

À 25 °C, on mélange un volume $V_1 = 50{,}0$ mL d'une solution aqueuse $S_1$ d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $c_1$ égale à $1{,}00.10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ avec un volume $V_2 = 200$ mL d'une solution aqueuse $S_2$ de chlorure de sodium, de concentration molaire $c_2$ égale à $1{,}52.10^{-3}$ mol.L$^{-1}$.

1. Calculer la quantité de matière de chaque ion du mélange.
2. Calculer la concentration molaire de chaque ion du mélange en mol.m$^{-3}$.
3. En déduire la conductivité du mélange.

## Exercice 30 Eau minérale

Une eau minérale thermale X contient essentiellement les ions du tableau ci-dessous :

| Ion | $Ca^{2+}$ | $Mg^{2+}$ | $Na^+$ | $K^+$ | $HCO_3^-$ | $SO_4^{2-}$ | $NO_3^-$ | $Cl^-$ | $F^-$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Concentration massique $\tau$ (mg.L$^{-1}$) | 9,9 | 6,1 | 9,4 | 5,7 | 65,3 | 6,9 | 1,8 | 8,4 | 0 |
| Masse molaire M (g.mol$^{-1}$) | 40,1 | 24,3 | 23,0 | 39,1 | 61,0 | 96,1 | 62,0 | 35,5 | 19,0 |
| Concentration molaire C (mol.m$^{-3}$) | | | | | | | | | |
| Conductivité molaire ionique $\lambda$ (mS.m$^2$.mol$^{-1}$) à 25 °C | 11,9 | 10,6 | 5,01 | 7,35 | 4,45 | 16,0 | 7,14 | 7,63 | 5,50 |

1. Exprimer la concentration molaire d'un ion en fonction de sa concentration massique, puis effectuer les calculs, que vous rassemblerez dans le tableau, en exprimant C en mol.m$^{-3}$.
2. Retrouver la valeur de la conductivité en mS.m$^{-1}$ de cette eau : 17 mS.m$^{-1}$.

## Exercice 31 Utiliser la loi de Beer-Lambert

On souhaite vérifier la teneur en ions fer (II) d'un médicament en comprimés. La notice indique la composition d'un comprimé : « 80,0 mg d'ions $Fe^{2+}$ ».

1. À partir d'une solution mère $S_0$ d'ions $Fe^{2+}$ de concentration molaire $C_0 = 3{,}58.10^{-4}$ mol.L$^{-1}$, on prépare cinq solutions filles de volume 50,0 mL, diluées avec de l'eau distillée. Les volumes de solution mère $S_0$ à prélever sont indiqués dans le tableau ci-après.

   On mesure ensuite l'absorbance A de chaque solution fille obtenue.



© Cned - Académie en ligne

| Solution fille n° | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Volume de solution mère $S_0$ (mL) | 25,0 | 22,5 | 20,0 | 17,5 | 15,0 | 12,5 |
| Absorbance A | 1,80 | 1,60 | 1,45 | 1,25 | 1,05 | 0,90 |
| Concentration molaire C ($mol.L^{-1}$) | $1,79.10^{-4}$ | $1,61.10^{-4}$ | | $1,25.10^{-4}$ | | $8,95.10^{-5}$ |

**a)** Indiquer la verrerie utilisée pour préparer la solution 3.

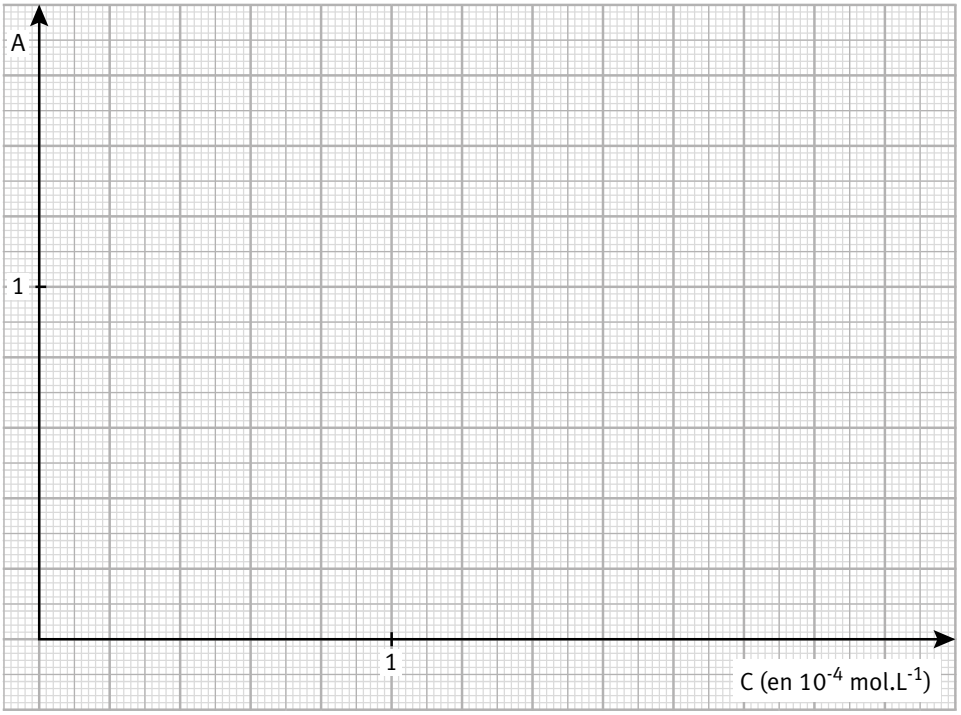
**b)** Exprimer, en fonction de $C_0$, les concentrations molaires $C_3$ et $C_5$ en ions $Fe^{2+}$ des solutions 3 et 5.
En déduire les valeurs numériques de $C_3$ et $C_5$ et compléter la quatrième ligne du tableau.

**c)** Tracer sur le papier millimétré ci-dessous le graphique représentant l'absorbance A en fonction de la concentration molaire C de chaque solution.

**d)** Quelle est la nature de la courbe obtenue ?

**e)** La loi de Beer-Lambert est-elle vérifiée ?

**f)** Donner la relation numérique qui existe entre A et C, en précisant les unités.




**2** On introduit un comprimé dans une fiole jaugée de 100 mL. On complète avec de l'eau distillée et on homogénéise. On note S' la solution obtenue.

On prélève ensuite 5,00 mL de solution S' que l'on verse dans une fiole jaugée de 50,0 mL et on complète au trait de jauge avec de l'eau distillée. On obtient une solution S".



© Cned - Académie en ligne

On mesure l'absorbance A de cette solution S" : A = 1,35.

**a)** En utilisant le graphe ou la relation établie à la question **1 a)**, déterminer la concentration molaire C" en ions $Fe^{2+}$ dans la solution S".

**b)** En déduire la valeur de la concentration molaire C' en ions $Fe^{2+}$ dans la solution S'.

**c)** Calculer la masse d'ions $Fe^{2+}$ contenue dans un comprimé.

**d)** Comparer ce résultat à la valeur notée sur la notice du médicament. Conclure.

## Exercice 32 Dosage conductimétrique par étalonnage

On veut déterminer la concentration molaire d'une solution S de chlorure de potassium ($K^+ + Cl^-$) par conductimétrie. Pour cela, on dispose d'une cellule conductimétrique dont les caractéristiques sont : S = 1,00 $cm^2$ et L = 1,00 cm.

Lorsque la cellule est plongée dans la solution S, on applique entre ses bornes une tension alternative sinusoïdale de valeur efficace U = 3,00 V.

On relève alors une intensité efficace I = 27,3 mA dans le circuit de mesure.

**1** Déterminer la conductance de la colonne de solution S comprise entre les électrodes de la cellule.

**2** En déduire la conductivité $\sigma$ de cette solution.

**3** On trace alors la droite d'étalonnage $\sigma = f(c)$ en utilisant la même cellule que celle utilisée précédemment dans les mêmes conditions de température.

À partir d'une solution mère de chlorure de potassium de concentration $C_0 = 1{,}0.10^{-1}$ mol.$L^{-1}$, on prépare des solutions filles de concentrations $C_1 = 5{,}0.10^{-2}$ mol.$L^{-1}$, $C_2 = 2{,}0.10^{-2}$ mol.$L^{-1}$ et $C_3 = 1{,}0.10^{-2}$ mol.$L^{-1}$. On impose une tension alternative sinusoïdale de valeur efficace U = 1,00V aux bornes de la cellule, plongée successivement dans la solution mère et dans les solutions filles. Les valeurs des intensités efficaces du courant dans les différentes solutions sont données dans le tableau ci-dessous.

| C (mol.$L^{-1}$) | $1{,}0.10^{-1}$ | $5{,}0.10^{-2}$ | $2{,}0.10^{-2}$ | $1{,}0.10^{-2}$ |
|---|---|---|---|---|
| U (V) | 1,00 | 1,00 | 1,00 | 1,00 |
| I (mA) | 13,1 | 7,02 | 2,80 | 1,45 |
| | | | | |
| | | | | |

**a)** Compléter ce tableau en y faisant figurer la conductance G et la conductivité $\sigma$.

**b)** Tracer la courbe d'étalonnage $\sigma = f(C)$.

**c)** Déterminer graphiquement la concentration en chlorure de potassium de la solution S.

***Donnée*** $G = \sigma \dfrac{S}{L} = \sigma . K$



© Cned - Académie en ligne

# 6 Dosages par titrage direct

## A Objectifs d'apprentissage

- Connaître la définition d'un dosage par titrage direct.
- Savoir établir l'équation de la réaction support d'un titrage à partir d'un protocole expérimental.
- Savoir réaliser, par un suivi pH-métrique ou conductimétrique, le titrage d'une espèce en solution aqueuse.
- Savoir définir l'équivalence.
- Savoir repérer l'équivalence pour un titrage pH-métrique ou conductimétrique et par utilisation d'un indicateur de fin de réaction.
- Savoir déterminer expérimentalement la concentration d'une espèce chimique, dans le domaine de la santé, de l'environnement ou du contrôle de la qualité.

## B Pour débuter le chapitre

### Activité 19 Avancement d'une réaction acido-basique



On mélange un volume $V_1 = 12{,}0$ mL d'une solution d'acide lactique $CH_3CH(OH)COOH$ de concentration $C_1 = 0{,}16$ mol.L$^{-1}$ avec un volume $V_2$ d'une solution basique de méthylamine $CH_3NH_2$ de concentration $C_2 = 5{,}0.10^{-2}$ mol.L$^{-1}$.

1. Avec quelle verrerie a-t-on pu mesurer le volume $V_1$ ?
2. Pourquoi l'acide lactique est-il un acide au sens de Brønsted ?
3. Donner les couples acide/base mis en jeu dans la réaction et écrire, pour chacun d'eux, la demi-équation acido-basique correspondante.
4. Écrire l'équation de la réaction acido-basique qui se produit entre l'acide lactique et la méthylamine.
5. a) Dresser le tableau d'avancement de la réaction acide/base précédente.
   b) Quel volume $V_2$ de solution de méthylamine faut-il ajouter pour que tout l'acide lactique réagisse ?
   c) Établir dans ce cas la composition finale du système en quantité de matière.
   d) Calculer la concentration effective de toutes les espèces ioniques en solution à l'état final.
6. Cette réaction chimique n'est pas observable à l'œil : il n'y a pas de changement de couleur. Expliquer simplement comment, à partir d'une expérience de conductimétrie, il serait possible de suivre le déroulement de cette réaction.

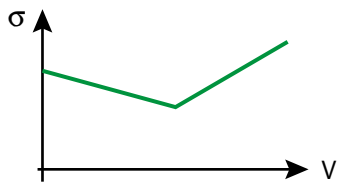


© Cned - Académie en ligne

## Activité 20 Suivi conductimétrique d'une réaction

On étudie la réaction suivante : on verse progressivement, mL par mL, un volume $V_a$ de l'espèce $H_3O^+$ (solution $H_3O^+ + Cl^-$ de concentration connue $C_a$) dans un bécher contenant un échantillon de l'espèce $OH^-$ (volume $V_b$ connu de solution $Na^+ + OH^-$ de concentration inconnue $C_b$).

1. De quel type de réaction s'agit-il : oxydo-réduction, acido-basique ou autre ?
2. Écrire les deux couples concernés puis l'équation chimique modélisant la transformation. D'après vos connaissances, cette réaction est-elle totale ?
3. On désire suivre l'évolution de la transformation chimique par conductimétrie.
   On peut prévoir qu'au fur et à mesure des ajouts, l'évolution de la conductivité aura pour allure le graphique suivant :




Expliquer qualitativement (sans calculs) cette évolution de la conductivité de la solution en distinguant le départ (avant mélange), puis deux périodes.

***Donnée*** $\lambda(H_3O^+) > \lambda(HO^-) > \lambda(Cl^-) > \lambda(Na^+)$

4. À quel stade de l'avancement de la réaction la conductivité est-elle minimale ?
   Que peut-on dire alors des proportions des deux réactifs qui ont réagi ?

# C Pour apprendre

## 1. Principe d'un dosage par titrage direct

### a) Définition

**Un dosage** consiste à déterminer la quantité de matière ou la concentration molaire d'une espèce chimique contenue dans une solution.

**Un dosage par titrage direct** (appelé communément titrage) **met en jeu une réaction chimique, appelée réaction support du titrage.**

Un dosage par titrage consiste à faire réagir le réactif à doser avec un réactif, appelé réactif titrant, de concentration connue. Il s'agit d'épuiser le réactif à doser par des ajouts répétés (mL par mL) d'un réactif titrant.



© Cned - Académie en ligne

**Remarque**

Le dosage par titrage est une méthode de dosage destructive car la réaction chimique consomme le réactif dosé, contrairement au dosage par étalonnage, qui est une méthode non destructive (comparaison de grandeurs physiques).

## b) Réaction support du titrage

La réaction support de titrage, suivant la nature du réactif à doser, sera une réaction acido-basique ou d'oxydo-réduction ou de précipitation…

La réaction support de titrage doit satisfaire à trois exigences. Elle doit être :

- **totale** (on dit aussi quantitative) pour que toute la quantité de réactif dosé soit consommée ;
- **rapide** (parvenir à son terme instantanément ou dans un délai très bref) : voir étude cinétique des réactions ;
- **unique** (ne pas être en compétition avec une autre réaction ayant les mêmes réactifs mais des produits différents).

## Activité 21 Établir l'équation d'une réaction



1. Le dioxyde de soufre est un polluant que l'on retrouve dans de nombreuses circonstances : effluents gazeux, résidus de combustion du fioul…

   Le permanganate de potassium ($KMnO_4$) peut être utilisé pour doser le dioxyde de soufre en solution aqueuse.

   Les deux couples concernés par la réaction d'oxydoréduction sont : $MnO_4^-$ / $Mn^{2+}$ et $SO_4^{2-}$ / $SO_2$ .

   Écrire les deux demi-équations et l'équation bilan de la réaction d'oxydo-réduction.

2. L'acide benzoïque, un conservateur, appartient au couple acido-basique $C_6H_5CO_2H$ / $C_6H_5CO_2^-$.

   Écrire l'équation de la réaction entre l'acide benzoïque et l'eau.

3. Un comprimé de Vitascorbol (contenant de l'acide ascorbique ou vitamine C) dissous dans de l'eau réagit quand on ajoute de d'eau iodée.

   Les deux couples concernés par la réaction d'oxydoréduction sont : $I_2$ / $I^-$ et $C_6H_8O_4$/ $C_6H_8O_6$.

   Écrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction.

## c) Équivalence d'un titrage

Lors d'un titrage, on épuise le réactif à doser par des ajouts répétés (mL par mL) du réactif titrant.

D'après l'activité 20, la conductivité du mélange est minimale lorsque les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques.



© Cned - Académie en ligne

**L'équivalence d'un titrage est l'état du système chimique pour lequel les réactifs ont été introduits en proportions stœchiométriques.**

Dans l'activité 20, avant l'équivalence, le réactif $H_3O^+$ est limitant, et, après l'équivalence, l'autre réactif $OH^-$ est limitant puisqu'il a été totalement consommé.

On peut donc définir **l'équivalence** comme l'état du système chimique pour lequel il y a **changement de réactif limitant**.

À l'équivalence, les deux réactifs ont été introduits en proportions stœchiométriques. Ils sont donc tous deux totalement consommés.

### d) Repérer l'équivalence

Pour repérer l'équivalence, l'expérimentateur doit choisir une **grandeur physique qui varie brutalement** en ce point ou, à défaut, le plus près possible.

Dans le cas du titrage avec indicateur de fin de réaction (appelé titrage colorimétrique), on repère le **changement de couleur brutal** d'un indicateur coloré ou de la solution si l'un des deux réactifs change de couleur en réagissant (on repère une décoloration brutale ou, au contraire, la persistance d'une couleur).

Ce point expérimental est appelé le point d'équivalence.

**L'abscisse du point d'équivalence est le volume de solution titrante versé à l'équivalence : on le nomme volume équivalent, noté souvent $V_E$ ou $V_{eq}$.**

## 2. Réalisation pratique d'un dosage par titrage

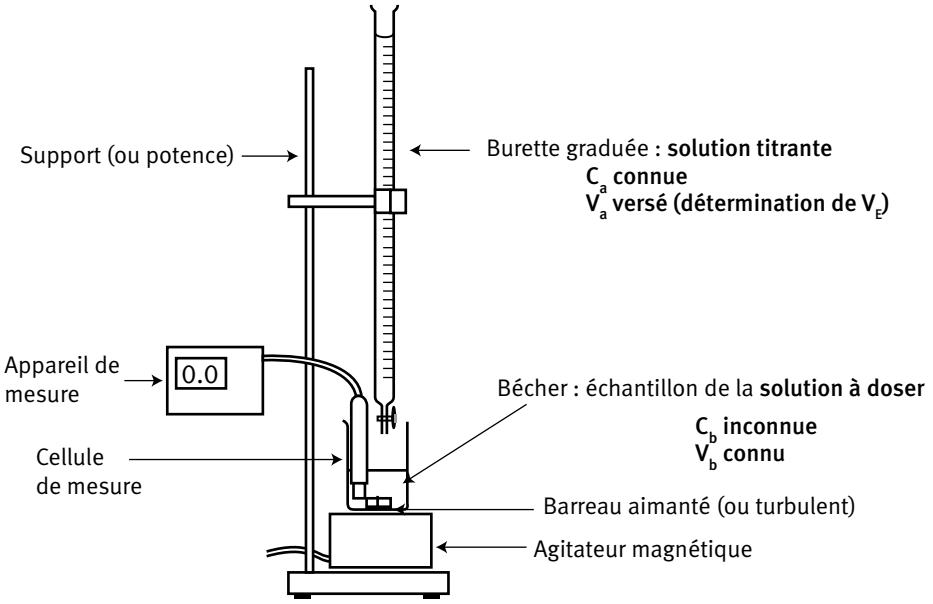
Lors d'un dosage par titrage, la concentration de l'une des deux solutions utilisées doit être connue et celle de l'autre est à déterminer.

- La solution de concentration connue est appelée **solution titrante**.
- L'autre est appelée **solution de concentration inconnue ou à doser**.

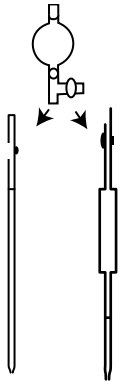


© Cned - Académie en ligne

### a) Schéma



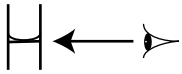

### b) Précautions de manipulation



- Le volume de la solution à doser doit être connu avec précision.

  On le prélèvera et on le versera donc avec une **pipette jaugée** à un ou deux traits (préalablement rincée avec la solution) munie d'une poire à aspirer.
- Le volume de la solution titrante doit être connu avec précision ; on le versera donc avec une **burette graduée**.

  Cette burette sera préalablement rincée avec la solution titrante, puis remplie de solution en ajustant le zéro sans erreur de parallaxe, et en vérifiant l'absence de bulle sous le robinet de la burette.



### c) Site à consulter

**http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/phy_chi/Menu/Activites_pedagogiques/cap_exp/**

Site de l'académie d'Aix-Marseille, réalisé par Isabelle Tarride et Jean-Claude Desarnaud, professeurs : site très complet, pour revoir la pratique et la théorie.

Pour chaque rubrique vous sont proposés les six formats suivants différents :

Fiches Word, Fiches pdf, Animations flash, Télécharger(pdf + flash)

Vidéos (voir et écouter) ou Vidéos (Télécharger).



© Cned - Académie en ligne

Concernant vos révisions de 2nde et de 1re :

- Utiliser une pipette jaugée
- Utiliser une burette
- Préparer une solution titrée par dissolution
- Préparer une solution titrée par dilution
- Mesurer la masse volumique d'un liquide

Concernant les titrages du présent chapitre de terminale :

- Réaliser un titrage pH-métrique
- Réaliser un titrage conductimétrique
- Réaliser un titrage d'oxydoréduction par colorimétrie

## 3. Exploiter la valeur du volume équivalent

Soit la réaction de support du titrage : $\boxed{a\,A + b\,B \rightarrow c\,C + d\,D}$

**La connaissance de volume $V_E$ à l'équivalence permet de trouver la concentration inconnue.**

### a) 1re méthode

C'est la méthode la plus simple, utilisant la **stœchiométrie de l'équation** de la réaction support du titrage.

D'après la stœchiométrie de la réaction, $\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b} = \frac{n(C)}{c} = \frac{n(D)}{d}$

Si A est le réactif titrant et B le réactif dosé, alors $\frac{n(A)_{versé}}{a} = \frac{n(B)_{dosé}}{b}$ soit $\frac{C_A.V_E}{a} = \frac{C_B.V_B}{b}$

On en déduit la concentration du réactif dosé : $\boxed{C_B = \frac{b}{a}.\frac{C_A.V_E}{V_B}}$

### b) 2e méthode

C'est une méthode utilisant le **tableau d'avancement** : elle est plus représentative que la précédente.

| | Avancement (en mol) | aA | + bB | →cC | +dD |
|---|---|---|---|---|---|
| État initial | 0 | $C_A.V_A$ | $C_B.V_B$ | 0 | 0 |
| État en cours de transformation | $x$ | $C_A.V_A - ax$ | $C_B.V_B - bx$ | cx | dx |
| État final à l'équivalence | $x_f = x_E$ | 0 | 0 | $cx_E$ | $dx_E$ |



© Cned - Académie en ligne

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques.

**À l'équivalence, les deux réactifs introduits sont donc totalement consommés : $n_E(A) = 0$ et $n_E(B) = 0$**

Donc, à l'équivalence, $C_A.V_E - ax_E = C_B.V_B - bx_E = 0$ d'où $x_E = \frac{C_A.V_E}{a} = \frac{C_B.V_B}{b}$

On en déduit la concentration du réactif dosé : $\boxed{C_B = \frac{b}{a}.\frac{C_A.V_E}{V_B}}$

# 4. Titrage par suivi d'une grandeur physique

## a) Titrage conductimétrique

Ce titrage peut être envisagé lorsque la réaction support du titrage fait intervenir des **ions**.

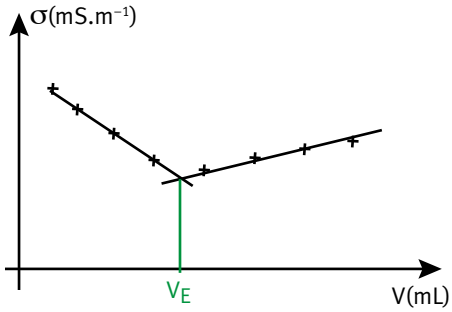
On suit l'évolution de la conductivité du milieu réactionnel en fonction du volume de solution titrante versé.

Lorsqu'on effectue un dosage par titrage conductimétrique, le graphe $\sigma = f(V_{solution\ titrante})$ est constitué de points alignés sur deux portions de droite, de pentes différentes. **Le point d'équivalence se repère au point de changement de coefficient directeur.**

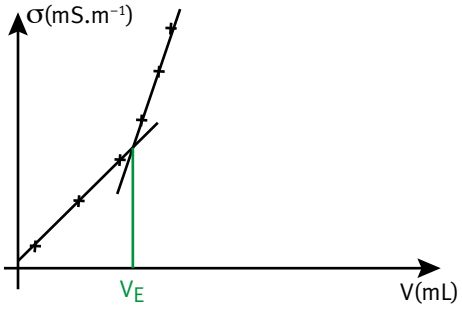
En pratique, on trace deux segments de droite qui suivent les variations de σ avant l'équivalence et au-delà de l'équivalence. **Le volume équivalent est l'abscisse du point d'intersection des deux segments.**

Le point équivalent n'est pas la valeur minimale de la conductivité mesurée !

Exemple 1 : cas d'acide fort, base forte.




Exemple 2 : cas d'un acide très faible dosé par une base forte.






© Cned - Académie en ligne

**Remarque**

Pour que le graphe $\sigma = f(V_{solution\ titrante})$ soit bien constitué de portions de droite, le volume de solution titrante versé doit rester négligeable : on ajoute donc souvent un grand volume d'eau dans le bécher, ce qui évite l'effet de dilution du mélange lors du dosage, sans changer les quantités des réactifs, et donc sans changer la valeur du volume équivalent.

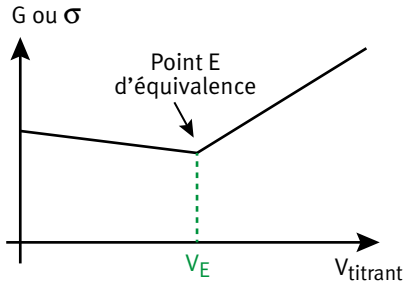
*Exemple* **Dosage des ions chlorure dans une eau**

On utilise comme solution titrante une solution de nitrate d'argent $Ag^+ + NO_3^-$. Au cours du dosage, on trace la courbe représentant l'évolution de la conductance de la solution en fonction du volume de solution titrante versé.

L'équation de la réaction support du dosage est : $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl(s)$

Lorsqu'on ajoute des ions $Ag^+$, ils réagissent avec les ions chlorure : la solution s'appauvrit en ions chlorure et s'enrichit en ions $NO_3^-$ moins bons conducteurs. Donc la conductance (ou la conductivité) diminue dans un premier temps.

Lorsqu'il n'y a plus d'ions chlorure pour réagir avec les ions argent, la conductance (ou la conductivité) augmente car les ions $Ag^+$ ne précipitent plus et s'ajoutent à la solution (ainsi que les ions $NO_3^-$).




## Activité 22 Titrage conductimétrique des ions chlorure dans un lait

« Dans certaines étables la conductivité du lait de vache est mesurée, lors de la traite, afin de détecter une possible inflammation des mamelles (mammites) qui rend impropre la consommation du lait.

La conductivité du lait dépend essentiellement des concentrations en ions sodium $Na^+$, potassium $K^+$ et chlorure $Cl^-$. Les mammites, en provoquant une élévation des concentrations en ions $Na^+$ et $Cl^-$, augmentent la conductivité du lait.

Dans le lait frais de vache, la concentration massique moyenne en ions chlorure se situe entre 0,8 $g.L^{-1}$ et 1,2 $g.L^{-1}$. Dans le cas de laits dits « mammiteux », la valeur moyenne est voisine de 1,4 $g.L^{-1}$. »

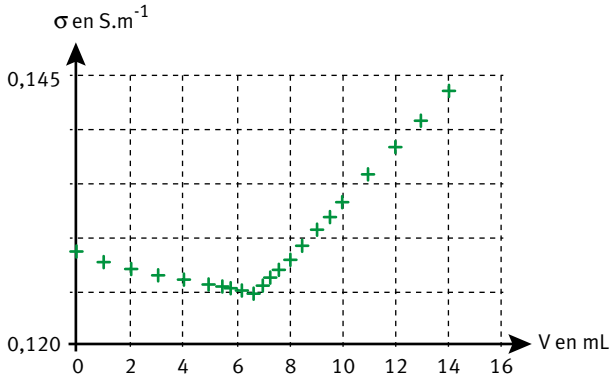
*D'après un article de « l'Institut de l'Élevage ».*



© Cned - Académie en ligne

On se propose de mesurer par conductimétrie la concentration en ions chlorure dans un lait de vache afin de vérifier la qualité de ce lait.

On prélève, dans une bouteille de lait du commerce, un volume V = 20,0 mL de lait frais que l'on introduit dans un bécher. On y ajoute 250 mL d'eau distillée et quelques gouttes d'acide nitrique concentré. Soit S le mélange ainsi préparé. On observe la formation d'un précipité blanc : les protéines du lait précipitent en milieu acide et ainsi ne peuvent plus réagir avec les ions argent $Ag^+(aq)$ et chlorure $Cl^-(aq)$. On introduit une sonde conductimétrique dans ce bécher et, tout en agitant la solution, on note sa conductivité lors de l'ajout d'une solution titrante de nitrate d'argent de concentration molaire en soluté apporté c = 0,080 $mol.L^{-1}$. On obtient les points expérimentaux reportés sur le graphique suivant :




1. Expliquer pourquoi on doit éviter qu'il se produise une réaction entre les protéines du lait et les ions $Ag^+(aq)$ versés.
2. En exploitant le graphique, calculer la quantité d'ions chlorure contenus dans le prélèvement de volume V = 20,0 mL de lait frais.
3. En déduire la masse d'ions chlorure contenue dans un litre de lait. Le lait étudié est-il « mammiteux » ?

***Donnée*** Masse molaire atomique du chlore : 35,5 $g.mol^{-1}$

## b) Titrage pH-métrique

Ce titrage peut être envisagé lorsque la réaction support du titrage est une **réaction acido-basique**.

On suit l'évolution du pH du milieu réactionnel en fonction du volume V de solution titrante versé.

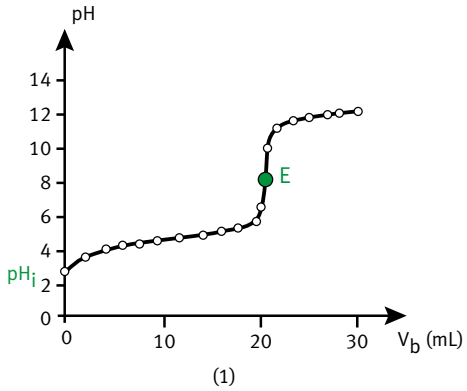
### ➜ Allure générale de la courbe de titrage

L'allure de la courbe pH = f(V) dépend de la nature de la solution à doser.



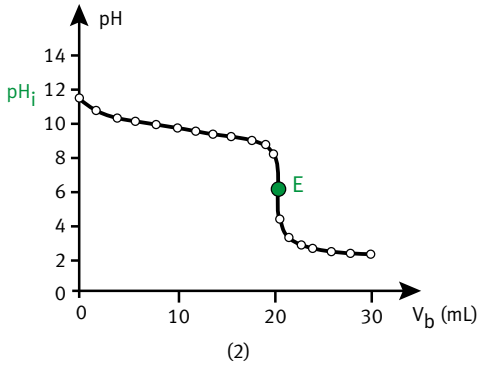
© Cned - Académie en ligne

Exemple 1 : acide dosé par une base
$pH = f(V_{base\ versée})$
le pH initial est supérieur à 7



(1)

Exemple 2 : base dosée par un acide
$pH = f(V_{acide\ versé})$
le pH initial est supérieur à 7



(2)

Dans les deux cas, on observe que **le pH varie brutalement** : la courbe pH = f(V) présente un **saut de pH**.

## ➜ Tracé pratique de la courbe de titrage

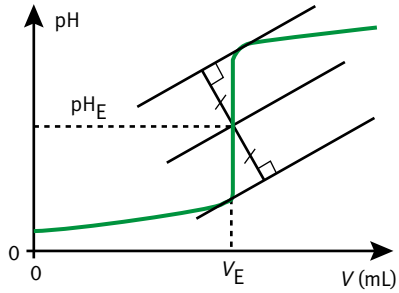
Pour bien tracer la courbe de titrage, il faut resserrer les mesures au voisinage du saut de pH. Il faut donc tracer la courbe pH = f(V) point par point à chaque mesure de pH, en versant d'abord la solution titrante mL par mL tant que les points expérimentaux sont alignés sur une droite, puis en diminuant le versement à 0,5 mL puis 0,2 mL à l'approche du saut.

## ➜ Repérer l'équivalence

Deux méthodes permettent de déterminer les coordonnées du point équivalent avec une bonne précision. Cette précision est d'autant meilleure que le saut de pH est important.

### ➢ La méthode des tangentes parallèles

- Tracer deux tangentes à la courbe de titrage pH = f(V) parallèles entre elles et situées de part et d'autre du saut de pH.
- Tracer la droite parallèle à ces deux tangentes et équidistante de celles-ci : son intersection avec la courbe de titrage pH = f(V) détermine le point équivalent de coordonnées ($V_E$ ; $pH_E$).



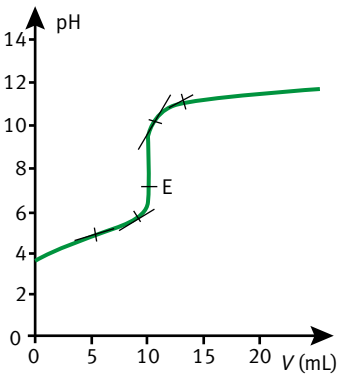



© Cned - Académie en ligne

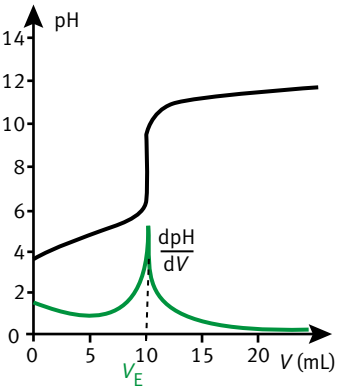
### ➢ La méthode de la dérivée

En traçant la tangente à la courbe de titrage en différents points, on remarque que le coefficient directeur de ces tangentes varie et passe par un extremum au point équivalent. Elle passe par un maximum dans l'exemple 1, ou un minimum dans l'exemple 2.

Or, mathématiquement, le coefficient directeur de la tangente est égal à la dérivée du pH par rapport au volume de solution titrante versé soit $\frac{dpH}{dV}$.




À l'aide d'un logiciel, on trace $\frac{dpH}{dV} = g(V)$, ou bien, à l'aide d'un tableur, on trace $\frac{dpH}{dV} = \frac{pH_{i+1} - pH_{i-1}}{V_{i+1} - V_{i-1}}$ à partir de V = 1 mL.



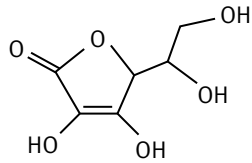

Le point équivalent se situe au maximum de cette courbe (ou au minimum pour l'exemple2).

**L'abscisse de l'extremum de la courbe $\frac{dpH}{dV} = g(V)$ est le volume équivalent $V_E$.**

## Activité 23 Titrage pH-métrique de la vitamine C

*L'acide ascorbique, ou vitamine C, intervient dans diverses réactions d'oxydo-réduction cellulaires. Elle favorise le développement des os, des tendons et des dents. Présente dans de très nombreux aliments, en particulier dans les produits frais, légumes verts et fruits, elle est synthétisée par presque tous les animaux sauf l'homme, certains singes et certains oiseaux. De très nombreux oxydants peuvent oxyder l'acide ascorbique, c'est la raison pour laquelle ce dernier est utilisé comme antioxygène : en réagissant avec le dioxygène, il empêche celui-ci d'oxyder les constituants des aliments. C'est un additif alimentaire indiqué par le code E300.*

L'acide ascorbique, ou vitamine C, de formule brute $C_6H_8O_6$, a pour formule topologique :




On désire déterminer la teneur en acide ascorbique d'une solution. Pour cela, on envisage un dosage acido-basique de la solution d'acide ascorbique.

***Données***

- Masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$ : M(H) = 1,0 ; M(C) = 12,0 ; M(O) = 16,0 ;
- Couple acide/base : $C_6H_8O_6 / C_6H_7O_6^-$

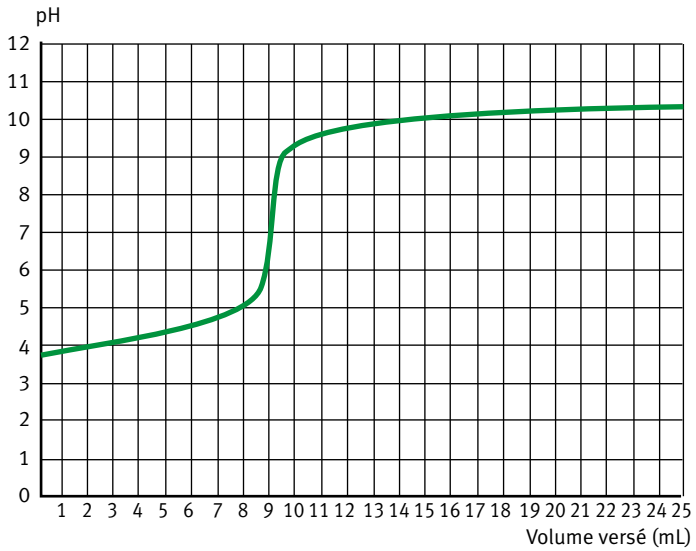


© Cned - Académie en ligne

### ➜ Mode opératoire

On réalise un dosage pH-métrique de 10,0 mL de la solution d'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ par une solution d'hydroxyde de sodium ou soude ($Na^+ + HO^-$) de concentration molaire $C_b = 5{,}0 \times 10^{-4}$ mol.L$^{-1}$.

1. Écrire l'équation de la réaction de dosage.
2. Définir l'équivalence du dosage.
3. À l'aide de la courbe pH = f(V), déterminer le volume $V_E$ versé à l'équivalence en explicitant la démarche utilisée.




4. Écrire la relation entre les quantités de matière des réactifs à l'équivalence et en déduire la valeur de la concentration molaire de la solution titrée.
5. Calculer la concentration massique en acide ascorbique de la solution titrée.

## 5. Titrage utilisant un indicateur de fin de réaction

### a) Principe

Ce titrage peut être envisagé lorsque l'**une des espèces** (espèce titrante, ou espèce dosée ou espèce produite) est **colorée**, ou si toutes les espèces sont incolores, lorsqu'on peut rajouter un indicateur dont la couleur est différente avant et après l'équivalence (indicateur coloré appelé indicateur de fin de réaction).

Ce titrage concerne tout type de réaction support de dosage : acido-basique, oxydo-réduction, précipitation, complexation…



© Cned - Académie en ligne

**L'équivalence se repère par le changement de couleur, appelé virage, du milieu réactionnel.**

Expérimentalement, le volume équivalent correspond au volume de solution titrante versé jusqu'à la décoloration brusque d'une solution initialement colorée, ou l'apparition brusque d'une coloration persistante. Le titrage se termine dès la première goutte responsable de ce changement de couleur.

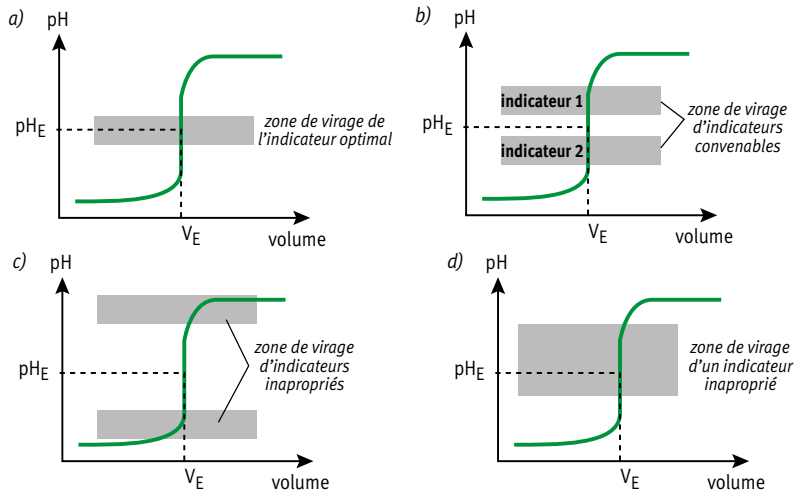
## b) Réalisation

**En pratique, ce type de dosage exige au moins deux expériences de dosage.**

- Premier dosage approximatif : **la solution titrante est versée mL par mL** pour déterminer un encadrement ou un ordre de grandeur du volume équivalent $V_{E approximatif}$.
- Deuxième dosage précis : **la solution titrante est versée goutte à goutte à l'approche du volume équivalent** approximatif ($V_{E approximatif}$ -1mL) pour obtenir précisément le volume versé à l'équivalence : arrêt à la première goutte responsable du changement de couleur.

## c) Choix de l'indicateur adapté au titrage acido-basique avec indicateur de fin de réaction

On choisit un indicateur coloré tel que **le pH à l'équivalence se situe dans la zone de virage de l'indicateur coloré, c'est-à-dire que le $pK_A$ de l'indicateur doit être compris dans le saut de pH**.

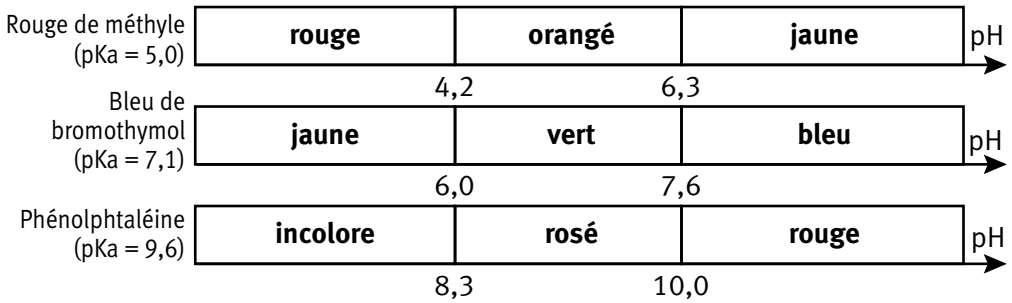



*Source sur Eduscol : http://culturesciences.chimie.ens.fr/content/les-indicateurs-de-ph-924*



© Cned - Académie en ligne

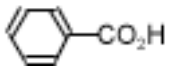
Zones de virage de quelques indicateurs colorés acido-basiques :



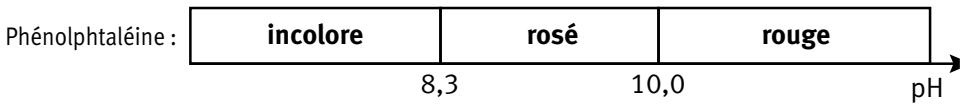

**L'indicateur** est souvent une espèce acido-basique ; son introduction va donc perturber le système étudié. Dans le cas du titrage d'un acide par une base par exemple, l'indicateur est sous forme acide avant l'équivalence et il réagit avec la base titrante lors du virage. Il faut donc prendre soin de l'**introduire en faible quantité** (quelques gouttes versées à l'aide d'une pipette simple) pour ne pas perturber la réaction support du titrage et déplacer l'équivalence.

## Activité 24 Titrage de l'acide benzoïque en présence de phénolphtaléine

L'acide benzoïque est un conservateur qui figure dans de nombreuses boissons sans alcool, comme les sodas. Son code européen est E 210.

La formule de l'acide benzoïque est $C_6H_5 - COOH$ ou encore 

On prélève un volume V = 20,0 mL d'une solution $S_0$ contenant de l'acide benzoïque. On se propose de faire un titrage colorimétrique de la solution d'acide benzoïque $C_6H_5COOH$ à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire en soluté apporté $C_B = 1,0 \times 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ en présence de phénolphtaléine.




Lorsque tout l'acide benzoïque (acide faible) a réagi avec l'hydroxyde de sodium, alors l'hydroxyde de sodium versé donne au mélange un pH tel que la phénolphtaléine change de couleur, et le mélange prend une teint rose.

Le virage de l'indicateur coloré s'observe pour $V_E = 17,2$ mL.

1. Écrire l'équation de la réaction support du titrage en précisant le type de réaction.
2. Quelle information peut-on donner sur la valeur du pH à l'équivalence ?
3. Déterminer la concentration $C_0$ en acide benzoïque de la solution $S_0$.



© Cned - Académie en ligne

## 6. Comment évaluer la qualité d'une mesure et noter son résultat ?

En sciences expérimentales, il n'existe pas de mesures exactes : celles-ci sont toujours entachées d'erreurs plus ou moins importantes selon le protocole, la qualité des instruments de mesure ou le rôle de l'opérateur (burette ou pipette mal rincée, bulles, erreur de parallaxe à la lecture…).

Mesurer une grandeur, c'est rechercher une valeur de cette grandeur et lui associer une incertitude afin d'évaluer la qualité de la mesure.

Les erreurs de mesure peuvent être dues à l'instrument de mesure, à l'opérateur ou à la variabilité de la grandeur mesurée. On distingue deux types d'erreurs de mesure.

- L'erreur de mesure aléatoire : lorsqu'un même opérateur répète plusieurs fois, dans les mêmes conditions, les valeurs mesurées peuvent être différentes. Cette dispersion des valeurs mesurées est due à la qualité du mesurage réalisé par l'opérateur et/ou à la qualité de l'instrument de mesure. **Si on effectue, dans les mêmes conditions, un grand nombre de mesurages, le meilleur estimateur est la moyenne de toutes les valeurs mesurées.**
- L'erreur de mesure systématique : un appareil défectueux, mal étalonné ou utilisé incorrectement conduit à des valeurs mesurées proches les unes des autres, mais éloignées de la valeur vraie.

| Verrerie | Incertitude (mL) |
|---|---|
| Pipette jaugée | ± 0,02 |
| Fiole jaugée | ± 0,05 |
| **Verrerie graduée** | **½ graduation** |
| Burette de 25 mL | ± 0,05 |
| Éprouvette 100 mL | ± 0,5 |
| Éprouvette 1L | ± 5 |
| Bécher<br>Erlenmeyer | Aucune précision, graduation très approximative |

Lorsque la recherche d'une concentration résulte d'une **série de n dosages**, la meilleure estimation de la valeur de la concentration cherchée est **la moyenne C des valeurs obtenues pour chaque dosage. Un encadrement (à 95 % de chance) de la valeur réelle de la concentration cherchée** est alors par l'intervalle de confiance (vu en mathématiques en classe de 2nde) : $\left[C-\frac{2\sigma}{\sqrt{n}}, C+\frac{2\sigma}{\sqrt{n}}\right]$ ; on pourra noter aussi $C \pm \frac{2\sigma}{\sqrt{n}}$ où σ est l'écart type de cette série de n mesures, grandeur statistique caractérisant la dispersion des mesures, donnée par la calculatrice ou par les tableurs : $\sigma = \sqrt{\sum_{i=1}^{n} \frac{(C_i - C)^2}{n}}$ (il n'est donc pas nécessaire de connaître cette formule, mais uniquement le nom « écart type » et le symbole sigma).



© Cned - Académie en ligne

Le nombre de chiffres significatifs à conserver pour exprimer la concentration C dépend de la valeur du quotient : $\frac{2\sigma}{\sqrt{n}}$ et, par convention, l'incertitude est arrondie à la valeur supérieure avec au plus deux chiffres significatifs.

*Généralisation*

**On pourra noter le résultat d'une mesure sous la forme :**

$$M_{95\%} = m \pm \Delta M \ (+ \textit{unité})$$

L'indice 95 % indique que le niveau de confiance de cet intervalle est de 95 %.

On arrondit toujours la valeur d'une incertitude avec **deux chiffres significatifs** et on conserve le nombre de chiffres significatifs correspondant pour la valeur mesurée m.



Cette opération ne doit être effectuée que lorsque l'on est prêt à exprimer le résultat de mesure (il faut éviter les arrondis « intermédiaires » lors des calculs).

**L'incertitude relative de la mesure est le quotient $\Delta M/M$.**

Cette grandeur, sans unité, permet d'évaluer rapidement la qualité d'une mesure :

$\Delta M/M < 1\%$ correspond à une mesure de bonne qualité.

$1\% < \Delta M/M < 5\ \%$ correspond à une mesure acceptable.

$\Delta M/M > 5\ \%$ correspond à un ordre de grandeur.

**L'incertitude relative est additive**, c'est-à-dire que, pour un dosage où $C_0 = \frac{C_B.V_E}{V}$,

on aura $\frac{\Delta C_0}{C_0} = \sqrt{\left(\frac{\Delta C_B}{C_B}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_E}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)^2} \simeq \frac{\Delta C_B}{C_B} + \frac{\Delta V_E}{V_E} + \frac{\Delta V}{V}$

en faisant une grosse approximation.

On estime qu'une incertitude relative est négligeable devant une autre si elle est environ dix fois plus petite.

## Activité 25 Précision d'un titrage



Dix élèves effectuent le dosage de l'acide benzoïque de l'activité 24, avec la même solution titrante.

Les résultats de la lecture du volume équivalent versé avec la burette, au virage de l'indicateur coloré, sont les suivants :

| Élève | A | B | C | D | E | F | G | H | I | J |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| $V_E$ (mL) | 17,2 | 17,0 | 17,4 | 18,2 | 17,0 | 17,1 | 17,3 | 17,1 | 17,2 | 17,1 |

1. Tous les résultats doivent-ils être pris en compte, ou bien faut-il éliminer une valeur, et laquelle ?
2. Quelle peut être l'origine de cette valeur aberrante ?
3. Calculer $\Delta V_E / V_E$ : vous devez obtenir les valeurs $\Delta V_E = 0{,}09$ mL et $\Delta V_E / V_E = 0{,}5\ \%$.
4. Déterminer alors la valeur de la concentration $C_0$ en acide benzoïque de la solution $S_0$ sous la forme $C_{0\ 95\ \%} = C_0 \pm \Delta C_0$ (+ *unité*), à l'aide des mesures retenues. Conclure sur la qualité du dosage.



© Cned - Académie en ligne

***Données*** D'après le résultat de l'activité 24, la valeur de $C_0 = \frac{1{,}0\times10^{-2}\times17{,}2}{20{,}0} = 8{,}6\times10^{-3}$ mol.L$^{-1}$.

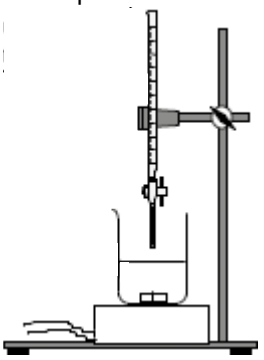
V est prélevé à la pipette jaugée, donc $\Delta V =$ 0,02 mL, donc $\frac{\Delta V}{V}=\frac{0{,}02}{20{,}0}=0{,}0010=0{,}1\%$.

La solution titrante est telle que $C_B = (1{,}0\pm0{,}01).10^{-2}$ mol.L$^{-1}$, donc $\frac{\Delta C_B}{C_B}=\frac{0{,}01.10^{-2}}{1{,}0.10^{-2}}=0{,}01=1\%$.

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

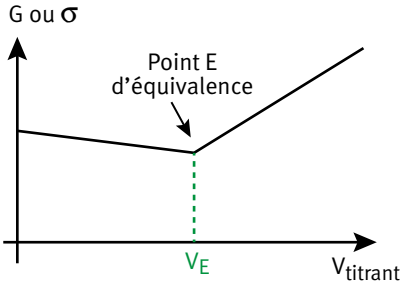
- Un dosage consiste à déterminer la quantité de matière ou la concentration molaire d'une espèce chimique contenue dans une solution.
- Un **dosage par titrage direct** met en jeu une réaction chimique.
- La réaction support du titrage doit être totale, rapide et unique.
- Schéma du montage d'un dosage par titrage :



- **L'équivalence** d'un titrage est l'état du système chimique pour lequel les réactifs ont été introduits en **proportions stœchiométriques**.

Pour repérer l'équivalence, il existe différentes méthodes : une grandeur physique qui varie brutalement ou un changement de couleur brutal, lors de l'ajout progressif d'un volume V de solution titrante.

➢ Titrage conductimétrique : étude de l'évolution de la conductivité du milieu réactionnel

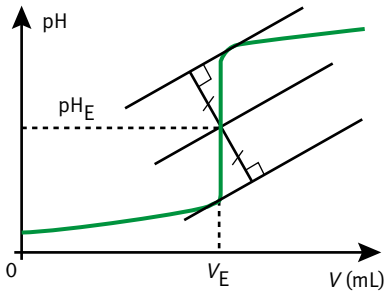




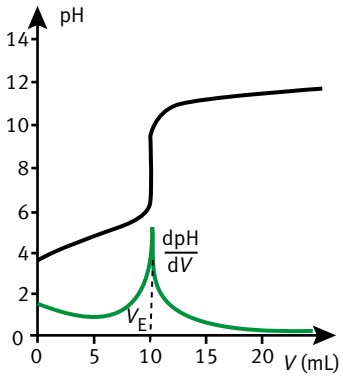

© Cned - Académie en ligne

➢ Titrage pH-métrique : étude de l'évolution du pH du milieu réactionnel

Méthode des tangentes parallèles




Méthode de la dérivée




➢ Titrage utilisant un indicateur de fin de réaction

L'équivalence est repérée par un **changement de couleur** appelé virage.

**La connaissance de volume $V_E$ à l'équivalence permet de trouver la concentration inconnue.**

Soit la réaction de support du titrage : $\boxed{a\,A + b\,B \rightarrow c\,C + d\,D}$

La stœchiométrie de l'équation permet de déterminer la concentration du réactif B dosé par la solution titrante A : $\boxed{C_B = \frac{b}{a}.\frac{C_A.V_E}{V_B}}$

## 2. Exercices d'apprentissage

**Exercice 33** **Titrage acido-basique de l'acide monochloroacétique**

L'acide monochloroacétique est le principe actif d'un des médicaments traitant les verrues.

La solution est appliquée deux ou trois fois par jour sur la verrue, en protégeant la peau saine et en recouvrant ensuite la zone traitée d'un pansement.

L'acide monochloroacétique a pour formule semi-développée $ClCH_2\text{-}CO_2H$. On utilisera la notation simplifiée AH pour cet acide et $A^-$ pour sa base conjuguée.

Afin de déterminer la concentration molaire volumique $c_0$ en acide monochloroacétique apporté dans la solution de médicament, on réalise un titrage acido-basique.

La solution de médicament étant trop concentrée, on prépare par dilution une solution $S_1$ 100 fois moins concentrée (on note $c_1$ la concentration de la solution $S_1$).

On réalise le titrage d'un volume $V_1$ = 20,0 mL de solution $S_1$ par une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + HO^-$) de concentration molaire apportée $c_B$ = 0,10 mol.L$^{-1}$ en présence d'un indicateur coloré acido-basique.



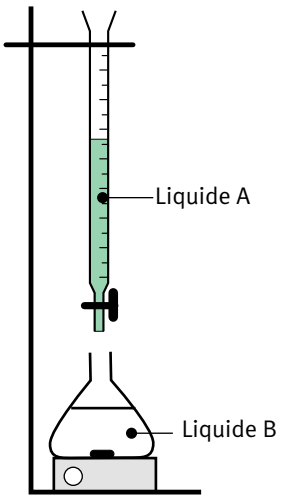
© Cned - Académie en ligne

1. Écrire l'équation de la réaction support du titrage.
2. Définir l'équivalence du titrage.
3. Le point d'équivalence est obtenu pour un volume d'hydroxyde de sodium versé $V_{BE}$= 10,6 mL.

En déduire la concentration $c_1$ de la solution diluée puis la concentration $c_0$ d'acide monochloroacétique dans le médicament.

## Exercice 34 Dosage manganimétrique

Voici le schéma d'un dispositif expérimental :




1. De quel type de dosage s'agit-il ?
2. Donner le nom du matériel et de la verrerie utilisés.
3. Le liquide A est une solution acidifiée de permanganate de potassium, de concentration $C_A$ parfaitement connue.

   Le liquide B est une solution, incolore, de dioxyde de soufre, de concentration $C_B$ inconnue.

   **3.1.** Écrire l'équation bilan de la réaction ayant lieu au cours de cette expérience.

   **3.2.** Expliquer la méthode pour déterminer la concentration de la solution B, en précisant ce que l'on observe au fur et à mesure du versement du liquide A (avant et après l'équivalence).
4. Expliquer pourquoi le technicien du laboratoire a pris soin de bien fermer le flacon contenant la solution fraîchement préparée de dioxyde de soufre.

   Comment l'élève pourrait-il vérifier, avant de faire son expérience, que sa solution de dioxyde de soufre est toujours fraîche ?

***Données*** Quelques couples oxydant/réducteur : $MnO_4^-/Mn^{2+}$ ; $SO_4^{2-}/SO_2$ ; $O_2/H_2O$.

Toutes les espèces en solution sont incolores, excepté l'ion permanganate qui donne une coloration violette à la solution.

Test de présence de l'ion sulfate ($SO_4^{2-}$) : l'ion sulfate réagit avec l'ion baryum pour donner un précipité blanc de sulfate de baryum.

## Exercice 35 Dosage des ions chlorure par conductimétrie

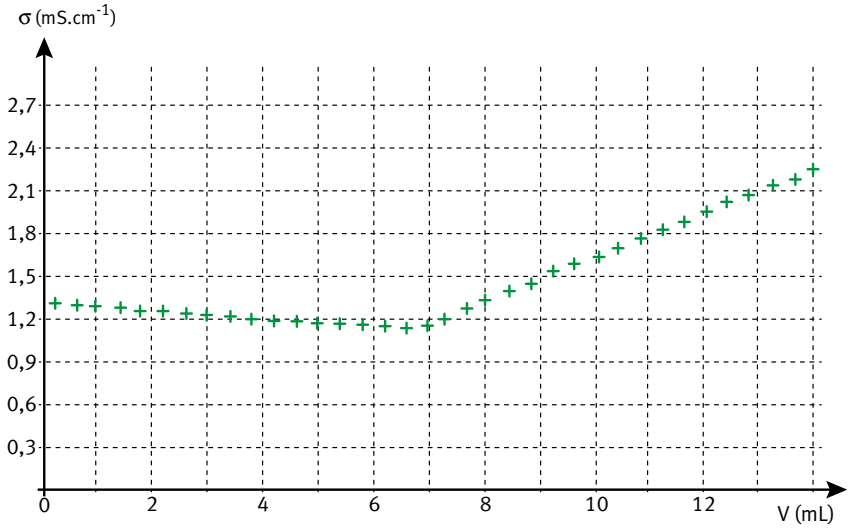
L'Aosept® était commercialisé il y a quelques années chez les opticiens et les pharmaciens pour le nettoyage et la décontamination des lentilles de contact. La notice du produit indique que la solution aqueuse contient, entre autres, du peroxyde d'hydrogène ou eau oxygénée à 3 % en masse et du chlorure de sodium (0,85 g pour 100 mL de solution).



© Cned - Académie en ligne

## ➜ Mode opératoire

- Dans un bécher, on introduit un volume $V_1$ = 10,0 mL de solution de nitrate d'argent ($Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$) de concentration molaire $c_1 = 1{,}0 \times 10^{-1}$ mol·L$^{-1}$ et 90 mL d'eau distillée.
- On plonge la cellule de conductimétrie dans la solution de nitrate d'argent obtenue.
- On ajoute, à l'aide d'une burette graduée mL par mL, la solution commerciale d'Aosept®, en notant à chaque ajout la conductivité σ de la solution. On obtient un précipité blanc de chlorure d'argent.
- On représente les valeurs de conductivité σ pour les différents volumes V de la solution commerciale d'Aosept® versés.




1. Écrire l'équation associée à la réaction de titrage.
2. Déterminer le volume à l'équivalence $V_E$, en expliquant la démarche suivie.
3. Indiquer, sans justification, parmi les espèces ioniques suivantes $NO_3^-$, $Na^+$, $Ag^+$ et $Cl^-$, celles qui sont présentes dans la solution :
   – pour un volume V versé inférieur au volume versé à l'équivalence $V_E$ ;
   – pour un volume V versé supérieur au volume versé à l'équivalence $V_E$.
4.

***Données*** Conductivités molaires ioniques λ des ions présents dans cette expérience :

| Ions | λ (en S.m$^2$.mol$^{-1}$) à 25 °C |
|---|---|
| $Ag^+(aq)$ | $6{,}19 \times 10^{-3}$ |
| $NO_3^-(aq)$ | $7{,}14 \times 10^{-3}$ |
| $Na^+(aq)$ | $5{,}01 \times 10^{-3}$ |
| $Cl^-(aq)$ | $7{,}63 \times 10^{-3}$ |



© Cned - Académie en ligne

On négligera la variation de volume de la solution dans le bécher lors de l'ajout de la solution d'Aosept®.

À partir des expressions de la conductivité σ de la solution (avant et après l'équivalence) et en comparant les valeurs des conductivités molaires ioniques du tableau ci-dessus, justifier brièvement :

– la décroissance de la conductivité σ de la solution avant l'équivalence ;

– l'augmentation de la conductivité σ de la solution après l'équivalence.

5. Déterminer la concentration molaire $c_0$ des ions chlorure dans la solution commerciale d'Aosept®, en expliquant comment sont exploités les résultats expérimentaux. En déduire la concentration massique du chlorure de sodium notée $c_{m2}$ dans la solution commerciale.

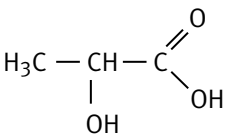
6. Pour un tel produit, on peut considérer que le contrôle de qualité est satisfaisant si l'écart relatif entre la mesure effectuée et l'indication du fabricant est inferieur à 10 %. Le résultat obtenu pour la concentration massique notée $c_{m2}$ du chlorure de sodium dans la solution commerciale d'Aosept® correspond-il à ce critère ?

***Donnée*** Écart relatif = $\dfrac{|C_{m2} - C_m|}{C_m}$

## Exercice 36 Titrage pH-métrique des ions lactate

Des solutions d'hydrogénocarbonate de sodium ou de lactate de sodium sont utilisées en injection par les médecins pour leurs propriétés alcalinisantes (traitement de l'excès d'acidité).

L'ion lactate est la base conjuguée de l'acide lactique (ou acide 2-hydroxypropanoïque) de formule :



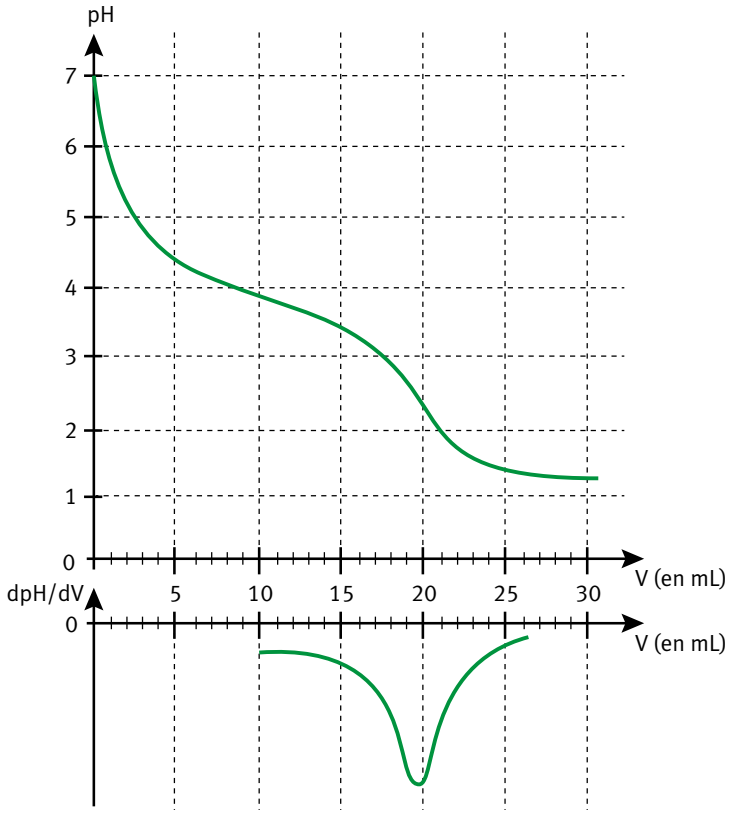

L'acide lactique sera noté AH et l'ion lactate sera noté $A^-$ dans la suite du problème.

Pour vérifier la concentration d'une solution commerciale, on procède à un titrage pH-métrique des ions lactate contenus dans cette solution.

On prélève un volume $V_1 = 20{,}0 \pm 0{,}05$ mL de solution S de lactate de sodium et l'on y verse une solution d'acide chlorhydrique $H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ de concentration molaire en soluté apporté $C_2 = 1{,}0 \pm 0{,}01$ mol.L$^{-1}$. On mesure le pH au fur et à mesure de l'addition d'acide. On obtient la courbe ci-après.



© Cned - Académie en ligne




1. Écrire l'équation de la réaction du titrage, la transformation associée étant considérée comme totale.
2. Déterminer graphiquement le volume d'acide versé à l'équivalence $V_{2E}$ en indiquant la méthode choisie, et en expliquant en quoi elle est plus judicieuse qu'une autre.

   On considérera que la valeur lue de $V_{2E}$ est précise à ± 0,05mL.
3. En déduire la concentration molaire en soluté apporté $C_1$ de la solution de lactate de sodium.
4. Calculer l'incertitude relative de $C_1$ et exprimer $C_1$ sous la forme $C_{1\ 95\ \%} = C_1 \pm \Delta C_1$ (+ *unité*).

## Exercice 37 Titrage pH-métrique de l'acide benzoïque

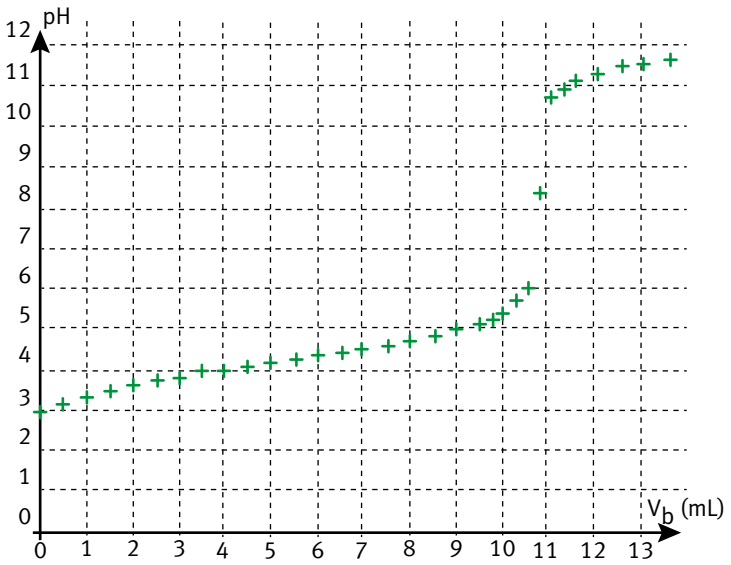
L'acide benzoïque est un conservateur utilisé dans de nombreux cosmétiques et produits pharmaceutiques. Il est naturellement présent dans le propolis (sous-produit du miel) et dans les canneberges (arbustes à baies rouges comestibles). Il est aussi souvent utilisé comme conservateur (E 210) dans certains aliments tels que les jus de fruits.

Une solution d'acide benzoïque est titrée par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c_b = 5{,}0 \times 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ ; le volume dosé par pHmétrie est $V_p = 20{,}0$ mL.



© Cned - Académie en ligne

La courbe obtenue lors de ce titrage donnant l'évolution du pH en fonction du volume $V_b$ d'hydroxyde de sodium versé est représentée ci-dessous.




1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation ayant lieu lors du titrage de l'acide benzoïque.
2. Déterminer, par une méthode graphique que l'on fera apparaître sur le graphique, le volume $V_{bE}$ de solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence.
3. Calculer la concentration molaire c d'acide benzoïque dissous dans la solution.

## Exercice 38 Choix d'un indicateur coloré naturel

Les anthocyanes sont des colorants naturels présents dans de nombreux fruits rouges ou des pétales de fleurs. Ils sont notamment présents dans les feuilles de chou rouge, d'où il est aisé de les extraire.

La variation de structure des anthocyanes en fonction de l'acidité du milieu est une particularité de ces molécules. Suivant le pH, ils prennent les couleurs suivantes :

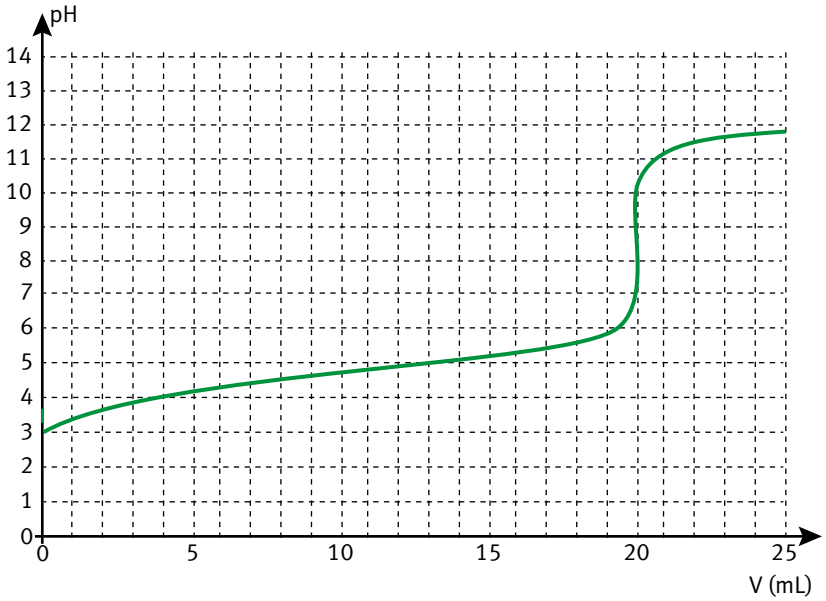
| **pH** | 3,0 | 6 | 8,5 | 13 |
|---|---|---|---|---|
| **Couleur** | Rouge | Bleu | Vert | Jaune |

On souhaite utiliser le jus de chou rouge comme indicateur pour doser l'acide propanoïque utilisé dans la synthèse de l'arôme d'abricot.

Afin de vérifier que l'utilisation du jus de chou rouge est judicieuse, on réalise un dosage par pH-métrie, dont voici le résultat.



© Cned - Académie en ligne




1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide propanoïque titré par une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + HO^-$).
2. Déterminer, en faisant apparaître les constructions sur la courbe, le volume V et le pH à l'équivalence.
3. Quelle est la couleur de la solution initiale une fois le jus de chou rouge introduit ? Justifier votre réponse à l'aide des documents donnés.
4. Le chou rouge peut-il être utilisé comme indicateur coloré dans ce dosage ? Justifier la réponse et préciser le changement de couleur qui serait observé.



© Cned - Académie en ligne

# 7 Pour clore la séquence

## A Fiche de synthèse

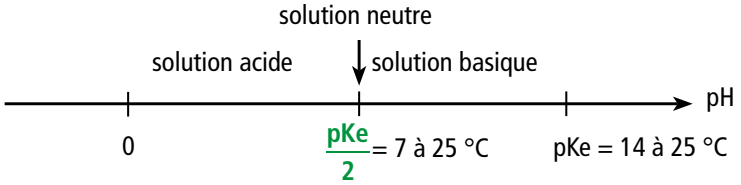
### Réaction chimique par échange de protons

➢ Le pH d'une solution aqueuse permet de déterminer l'acidité d'une solution.

Le pH est lié à la concentration des ions $H_3O^+$ par la relation :
$pH = - \log [H_3O^+] \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$.

Le produit ionique de l'eau est défini par la relation $Ke = [H_3O^+] \times [OH^-]$

Le caractère acide, basique ou neutre d'une solution aqueuse dépend du pKe à la température de travail.




➢ D'après la théorie de Brønsted, un acide est une espèce chimique capable de céder un proton $H^+_{(aq)}$, et une base est une espèce chimique capable de capter un proton $H^+_{(aq)}$.

Tous les acides et les bases possèdent une forme conjuguée par l'échange d'un proton $H^+$ suivant la demi-équation protonique $\boxed{\text{acide} = \text{base} + H^+}$ qui peut s'écrire sous la forme $HA = A^- + H^+$ (ou $BH^+ = B + H^+$).

On distingue les espèces (acide ou base) fortes et les espèces faibles :

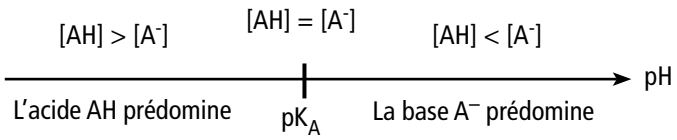
- acide (ou base) forte si la réaction de dissociation dans l'eau est totale ;
- acide (ou base) faible si cette réaction n'est pas totale mais limitée et aboutit donc à un équilibre.

Chaque couple acido-basique est caractérisé par une constante d'acidité $\boxed{K_A = \dfrac{[base] \,.\, [H_3O^+]}{[acide]}}$, ne dépendant que de la température. On définit aussi le $pK_A$ tel que $\boxed{pK_A = - \log K_A}$, ce qui équivaut à $\boxed{K_A = 10^{-pKA}}$.

La forme acide ou basique prédomine dans une solution aqueuse selon la valeur du pH de la solution, et la valeur du $pK_A$ du couple suivant le diagramme de prédominance suivant :



© Cned - Académie en ligne




Les indicateurs colorés acido-basiques constituent des couples acide/base.

De nombreux couples acido-basiques sont présents dans les milieux biologiques, et notamment les acides aminés, dont une des formes est un ampholyte.

➢ Le pH d'une solution d'**acide fort**, de concentration $C_a$, est $pH = - \log C_a$.

Le pH d'une solution de **base forte**, de concentration $C_b$, est $pH = 14 + \log C_b$.

La réaction d'un acide fort avec une base forte est **totale** et **exothermique** et s'écrit : $H_3O^+(aq) + HO^-(aq) \rightarrow 2H_2O(l)$.

Du fait de l'énergie dégagée lors de la réaction d'un acide fort avec une base forte, des précautions s'imposent : port obligatoire d'une blouse, de gants et de lunettes.

➢ Les **solutions tampons** présentent des propriétés particulières de stabilité du pH : le **pH varie peu** suite à l'addition d'une petite quantité d'acide, de base ou par dilution.

De nombreux **milieux biologiques** sont des solutions tampons, qui permettent de réguler le pH sanguin lors d'un effort musculaire, ou le pH de l'estomac ou de l'intestin lors d'un repas… Le contrôle de ce pH est donc fondamental.

Une solution tampon est constituée d'un mélange en proportions voisines d'un acide faible et de sa base conjuguée.

Ce sont des couples acido-basiques (tels que le couple $CO_2, H_2O$ / $HCO_3^-$ ou $H_2PO_4^-$ / $HPO_4^{2-}$ ) qui sont responsables de cette régulation vitale.

## Dosages par étalonnage

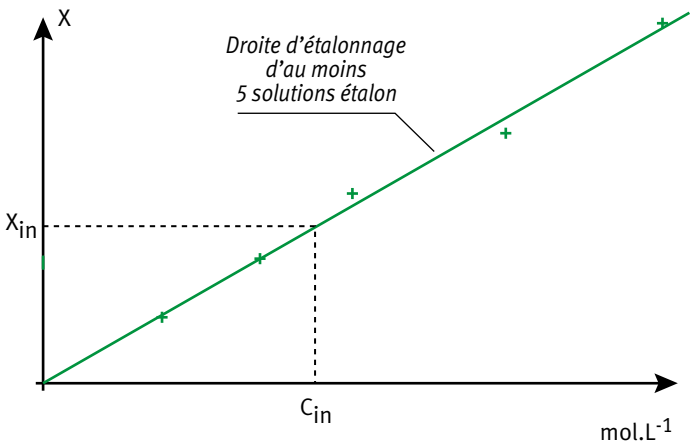
- **Le dosage d'une espèce chimique en solution est la détermination de sa concentration molaire dans la solution.**
- **Le dosage par étalonnage** est basé sur la comparaison d'une propriété physique de l'espèce chimique à doser : on mesure une grandeur physique X d'une gamme de solutions étalons et de la solution à doser.
- Deux techniques d'analyse à connaître : la spectrophotométrie (pour une espèce colorée) et la conductimétrie (pour une solution contenant des ions).

Par application de la loi de Beer-Lambert $A = \varepsilon(\lambda) L c = k.c$ ou de la loi de Kohlrausch $\sigma = \sum_{\text{ions i}} \lambda_i . C_i$, les grandeurs A ou $\sigma$ sont proportionnelles à la concentration des solutions étalons.



© Cned - Académie en ligne

▸ **Le dosage par étalonnage** se fait grâce à une courbe d'étalonnage obtenue avec des solutions étalons.

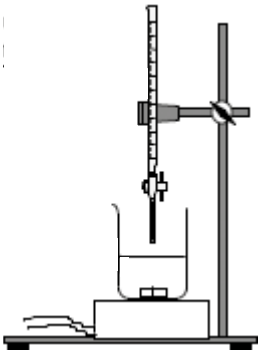



## Dosages par titrage

▸ Le dosage d'une espèce chimique en solution est la détermination de sa concentration molaire dans la solution.

▸ Un dosage par **titrage direct** consiste à doser une espèce chimique par l'intermédiaire d'une réaction chimique support du titrage qui est totale, rapide et unique.

▸ Schéma du **montage** d'un dosage par titrage :



▸ **L'équivalence** d'un titrage est l'état du système chimique pour lequel les réactifs ont été introduits en **proportions stoechiométriques**.

**Pour repérer l'équivalence**, on utilise une grandeur physique qui varie brutalement ou un changement de couleur brutal, lors de l'ajout progressif d'un volume V de solution titrante.

➢ Lors d'un **titrage conductimétrique**, le volume équivalent correspond au volume V de solution titrante versé pour lequel il y a **changement de pente** de la droite modélisant $\sigma = f(V)$.

➢ Lors d'un **titrage pH-métrique**, le volume équivalent correspond au volume V de solution titrante versé pour lequel il y a un **important saut de pH**. Le volume équivalent se détermine par la méthode des tangentes ou la méthode de la dérivée.



© Cned - Académie en ligne

➢ Lors d'un **titrage utilisant un indicateur de fin de réaction**, l'équivalence est repérée par un **changement de coloration** du milieu réactionnel ou d'un indicateur coloré adapté.

**La connaissance du volume $V_E$ à l'équivalence permet de trouver la concentration inconnue.**

Soit la réaction de support du titrage : $\boxed{a\,A + b\,B \rightarrow c\,C + d\,D}$

La stœchiométrie de l'équation permet de déterminer la concentration du réactif B dosé par la solution titrante A :

$$\boxed{\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b}} \text{ soit } \boxed{C_B = \frac{b}{a}.\frac{C_A.V_E}{V_B}}$$

# B Exercices de synthèse

## Exercice 1 Une eau distillée a-t-elle un pH constant ?

### ❶ pH de l'eau pure à 25 °C

**1.1.** *Dans toute solution aqueuse se produit la réaction d'autoprotolyse de l'eau.*

Écrire l'équation de cette réaction.

**1.2.** Exprimer la constante $K_e$ associée à l'équation précédente. Quel nom donne-t-on à cette constante $K_e$ ?

**1.3.** *À 25 °C, des mesures de conductivité électrique montrent que, pour de l'eau pure :* $[H_3O^+] = [HO^-] = 1{,}0 \times 10^{-7}$ mol.L$^{-1}$ .

**1.3.1.** Calculer la valeur de $K_e$ à 25 °C.

**1.3.2.** Calculer la valeur du pH de l'eau pure à 25 °C.

### ❷ Eau distillée laissée à l'air libre

De l'eau fraîchement distillée et laissée quelque temps à l'air libre dans un bécher, à 25 °C, voit son pH diminuer progressivement puis se stabiliser à la valeur de 5,7. La dissolution lente et progressive dans l'eau distillée du dioxyde de carbone présent dans l'air permet d'expliquer cette diminution du pH. Un équilibre s'établit entre le dioxyde de carbone présent dans l'air et celui qui est dissous dans l'eau distillée noté $CO_2, H_2O$.

Dans la suite de l'exercice, on ne tiendra pas compte de la réaction entre les ions hydrogénocarbonate $HCO_3^-$ et l'eau. Le couple dioxyde de carbone dissous / ion hydrogénocarbonate est $CO_2, H_2O$ / $HCO_3^-$.

**2.1.** *L'équation de la réaction entre le dioxyde de carbone dissous et l'eau s'écrit :*

$$CO_2, H_2O + H_2O(\ell) = HCO_3^-(aq) + H_3O^+.$$

Écrire les couples acido-basiques mis en jeu dans cette équation.

**2.2.** Exprimer la constante d'acidité $K_A$ associée à l'équation précédente.



© Cned - Académie en ligne

**2.3.** Montrer qu'à partir de l'expression de $K_A$ on peut écrire :

$$pH = pK_A + \log([HCO_3^-] / [CO_2, H_2O]) \quad \text{relation (1)}$$

**2.4.** Sachant que $pK_A = 6{,}4$, et en utilisant la relation (1), calculer la valeur du quotient $[HCO_3^-] / [CO_2, H_2O]$ pour de l'eau distillée de pH = 5,7. Parmi les espèces $CO_2$, $H_2O$ et $HCO_3^-$, quelle est celle qui prédomine dans de l'eau distillée de pH = 5,7 ? Justifier.

**2.5.** Tracer le diagramme de prédominance des espèces $CO_2$, $H_2O$ et $HCO_3^-$.

**2.6.1.** Compléter littéralement le tableau d'avancement en fonction de V (volume considéré d'eau distillée) et de c (concentration molaire apportée en dioxyde de carbone de l'eau distillée).

| Équation de la réaction | | $CO_2, H_2O$ | + $H_2O(\ell)$ | = $HCO_3^-(aq)$ | + $H_3O^+$ |
|---|---|---|---|---|---|
| **État du système chimique** | **Avancement (mol)** | | | | |
| État initial (mol) | 0 | | solvant | 0 | 0 |
| État intermédiaire (mol) | x | | solvant | | |
| État final (à l'équilibre) (mol) | $x_{éq}$ | | solvant | | |

**2.6.2.** Quelle est la relation entre $[HCO_3^-]_{éq}$ et $[H_3O^+]_{éq}$? En déduire la valeur de $[HCO_3^-]_{éq}$.

**2.6.3.** Déterminer la valeur de $[CO_2, H_2O]_{éq}$ en utilisant l'expression de la constante d'acidité établie à la question 2.2.

**2.6.4.** En déduire la valeur de c.

### ❸ Influence de la composition atmosphérique

**3.1.** *Dans un mélange gazeux, comme l'air, chacun des gaz qui le constituent contribue à la pression du mélange proportionnellement à sa quantité de matière. C'est la pression partielle du gaz considéré.*

***Exemple*** Si l'air contient en quantité 20 % de dioxygène, alors la pression partielle du dioxygène, notée $p_{O_2}$, vaut 20 % de la pression de l'air.

L'atmosphère terrestre possède actuellement un pourcentage moyen en quantité de $CO_2$ de 0,038 %.

Pour une pression atmosphérique de $1{,}013 \times 10^5$ Pa, à quelle pression partielle $p_{CO_2}$ de $CO_2$ ce pourcentage moyen correspond-il ?

**3.2.** *La concentration d'un gaz dissous dans l'eau est proportionnelle à sa pression partielle quand l'équilibre du système chimique est atteint. Dans le cas du dioxyde de carbone, on a :*

$$[CO_2, H_2O]_{éq} = k\, p_{CO_2} \text{ avec } k = 3{,}4 \times 10^{-7}\ mol.L^{-1}.Pa^{-1}.$$

Pour un pourcentage moyen en quantité de $CO_2$ de 0,038 % et pour une pression atmosphérique de $1{,}013 \times 10^5$ Pa, calculer la valeur de la concentration



© Cned - Académie en ligne

$[CO_2, H_2O]_{éq}$ dans une solution aqueuse quand l'équilibre entre le dioxyde de carbone atmosphérique et le dioxyde de carbone dissous est atteint.

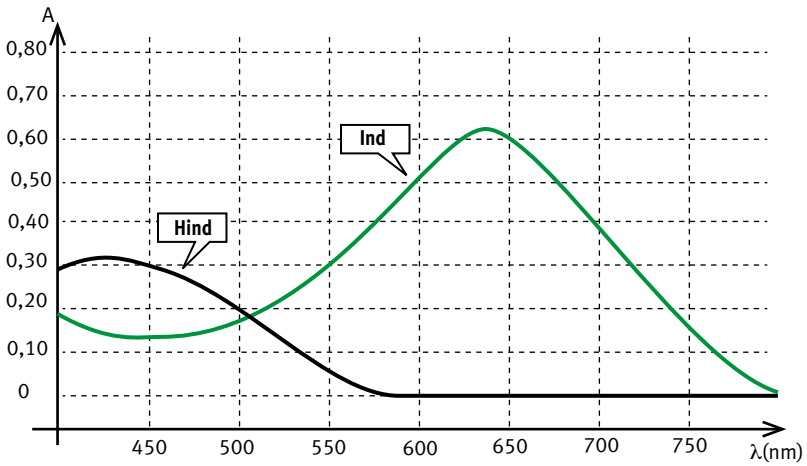
**3.3.** En comparant la valeur précédente à celle obtenue à la question 2.6.3., indiquer sans calcul si l'air du laboratoire où a eu lieu la préparation de l'eau distillée possède un pourcentage en dioxyde de carbone plus petit ou plus grand que 0,038 %.

## Exercice 2 Domaine de prédominance d'un indicateur coloré

Le bleu de bromothymol est un indicateur coloré obtenu par synthèse. Il permet la mesure de pH des eaux de piscine ou d'aquarium. C'est un couple acide/base, noté HInd / $Ind^-$ ; la forme acide est jaune, la forme basique bleue. La teinte sensible est verte. Son $pK_a$ est 6,8.

### 1. Étude spectrophotométrique

Les courbes ci-dessous représentent l'absorbance de l'espèce HInd et celle de l'espèce $Ind^-$ en fonction de la longueur d'onde λ.




1. Pour quelle longueur d'onde $\lambda_1$ l'absorbance de la forme HInd est-elle maximale ? Justifier la teinte jaune de la forme acide.
2. Avec quel appareil mesure-t-on l'absorbance ? Quelle est la relation entre l'absorbance d'une espèce chimique en solution et sa concentration molaire ?
3. L'appareil est réglé sur λ = 600 nm. Quel est l'intérêt de ce réglage ?

### 2. Zone de virage

1. Écrire l'équation de la réaction du bleu de bromothymol avec l'eau. Utiliser les notations HInd et $Ind^-$.
2. Donner l'expression de la constante d'acidité $K_a$.
3. La zone de virage de l'indicateur coloré correspond à l'intervalle de pH : $pK_a - 1 < pH < pK_a + 1$



© Cned - Académie en ligne

Tracer le diagramme de prédominance du bleu de bromothymol en fonction du pH. Indiquer, sur ce même tracé, les trois couleurs du bleu de bromothymol.

4 Exprimer le pH en fonction de $pK_a$, de [HInd] et de [$Ind^-$]. Calculer le pH pour $\frac{[Ind^-]}{[HInd]} = 100$. En déduire la teinte du bleu de bromothymol.

## Exercice 3 — Dosage par conductimétrie du chlorure de sodium dans le sérum physiologique

*Le sérum physiologique est une solution de chlorure de sodium. Afin de déterminer sa concentration, on dispose d'une solution mère de chlorure de sodium de concentration molaire $1{,}00 \times 10^{-2}$ mol·L$^{-1}$, d'un échantillon de ce sérum et du matériel de laboratoire approprié.*

### 1 Préparation de solutions filles

On souhaite préparer des solutions diluées de concentrations décroissantes : $9{,}00 \times 10^{-3}$ mol·L$^{-1}$ ; $8{,}00 \times 10^{-3}$ mol·L$^{-1}$ et $1{,}00 \times 10^{-3}$ mol·L$^{-1}$.

a) Quel matériel utiliser pour préparer 100 mL d'une solution de concentration $1{,}00 \times 10^{-3}$ mol·L$^{-1}$ à partir de la solution mère ? Préciser le volume de chaque matériel.

b) Décrire le protocole expérimental de la dilution.

### 2 Construction d'une courbe d'étalonnage

Les mesures ont donné les résultats figurant dans le tableau.

a) Compléter le tableau. Donner la relation qui permet de calculer G.

| c (mmol.L$^{-1}$) | 1,00 | 2,00 | 3,00 | 4,00 | 5,00 | 6,00 | 7,00 | 8,00 | 9,00 | 10,00 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| U (V) | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 |
| I (mA) | 0,22 | 0,43 | 0,65 | 0,86 | 1,08 | 1,28 | 1,49 | 1,70 | 1,91 | 2,1 |
| G (mS) | | | | | | | | | | |

b) Construire la courbe G = f(c).

Échelle : en abscisse 1 cm représente 1 mmol.L$^{-1}$ et en ordonnée 1 cm représente 0,1 mS.

### 3 Détermination de la concentration du sérum physiologique

La solution de sérum a été diluée 20 fois.

a) La solution diluée a une conductance de 1,68 mS. Déduire de la courbe la valeur de la concentration molaire de la solution diluée.

b) Quelle est la concentration de la solution mère du sérum physiologique ?

## Exercice 4 — Dosage du glucose par spectrophotométrie : un contrôle obligatoire dans la chaptalisation

Cet exercice se propose d'étudier le procédé de chaptalisation décrit par Jean-Antoine Chaptal (1756-1832) dans son essai *L'art de faire, de gouverner et de perfectionner les vins*.



© Cned - Académie en ligne

## 1 Fermentation alcoolique du glucose

En 1801, Jean-Antoine Chaptal écrit : « Le principe sucré existe dans le moût* et en fait un des principaux caractères, il disparaît par la fermentation et est remplacé par l'alcool qui caractérise essentiellement le vin. » Le sucre mentionné est du glucose contenu dans le jus de raisin, de formule brute $C_6H_{12}O_6$ qui, sous l'action des levures de la peau du raisin, se transforme en éthanol. Cette réaction, dite fermentation alcoolique, produit également du dioxyde de carbone.

* Le *moût* désigne la mixture obtenue après pression ou cuisson de fruits ou d'autres produits destinés à la fermentation.

**1.1.** Représenter la formule topologique de l'éthanol de formule brute $C_2H_6O$.

**1.2.** Quelle est la classe de l'éthanol ?

**1.3.** Écrire l'équation de la réaction de formation de l'éthanol lors de la fermentation alcoolique du glucose.

## 2 Fermentation alcoolique du saccharose

Plus loin, Chaptal précise : « Comme le but et l'effet de la fermentation spiritueuse se réduisent à produire de l'alcool, en décomposant le principe sucré, il s'ensuit que la formation de l'un est toujours en proportion de la destruction de l'autre […] c'est pour cela qu'on augmente à volonté la quantité d'alcool, en ajoutant du sucre au moût qui paraît en manquer. » Cette méthode d'ajout de sucre a gardé son nom, la chaptalisation ; elle est utilisée depuis la fin du XVIII$^{e}$ siècle.

Le sucre utilisé pour la chaptalisation est le saccharose de formule brute $C_{12}H_{22}O_{11}$. L'équation de la réaction de transformation du saccharose en éthanol s'écrit :

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow 4\ C_2H_6O + 4\ CO_2$$

On appelle degré alcoolique (d°) d'un vin, le volume V (exprimé en millilitres, mL) d'éthanol pur présent dans 100 mL de ce vin. Par exemple, lorsque d° = 7, cela veut dire que, dans 100 mL de vin, il y a 7 mL d'éthanol pur.

On s'intéresse à la quantité de saccharose à ajouter pour augmenter le degré alcoolique d'un vin.

***Données***

- Masse volumique de l'éthanol $\rho = 0{,}79\ g.mL^{-1}$ ;
- Masses molaires moléculaires :

  M (éthanol) = 46 $g.mol^{-1}$ ; M (saccharose) = 342 $g.mol^{-1}$ ;
  M (glucose) = 180 $g.mol^{-1}$.

**2.1.** En considérant la fermentation alcoolique à partir du saccharose comme une réaction totale, quelle est la relation liant la quantité de matière de saccharose initiale notée $n_{saccharose}$ à la quantité de matière finale d'éthanol obtenue notée néthanol?



© Cned - Académie en ligne

**2.2.** Montrer que la quantité de matière d'éthanol correspondant à l'augmentation d'un degré alcoolique d'un litre de vin est égale à $1,7 \times 10^{-1}$ mol. En déduire la masse théorique de saccharose correspondante.

### ❸ Peut-on chaptaliser le muscadet ?

Dans l'appellation muscadet, la chaptalisation est autorisée si la teneur en glucose du moût est inférieure à 161 $g.L^{-1}$. Pour savoir s'il est possible légalement d'ajouter du saccharose dans le moût de ce vin, il est nécessaire de doser le glucose qu'il contient.

#### Principe du dosage

On oxyde, à chaud et en milieu basique, le glucose par l'acide 3,5-dinitrosalycilique (DNS), espèce chimique incolore. Cette réaction produit l'acide 3-amino-5-nitrosalicylique, qui est un composé rouge. Une fois la réaction avec le DNS terminée, l'acide 3-amino-5-nitrosalicylique formé est dosé par spectrophotométrie visible. Cette réaction étant totale et le DNS étant en excès, la quantité d'acide formé est proportionnelle à la quantité de glucose oxydé.

#### Protocole du dosage

***Étape 1*** À partir d'une solution mère de glucose de concentration molaire $C_{glucose} = 1,0 \times 10^{-2}$ $mol.L^{-1}$ et d'une solution contenant le DNS, un groupe d'élèves prépare cinq solutions dont ils mesurent les absorbances, une fois la réaction d'oxydation achevée. Les volumes utilisés pour préparer ces solutions et les valeurs des absorbances mesurées sont indiqués dans le tableau ci-dessous.

| Solution | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|---|---|---|---|---|---|
| Volume de la solution mère (mL) | 0 | 0,30 | 0,60 | 0,90 | 1,20 |
| Volume du réactif contenant le DNS (mL) | 2,0 | 2,0 | 2,0 | 2,0 | 2,0 |
| Volume d'eau distillée (mL) | 3,0 | 2,7 | 2,4 | 2,1 | 1,8 |
| Absorbance | 0 | 0,25 | 0,51 | 0,74 | 1,1 |

***Étape 2*** Le groupe d'élèves prépare une solution X à partir d'une solution de moût du raisin muscadet que l'on a dilué 50 fois. Les volumes utilisés pour préparer cette solution et la valeur de l'absorbance mesurée sont indiqués dans le tableau ci-dessous.

| Solution | X |
|---|---|
| Volume du moût de raisin dilué (mL) | 0,40 |
| Volume du réactif contenant le DNS (mL) | 2,0 |
| Volume d'eau distillée (mL) | 2,6 |
| Absorbance | 0,67 |

#### Exploitation

**3.1.** Pourquoi a-t-on dilué le moût avant de préparer la solution X ?



© Cned - Académie en ligne

**3.2.** Est-il possible de rajouter du saccharose dans le moût du raisin de muscadet dans le respect de la réglementation ?

*On attend pour cette question l'explicitation détaillée du raisonnement, les calculs et une conclusion.*

## Exercice 5 Dosage pH métrique de l'acide lactique

Le pH des liquides biologiques doit être maintenu dans des fourchettes étroites pour que la vie soit possible.

Un changement de pH perturberait très sérieusement le métabolisme des organismes vivants. Les différents milieux disposent de systèmes tampons performants pour maintenir constant leur pH.

***Données*** Pour un couple acido-basique symbolisé A / B, on peut écrire : $pH = pK_A + \log\frac{[B]}{[A]}$

Demi-équation associée au couple $CO_2$ / $HCO_3^-$ :
$CO_2(aq) + 2\ H_2O(l) = HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$

### 1 Les solutions tampons : maintien du pH des milieux biologiques

**Document 1**

Dans les milieux biologiques, les systèmes tampons amortissent les variations de pH lorsqu'il y a une perturbation de l'équilibre acide/base. L'effet du système tampon est plus efficace si la concentration en chacune des espèces le constituant est grande et si le $pK_A$ du système tampon est proche du pH des milieux biologiques ; l'effet est maximum lorsque $pH = pK_A$.

Dans le corps humain, le pH du sang et des fluides extracellulaires varie peu autour de 7,4 et le pH normal intracellulaire est de 6,8 à 7,0 selon les cellules.

Ainsi, le pH intracellulaire est maintenu pratiquement constant grâce au système « phosphate » ($H_2PO_4^-(aq)$ / $HPO_4^{2-}(aq)$).

**1.1.** Donner une estimation de la valeur du pKA du couple $H_2PO_4^-$/ $HPO_4^{2-}$.

**Document 2**

Un autre système tampon important dans l'organisme fait intervenir le couple dioxyde de carbone / ion hydrogénocarbonate $CO_2(aq)$ / $HCO_3^-(aq)$. Dans les conditions normales de respiration, la concentration molaire en dioxyde de carbone dans le sang est telle que $[CO_2(aq)] = \alpha \times p(CO_2)$. $\alpha$ est la constante de solubilité de valeur $\alpha = 0{,}030\ mmol.L^{-1}.mmHg^{-1}$ et $p(CO_2)$ la pression partielle du dioxyde de carbone dans l'alvéole pulmonaire exprimée en millimètres de mercure (mm Hg). Sa valeur est normalement $p(CO_2) = 40$ mmHg. La concentration molaire des ions hydrogénocarbonate est $[HCO_3^-(aq)] = 24\ mmol.L^{-1}$.

**1.2.** Sachant que le $pK_A$ du couple $CO_2$ / $HCO_3^-$ est égal à 6,1 à 37 °C, montrer que le pH du sang humain est maintenu à la valeur habituelle dans les conditions normales de respiration.



© Cned - Académie en ligne

## 2 Les perturbations et les mécanismes régulateurs

**Document 3**

Les perturbations portant sur la régulation du pH dans l'organisme peuvent provenir du métabolisme. Par exemple, les acidoses métaboliques peuvent être dues à une activité physique importante au cours de laquelle un acide est fabriqué par l'organisme suite à une mauvaise oxygénation des tissus.

Dans les acidoses métaboliques, la réaction ventilatoire est rapide : elle implique une hyperventilation pour abaisser la quantité de dioxyde de carbone dans le sang, qui doit normalement diminuer en quelques minutes.

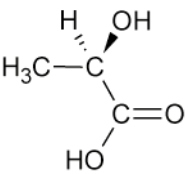
Le sang contient, à l'état normal, 1,65 $g.L^{-1}$ d'ions hydrogénocarbonate et 0,060 $g.L^{-1}$ de dioxyde de carbone dissous, les concentrations en base et en acide pouvant être régulées par contrôle de leur excrétion : $CO_2(g)$ par voie respiratoire (rapide) et $HCO_3^-(aq)$ par voie rénale (lente).

À l'aide de l'expression de la constante d'acidité du couple $CO_2(aq) / HCO_3^-(aq)$, expliquer comment une hyperventilation permet de corriger une acidose métabolique.

## 3 Un acide de l'organisme : l'acide lactique

**3.1.** L'acide produit par l'organisme lors d'une acidose métabolique est l'acide lactique. C'est un acide faible de formule brute $C_3H_6O_3$.

Recopier la représentation de l'acide lactique figurant ci-contre puis entourer et nommer les groupes caractéristiques.




**3.2.** La figure 1 représente deux simulations de courbes de titrage pH-métrique de deux solutions aqueuses acides différentes par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($Na^+(aq) + HO^-(aq)$).

Les deux acides sont l'acide chlorhydrique, un acide fort, et l'acide lactique, un acide faible.

La concentration molaire en soluté apporté des deux solutions aqueuses d'acide est $c = 1{,}0 \times 10^{-2}$ $mol.L^{-1}$.



© Cned - Académie en ligne

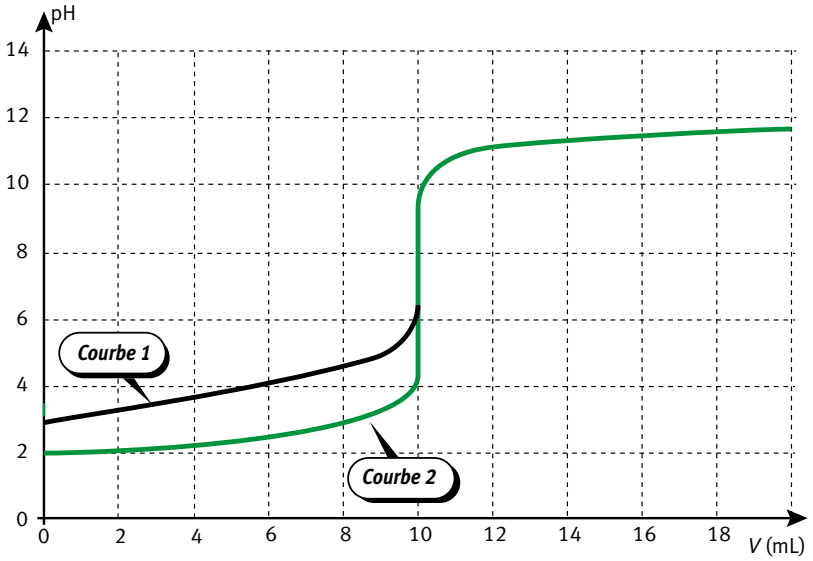



**Figure 1 :** *Titrage des solutions A et B*

**3.2.1.** Calculer le pH de la solution d'acide fort avant l'ajout de la solution aqueuse de soude et en déduire la courbe correspondant à son titrage pH-métrique.

**3.2.2.** On donne l'équation de la réaction de titrage de l'acide lactique :

$CH_3CHOHCOOH(aq) + HO^-(aq) \rightarrow CH_3CHOHCOO^-(aq) + H_2O(l)$

Montrer que, pour un volume de solution aqueuse de soude ajouté égal à $\frac{V_E}{2}$, $V_E$ étant le volume versé à l'équivalence, le pH de la solution vaut $pK_A$.

En déduire une estimation du $pK_A$ de l'acide lactique.

### 4 La précision d'un titrage

Un élève effectue le titrage colorimétrique d'un volume $V_A = (20{,}0 \pm 0{,}05)$ mL d'une solution aqueuse d'acide lactique de concentration molaire attendue $c_A = (2{,}22 \pm 0{,}05) \times 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ par une solution d'aqueuse de soude étiquetée « concentration $c_B = (3{,}00 \pm 0{,}01) \times 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ ».

**4.1.** La valeur du volume à l'équivalence relevée par un élève est $V_E = (10{,}1 \pm 0{,}3)$ mL. L'estimation de l'incertitude sur la mesure est liée au repérage de l'équivalence et à la précision de la burette dans les conditions de l'expérience. Déterminer la concentration molaire expérimentale $c_{Aexp}$ en acide lactique obtenue par l'élève.

**4.2.** On définit l'incertitude relative d'une grandeur X par le rapport $\frac{\Delta X}{X}$. On estime qu'une incertitude relative est négligeable devant une autre si elle est environ dix fois plus petite.

**4.2.1.** Montrer que les incertitudes relatives sur $V_A$ et $c_B$ sont négligeables devant celle sur $V_E$.



© Cned - Académie en ligne

**4.2.2.** Dans cette hypothèse, on peut montrer que l'incertitude relative $\frac{\Delta C_{Aexp}}{C_{Aexp}}$ est égale à $\frac{\Delta V_E}{V_E}$. En déduire l'encadrement de la concentration molaire en acide lactique $c_{Aexp}$ obtenue par l'élève.

**4.2.3.** L'encadrement de la concentration molaire obtenue expérimentalement est-elle cohérente avec l'encadrement de la concentration molaire attendue ? Justifier.

**4.2.4.** Quelle(s) raison(s) pourrai(en)t expliquer un écart éventuel entre l'encadrement attendu et l'encadrement expérimental ?



© Cned - Académie en ligne

# Séquence 6

# Amortissement et temps

**Problématique**

Le temps et sa mesure, la définition et l'évolution de son unité reposent sur l'étude et l'exploitation de phénomènes périodiques.

L'histoire de cette mesure, qui peut remonter aux procédés ancestraux (gnomonique), est liée à une recherche de progrès tendue par le souci toujours plus grand de la précision, de la stabilité et de l'universalité (rotation et révolution terrestres, oscillateurs mécaniques et électriques, horloges atomiques).

Vous avez étudié, dans la séquence 4, la cinématique et la dynamique newtoniennes pour inscrire le temps comme variable naturelle des phénomènes évolutifs. L'énergie et la quantité de mouvement sont des grandeurs qui peuvent se conserver lors d'une évolution.

Les aspects énergétiques interviennent dans ce cadre pour analyser les causes de dissipation qui altèrent la reproductibilité des phénomènes, et donc la qualité des étalons de temps.

## Sommaire


1. Prérequis
2. Transferts énergétiques au cours d'un mouvement
3. Dissipation d'énergie pour un oscillateur
4. Temps et relativité restreinte
5. Pour clore la séquence




© Cned - Académie en ligne

# 1 Prérequis

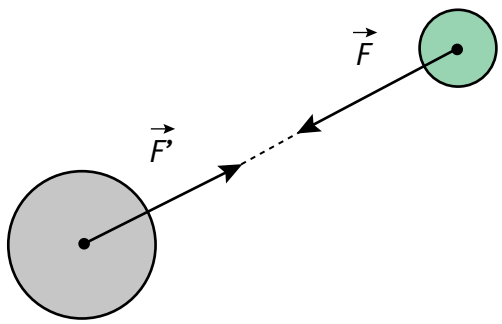
## A La force gravitationnelle (2nde)

### ➜ Loi de la gravitation universelle

Dans le cas de deux corps à répartition sphérique de masse m et m', la valeur F de la force d'interaction gravitationnelle a pour expression : $F = G\dfrac{m\ m'}{d^2}$

où G est la constante de gravitation (G = $6{,}67.10^{-11}$ SI) et $d$ la distance entre les centres de ces corps.

Chaque corps exerce une force sur l'autre corps.




## B Les champs (1re S)

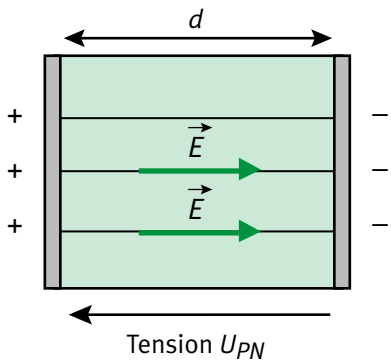
### 1. Caractéristiques du champ de pesanteur

$$\vec{g} : \begin{cases} \text{Direction : la verticale} \\ \text{Sens : vers le bas} \\ \text{Valeur (à Paris) : } g = 9{,}81\ \text{N.kg}^{-1} \end{cases}$$



© Cned - Académie en ligne

## 2. Caractéristiques du champ électrostatique dans un condensateur plan




Le champ électrostatique est uniforme dans le condensateur.

Caractéristiques :

- Direction : perpendiculaire aux plaques
- Sens : des charges positives vers les charges négatives
- Valeur : $E = \frac{U_{PN}}{d}$

# C Énergie d'un point matériel dans le champ de pesanteur uniforme (1re S)

## 1. Énergie cinétique d'un point matériel

Dans le référentiel R, un corps de masse m en mouvement de translation avec une vitesse v à un instant donné possède une énergie, que l'on appelle énergie cinétique : $\boxed{E_c = \frac{1}{2}mv^2}$ ; $E_c$ s'exprime en joules (J), $m$ en kilogrammes (kg) et $v$ en mètres par seconde ($m.s^{-1}$). L'énergie cinétique est une grandeur caractéristique de l'état de mouvement d'un corps.

## 2. Énergie potentielle de pesanteur

La grandeur *« m g z »* est l'énergie potentielle de pesanteur du corps de masse $m$ à l'altitude $z$, encore appelée énergie potentielle du corps en interaction avec la Terre.

$$\boxed{E_{PP} = mgz + cte}$$

$E_{PP}$ s'exprime en joules (J), $m$ en kilogrammes (kg), $g$ en newtons par kilogramme ($N.kg^{-1}$), $z$ en mètres (m).

L'énergie potentielle de pesanteur du corps est choisie arbitrairement nulle à la surface de la Terre (à l'altitude z = 0).



© Cned - Académie en ligne

## 3. Énergie mécanique d'un point matériel dans le champ de pesanteur uniforme

L'énergie mécanique est égale à la somme de l'énergie cinétique et de l'énergie potentielle : $\boxed{E_m = E_c + E_{pp}}$.

# D Tests

## Test 1

La Terre et la Lune peuvent être considérées comme des corps à symétrie sphérique.

***Données*** Masse de la Lune : $7{,}34.10^{22}$ kg ; masse de la Terre : $5{,}98.10^{24}$ kg ; distance entre les centres : $d = 384\,000$ km.

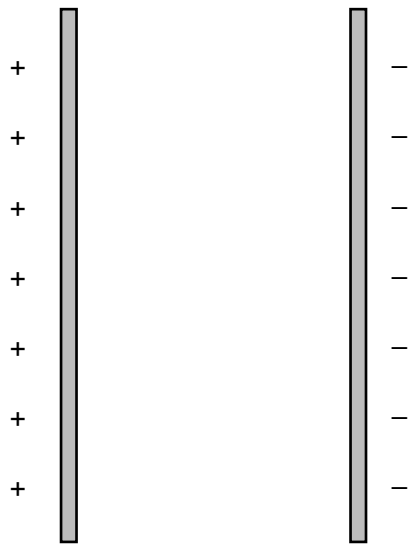
Exprimer et calculer la valeur de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur la Lune.

## Test 2

On branche un générateur haute tension aux bornes des deux plaques parallèles (armatures du condensateur) distantes de $d$ ($d = 10$ cm). Les charges négatives s'accumulent sur la plaque N et les charges positives sur la plaque P.

La tension existant entre ces plaques $U_{PN} = V_P - V_N$ est égale à 700 V.

***Données*** Charge d'un électron : $1{,}6.10^{-19}$ C ; $g = 9{,}8$ N.kg$^{-1}$ ; masse d'un électron : $m_e = 9{,}1.10^{-31}$ kg.






© Cned - Académie en ligne

1. Donner les caractéristiques du champ électrostatique existant entre ces plaques.
2. Exprimer et calculer la valeur $F$ de la force électrostatique exercée sur un électron placé dans le champ $\vec{E}$.
3. Exprimer et calculer la valeur $P$ de la force exercée sur un électron placé dans le champ de pesanteur $\vec{g}$. Comparer les deux valeurs $F$ et $P$.

## Test 3

Comparer les énergies cinétiques d'une automobile et d'un poids lourd se déplaçant à la même vitesse 90 $km.h^{-1}$.

***Données*** Masse de la voiture : $m_v = 1200$ kg ; masse du poids lourd : $m_p = 24$ tonnes.

## Test 4

1. Calculer l'énergie potentielle de pesanteur d'une gomme de masse 20 g située sur une table à 80 cm au-dessus du sol.
2. Calculer l'énergie potentielle de pesanteur d'une tonne d'eau située à 500 m d'altitude.

***Donnée*** $g = 9{,}8$ $N.kg^{-1}$.



© Cned - Académie en ligne

# 2 Transferts énergétiques au cours d'un mouvement

## A Objectifs d'apprentissage

- Établir et exploiter les expressions du travail d'une force constante (force de pesanteur, force électrique dans le cas d'un champ uniforme).
- Établir et connaître l'expression de l'énergie potentielle de pesanteur.
- Établir l'expression du travail d'une force de frottement d'intensité constante dans le cas d'une trajectoire rectiligne.
- Analyser les transferts énergétiques au cours du mouvement d'un point matériel.
- Exploiter la relation traduisant la conservation de l'énergie mécanique d'un système.

## B Pour débuter

En 1re S, vous avez étudié l'énergie mécanique d'un point matériel en mouvement dans le champ de pesanteur uniforme ; cette énergie mécanique est la somme de l'énergie cinétique du point matériel et de son énergie potentielle.

**Activité 1**



1. Dans l'expression « énergie cinétique », que signifie le mot « cinétique » ; à quelle grandeur est-il lié ?
2. Dans l'expression « énergie potentielle », à quelle grandeur est lié l'adjectif « potentielle » ?
3. Votre gomme tombe de la table ; son énergie potentielle a-t-elle varié ?

Lorsque l'énergie d'un solide varie (la gomme qui tombe de la table), c'est qu'il y a eu transfert d'énergie par travail des forces agissant sur le solide.

Nous allons étudier le travail d'une force qui traduit le transfert d'énergie lié à cette force, et le relier à l'énergie du système étudié.

## C Pour apprendre

### 1. Travail d'une force

On dit qu'une force travaille lorsque son point d'application se déplace.



© Cned - Académie en ligne

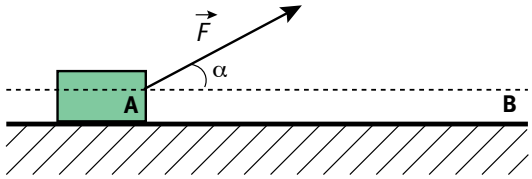
## a) Cas particulier : travail d'une force constante

Une force est vectoriellement constante si ses trois caractéristiques (direction, sens et valeur) sont constantes.

Considérons le déplacement du point d'application d'une force d'un point A à un point B.

Le travail d'une force constante $\vec{F}$ est égal à : $W_{A\to B} = \vec{F} \bullet \overrightarrow{AB}$ soit : $W_{A\to B} = \left\|\vec{F}\right\| . \left\|\overrightarrow{AB}\right\| \cos\left(\vec{F}, \overrightarrow{AB}\right)$, ce qui s'écrit : $W_{A\to B} = F \times \text{AB} \times \cos(\alpha)$.

$W_{A\to B}$ s'exprime en joules (J), $F$ en newtons (N) et AB en mètres (m) ; $\alpha$ est l'angle entre le vecteur force $\vec{F}$ et la direction du déplacement du point d'application de $\vec{F}$.




Lorsque le travail de $\vec{F}$ est positif, il favorise le déplacement de A vers B ; on dit que le travail est moteur.

Lorsque le travail de $\vec{F}$ est négatif, le travail de $\vec{F}$ ne favorise pas le déplacement de l'objet de A vers B ; on dit que le travail est résistant.

**Le travail d'une force constante ne dépend pas du chemin suivi.**

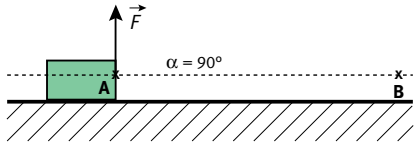
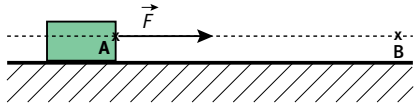
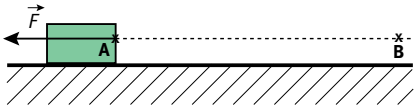
Quel que soit le chemin suivi par un solide soumis à une force constante pour aller d'un point A vers un point B, le travail de la force est le même. Le travail d'une force constante est indépendant du chemin suivi.

**Activité 2**



Déterminer l'expression du travail de la force $\vec{F}$ dans les trois cas suivants et préciser son signe.

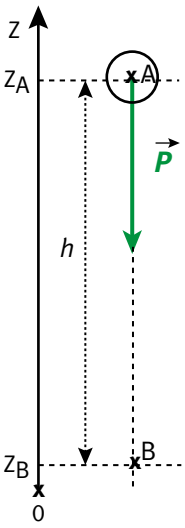
Dans les trois cas, le point d'application de $\vec{F}$ se déplace de A vers B.

| | | |
|---|---|---|
| La force $\vec{F}$ est perpendiculaire au déplacement. |   | W = ---------- |
| La force $\vec{F}$ a la même direction et le même sens que le déplacement. |   | W = ---------- |
| La force $\vec{F}$ a la même direction que le déplacement mais un sens opposé. |   | W = ---------- |



© Cned - Académie en ligne

## b) Le travail du poids d'un corps




Dans toute cette partie, on étudie des solides en interaction avec la Terre et à proximité de la Terre ; le champ de pesanteur $\vec{g}$ est supposé constant. Le poids $\vec{P}$ est une force vectoriellement constante.

Les altitudes sont repérées par rapport à un axe vertical Oz orienté vers le haut.

Considérons une balle en chute libre se déplaçant de A vers B suivant la verticale.

Le travail du poids $\vec{P}$ est égal à : $W_{A\to B} = P \times \text{AB} \cos(\alpha)$ .

Nous avons donc : $W_{A\to B} = mg \text{ AB } \cos 0° = mg(z_A - z_B) = mgh$ .

Le travail du poids est positif ; il est donc moteur.

Quel que soit le chemin suivi par un solide pour aller d'un point A vers un point B, le travail de la force est le même. Il ne dépend que de la différence d'altitude entre A et B, que l'on notera h.

**Le travail du poids ne dépend pas du chemin suivi.**

**Le travail du poids qui s'exerce sur un corps de masse m pour une hauteur de chute h est donné par la relation : *W = ±mgh*.**

Lorsque le poids $\vec{P}$ a la même direction et le même sens que le déplacement, il favorise le déplacement de A vers B ; le travail est positif ; on dit que le travail est moteur.

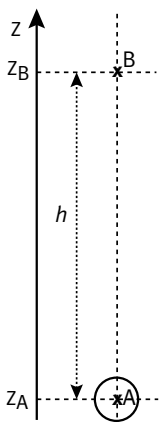
Lorsque le poids $\vec{P}$ a la même direction que le déplacement mais un sens opposé, il ne favorise pas le déplacement de l'objet de A vers B ; le travail est négatif ; on dit que le travail est résistant.

### Activité 3

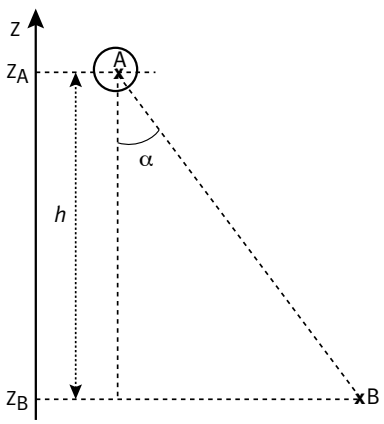


Exprimer, dans les deux cas suivants, le travail du poids $\vec{P}$ en fonction de *m*, *g* et *h*.

La balle est lancée vers le haut et se déplace de A vers B.




La balle est lancée vers le bas et se déplace de A vers B.






© Cned - Académie en ligne

### c) Travail d'une force quelconque

Dans un référentiel (R), considérons un point matériel M de masse $m$, de vitesse $\vec{v}$.

Par définition, la puissance d'une force $\vec{f}$ agissant sur le point matériel sera définie par : $\boxed{P = \vec{f} \bullet \vec{v}}$.

La puissance traduit la rapidité du transfert d'énergie sous forme de travail ; le travail élémentaire (c'est-à-dire sur un très faible déplacement) est par définition égal à : $\delta W\left(\vec{f}\right) = Pdt = \vec{f} \bullet \vec{v}\ dt$.

$\vec{v} = \dfrac{d\vec{r}}{dt} \Rightarrow \vec{v}\ dt = d\vec{r}$, ce qui donne : $\boxed{\delta W\left(\vec{f}\right) = \vec{f} \bullet d\vec{r}}$.

Le travail de la force $\vec{f}$ pour un déplacement de A en B est donc égal à : $\boxed{W_{A \to B}\left(\vec{f}\right) = \int_A^B \left(\vec{f} \bullet d\vec{r}\right)}$.

Le travail d'une force s'exprime en joules (J) ; la puissance s'exprime en watts (W).

**Activité 4** **(On pourra admettre le résultat.)**



Montrer, en utilisant la définition, que le travail du poids $\vec{P}$ agissant sur un point matériel, est égal à $W(\vec{P}) = mgz_A - mgz_B$ lorsque le point matériel se déplace de A à B ; Oz est un axe vertical orienté vers le haut.

On prendra pour le vecteur déplacement élémentaire $d\vec{r} = dx\overrightarrow{u_x} + dy\overrightarrow{u_y} + dz\overrightarrow{u_z}$ (le poids a pour direction Oz).

## 2. Force conservative ; énergie potentielle

### a) Travail du poids et énergie potentielle de pesanteur

Dans toute cette partie, on étudie des solides en interaction avec la Terre et à proximité de la Terre ; le champ de pesanteur $\vec{g}$ est supposé constant (champ uniforme). Les altitudes sont repérées par rapport à un axe vertical Oz orienté vers le haut.

Nous avons vu que le travail du poids $\vec{P}$ agissant sur un point matériel est égal à $W(\vec{P}) = mgz_A - mgz_B$ lorsque le point matériel se déplace de A à B, Oz étant un axe vertical orienté vers le haut.

Le travail du poids apparaît comme étant l'opposé de la variation de la grandeur $mgz$ qui est une grandeur ayant une unité d'énergie :

$$\Delta(mgz) = mgz_B - mgz_A = -W(\vec{P}).$$

La grandeur « $m\ g\ z$ » est l'énergie potentielle de pesanteur du corps de masse $m$ à l'altitude $z$, encore appelée énergie potentielle du corps en interaction avec la Terre ; nous la noterons $E_{PP}$.

$$\boxed{E_{PP} = mgz + cte}$$

$E_{PP}$ s'exprime en joules (J), $m$ en kilogrammes (kg), $g$ en newtons par kilogramme ($N.kg^{-1}$), $z$ en mètres (m).



© Cned - Académie en ligne

L'énergie potentielle de pesanteur du corps est choisie arbitrairement nulle à la surface de la Terre (à l'altitude $z = 0$) ; dans ce cas, la constante est nulle.

**La variation d'énergie potentielle est égale à l'opposé du travail du poids :**

$\Delta E_{PP} = mgz_B - mgz_A = -W(\vec{P})$ .

**On dit que le poids est une force conservative.**

Lorsque l'on augmente l'altitude d'un corps (par exemple lorsque l'on déplace une gomme du sol sur la table), on augmente l'énergie potentielle de pesanteur du corps ; si le corps chute, son énergie potentielle diminue.

**L'énergie potentielle est une fonction de la position seulement.**

## b) Force conservative et énergie potentielle

Dans le paragraphe précédent, le poids est lié à l'énergie potentielle de pesanteur par la relation :

$W(\vec{P}) = -\Delta E_{pp}$ ; la force $\vec{P}$ est dite conservative.

Il existe d'autres forces conservatives : la force gravitationnelle, la force électrostatique de Coulomb, la force exercée par un ressort sur un objet,…

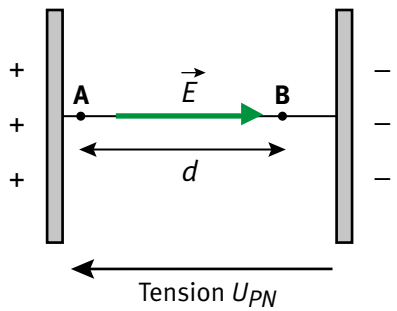
Soit $\vec{f}$ une de ces forces conservatives, elle vérifie : $W(\vec{f}) = -\Delta E_p$ où $E_p$ est l'énergie potentielle liée à la force conservative $\vec{f}$.

**Si $\vec{f}$ est une force conservative ; elle est liée à une énergie potentielle par : $\boxed{\Delta E_p = -W(\vec{f})}$.**

## c) Cas de la force électrique dans le cas d'un champ uniforme

Recherchons l'énergie potentielle liée à la force électrique exercée sur un électron de charge $q$ se déplaçant dans un champ électrique uniforme $\vec{E}$ régnant entre deux plaques chargées positivement et négativement ; la force exercée sur l'électron placé dans le champ électrique uniforme s'exprime par : $\vec{f} = q\vec{E}$.

L'électron se déplace entre deux points A et B distants de $d$.






© Cned - Académie en ligne

Le travail de la force constante $\vec{f} = q\vec{E}$ est égal à : $W_{A\to B} = \vec{f} \bullet \overrightarrow{AB}$ soit : $W_{A\to B} = qE \times AB = qEd$.

Nous avons vu en 1re S que : $E = \frac{U_{AB}}{d}$ avec $U_{AB}$ la tension existant entre les points A et B.

La tension $U_{AB}$ peut s'écrire : $U_{AB} = V_A - V_B$ où $V_A$ est le potentiel du point A et $V_B$ le potentiel du point B.

On obtient : $W_{A\to B} = qU_{AB} = q(V_A - V_B) = -(qV_B - qV_A) = -\Delta(qV)$.

Nous retrouvons l'énergie potentielle $E_p$ puisque : $W_{A\to B} = -\Delta(qV) = -\Delta E_p$ avec $E_p = qV + cste$.

La force électrique $\vec{f} = q\vec{E}$ est une force conservative ; elle vérifie : $\Delta E_p = -W(\vec{f})$.

### d) Cas de la force gravitationnelle

En 1687, Newton publie la loi de la gravitation universelle.

Dans le cas de deux corps A et B à répartition sphérique de masse $m_A$ et $m_B$, la force d'interaction gravitationnelle exercée par A sur B a pour expression :

$$\vec{F}_{A\to B} = -G\frac{m\,m'}{r^2}\vec{u}_r = -\vec{F}_{B\to A}$$

où $G$ est la constante de gravitation ($G = 6{,}67.10^{-11}$ SI) et $r$ la distance entre les centres de ces corps.

**La force gravitationnelle est une force conservative.**

L'énergie potentielle liée à la force gravitationnelle exercée par la Terre de masse $M$ sur un satellite de masse $m$ est donnée par : $E_p = -\frac{GMm}{r} + cste$.

**Activité 5** **(Approfondissement)**



Démontrer la formule précédente en partant de $\vec{F} = -\frac{GMm}{r^2}\vec{u}_r$ avec $\vec{r} = r\vec{u}_r$ et $d\vec{r} = d(r\vec{u}_r) = dr\vec{u}_r + rd\vec{u}_r$.

**En résumé :**

| Force conservative | Énergie potentielle |
|---|---|
| $\vec{P} = m\vec{g}$ (le champ de pesanteur est uniforme) | $E_{PP} = mgz + cte$ (Oz orienté vers le haut) |
| $\vec{f} = q\vec{E}$ (le champ électrique est uniforme) | $E_p = qV + cste$ |
| $\vec{F} = -\frac{GMm}{r^2}\vec{u}_r$ | $E_p = -\frac{GMm}{r} + cste$ |

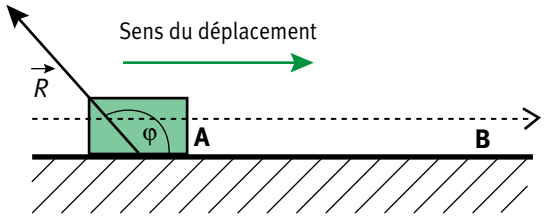


© Cned - Académie en ligne

# 3. Force non conservative

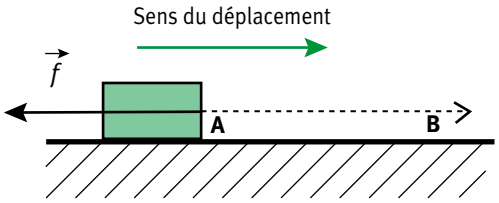
## a) Travail d'une force non conservative

On considère une boîte se déplaçant sur une table horizontale à vitesse constante ; elle est soumise à plusieurs forces dont la force exercée par la table (voir figure ci-dessous).




Recherchons quel est le travail de la force $\vec{R}$ d'intensité constante lorsque le solide se déplace d'un point A à un point B : $W_{A\to B}\left(\vec{R}\right)=R\times \mathrm{AB}\times\cos(\varphi)$. Le travail de cette force est négatif puisque l'angle φ est supérieur à 90° ; il est donc résistant. La force $\vec{R}$ est une force non conservative ; il n'est pas possible de trouver une grandeur correspondant à une énergie vérifiant : $W(\vec{R})=-\Delta E_p$.

## b) Cas particulier d'une force de frottement de direction opposée au mouvement




Le sens de la force de frottement $\vec{f}$ est opposé au sens du déplacement.

Il en résulte que $\cos(\varphi)=-1$ car φ est égal à 180°.

Donc, sur une distance AB, le travail de la force de frottement est égal à : $W_{A\to B}\left(\vec{f}\right)=-f\times \mathrm{AB}$.

# 4. Énergie cinétique

Dans le référentiel R, un corps de masse $m$ en mouvement de translation avec une vitesse $\vec{v}$ à un instant donné possède une énergie, que l'on appelle énergie cinétique : $E_c=\frac{1}{2}mv^2$ ; $E_c$ s'exprime en joules (J), $m$ en kilogrammes (kg) et $v$ en mètres par seconde ($m.s^{-1}$).

L'énergie cinétique est une grandeur caractéristique de l'état de mouvement d'un corps.



© Cned - Académie en ligne

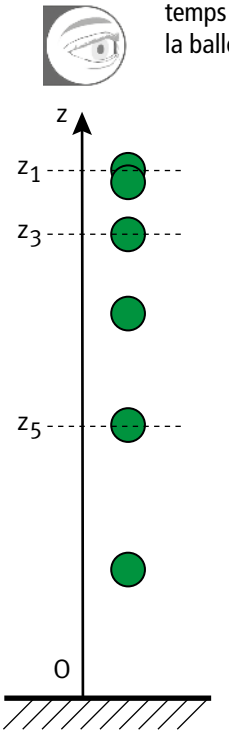
### ➜ Application à la chute libre

On considère la chute libre d'un solide en translation ; le solide n'est soumis à aucune autre force que le poids du solide.

**La variation d'énergie potentielle du solide est égale à l'opposé du travail de son poids :** $\Delta E_{PP} = mgz_B - mgz_A = -W(\vec{P})$.

## Activité 6

Sur le document ci-contre, on a reproduit la chronophotographie (intervalle de temps $\tau$) du mouvement de chute libre d'une balle de masse 35 g. À l'altitude $z_1$, la balle est immobile. **Donnée** : g = 9,8 N.kg$^{-1}$.




Dans le tableau suivant, on donne, pour les différentes positions de la balle, son altitude et la vitesse du centre d'inertie de la balle $V_G$.

❶ Vous devez compléter le premier tableau en calculant l'énergie cinétique de la bille pour chaque position de la balle.

| Positions | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Altitude $z$ (cm) | 40,4 | 39,2 | 35,5 | 29,4 | 20,8 | 9,8 |
| Vitesse $v$ (m.s$^{-1}$) | 0 | 0,49 | 0,98 | 1,47 | 1,96 | 2,45 |
| $E_c$ (J) | | | | | | |

❷ Dans le deuxième tableau à compléter, on calculera la variation d'énergie cinétique et le travail du poids de la balle entre deux positions successives.

Rechercher une relation entre $\Delta E_c$ et $W_{A\to B}(\vec{P})$.

| Trajet | 1 2 | 2→3 | 3→4 | 4→5 |
|---|---|---|---|---|
| $\Delta E_c$ (J) | | | | |
| $\Delta z = h$ (cm) | 1,2 | 3,7 | 6,1 | 8,6 |
| $W_{A\to B}(\vec{P})$ | | | | |

**Par application de la conservation de l'énergie mécanique :**

$E_m = E_{pp} + Ec = \text{constante}$

donc $\Delta E_m = \Delta E_{PP} + \Delta E_c = 0$

donc $\Delta E_c = -\Delta E_p = mgz_A - mgz_B = W(\vec{P})$

soit $\Delta E_c = E_{cB} - E_{cA} = W_{A\to B}(\vec{P})$.

**La variation d'énergie cinétique du solide est donc égale au travail de son poids.**

Ce raisonnement n'est valable que pour les solides soumis à des forces conservatives. Nous allons étudier le cas de solides soumis à des forces non conservatives dans le paragraphe suivant.



© Cned - Académie en ligne

# 5. Énergie mécanique

**L'énergie mécanique est égale à la somme de l'énergie cinétique et de l'énergie potentielle :**

$$E_m = E_p + E_c.$$

Dans un référentiel R considéré comme galiléen, considérons un point matériel M de masse m, de vitesse $\vec{v}$. Ce point matériel est soumis à des forces dont la somme vectorielle est égale à : $\sum \vec{F}$ et qui se décompose en une somme de forces conservatives $\sum \vec{f}$ et une somme de forces non conservatives $\sum \vec{R}$.

**Dans quel cas l'énergie mécanique se conserve-t-elle ?**

Si le point matériel se déplace entre deux instants de dates $t$ et $t + \Delta t$, la variation d'énergie mécanique s'écrit : $\Delta E_m = \Delta E_p + \Delta E_c$.

La variation d'énergie potentielle $\Delta E_p$ est égale à l'opposé de la somme des travaux élémentaires de toutes les forces conservatives agissant sur le système : $\Delta E_p = -\sum W(\vec{f})$.

Dans le référentiel galiléen R, le théorème de l'énergie cinétique permet de déterminer la variation $\Delta E_c$ qui est égale à la somme des travaux de toutes les forces agissant sur le système : $\Delta E_c = \sum W(\vec{f}) + \sum W(\vec{R})$.

$$\Delta E_m = \Delta E_p + \Delta E_c = \left(-\sum W(\vec{f})\right) + \left(\sum W(\vec{f}) + \sum W(\vec{R})\right) = \sum W(\vec{R}).$$

La variation d'énergie mécanique $\Delta E_m$ est donc égale à la somme des travaux de toutes les forces non conservatives.

### ➜ Théorème de l'énergie mécanique

Il y aura conservation de l'énergie mécanique :

- si la somme des travaux de toutes les forces non conservatives est nulle ;
- ou s'il n'y a aucune force non conservative.

$$\Delta E_m = \sum W(\vec{R}_{\text{non conservatives}})$$

### ➜ Dissipation de l'énergie mécanique

Considérons un système soumis à une force non conservative (force de frottement par exemple) ; il y aura dissipation de l'énergie mécanique si le travail de la force non conservative n'est pas nul.

**Activité 7**



**Transformation d'énergie potentielle en énergie cinétique dans une chute libre**

On étudie dans cette activité le mouvement de chute libre d'une balle de masse $m = 35$ g dans le référentiel terrestre considéré comme galiléen ; lorsque la balle est lâchée sans vitesse initiale, le travail du poids augmente son énergie



© Cned - Académie en ligne

cinétique puisque sa vitesse augmente ; la balle se rapproche de la Terre, son énergie potentielle de pesanteur diminue.

Calculer l'énergie cinétique et l'énergie potentielle de pesanteur de la balle (de l'activité 6) pour les différentes positions de la balle et voir comment évoluent ces deux grandeurs.

| | Position 1 | Position 2 | Position 3 | Position 4 | Position 5 | Position 6 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Altitude z (cm) | 40,4 | 39,2 | 35,5 | 29,4 | 20,8 | 9,8 |
| Vitesse v ($m.s^{-1}$) | 0 | 0,49 | 0,98 | 1,47 | 1,96 | 2,45 |
| $E_c$ (J) | | | | | | |
| $E_{PP}$ (J) | | | | | | |
| $E_c + E_{PP}$ (J) | | | | | | |

**Pour un mouvement de projectiles où la seule force non négligeable est le poids du projectile qui est une force conservative, nous aurons l'égalité :** $E_m = \frac{1}{2}mv^2 + mgz = cste$.

## Activité 8



1. Exprimer et calculer la vitesse d'une balle de ping-pong de 2,4 g lâchée sans vitesse initiale à une hauteur de 2,50 m et qui tombe sur le sol en négligeant les frottements.
2. En réalité, la vitesse est égale à 6,0 $m.s^{-1}$. Exprimer et calculer le travail de la force $\vec{f}$ de frottement agissant sur la balle (on néglige la poussée d'Archimède).

***Donnée*** $g = 9,8\ N.kg^{-1}$.

## Activité 9



On considère le Soleil comme un astre à symétrie sphérique de centre S. On étudie, dans le référentiel héliocentrique, le mouvement d'un astre (M) assimilable à un point matériel de masse *m*. Celui-ci n'est soumis qu'à la force de gravitation due au Soleil ; on néglige l'attraction exercée par les autres planètes du système solaire. On notera $M_s$ la masse du Soleil, *r* la distance entre les centres du Soleil et de l'astre et *G* la constante de gravitation universelle.

1. Exprimer l'énergie mécanique de l'astre en fonction de *G*, de $M_s$, de *m*, de *r* et de *v* la vitesse de l'astre sur son orbite.
2. Montrer que l'énergie mécanique de l'astre (M), que l'on notera $E_m$, reste constante au cours du mouvement.
3. Une trajectoire particulière de (M) est un cercle de centre S et de rayon a.

   Démontrer que le mouvement est uniforme.

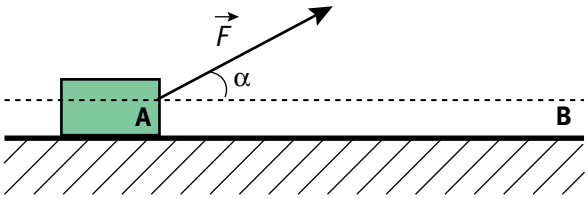


© Cned - Académie en ligne

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

### ➜ Travail d'une force constante




Le travail d'une force constante $\vec{F}$ est égal à : $W_{A\to B} = F \times \text{AB} \times \cos(\alpha)$.

$W_{A\to B}$ s'exprime en joules (J), $F$ en newtons (N) et AB en mètres (m).

**Si $\vec{f}$ est une force conservative, elle est liée à une énergie potentielle par : $\Delta E_p = -W(\vec{f})$.**

| Force conservative | Énergie potentielle |
|---|---|
| $\vec{P} = m\vec{g}$ (le champ de pesanteur est uniforme) | $E_{PP} = mgz + cte$ (Oz orienté vers le haut) |
| $\vec{f} = q\vec{E}$ (le champ électrique est uniforme) | $E_p = qV + cste$ |

**L'énergie mécanique est égale à la somme de l'énergie cinétique et de l'énergie potentielle :**

$$E_m = E_p + E_c$$

### ➜ Théorème de l'énergie mécanique $\Delta E_m = \sum W(\vec{R}_{\text{non conservatives}})$

### ➜ Dissipation de l'énergie mécanique

Considérons un système soumis à une force non conservative (force de frottement par exemple), il y aura dissipation de l'énergie mécanique si le travail de la force non conservative n'est pas nul.

## 2. Exercices d'apprentissage

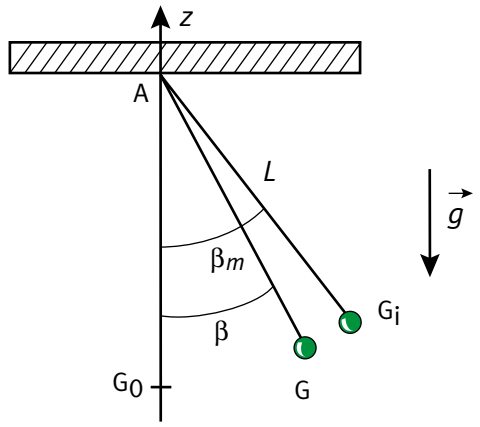
**Exercice 1** **Énergie d'un pendule**

On étudie un pendule simple constitué d'un objet ponctuel de masse $m$, attaché à l'une des extrémités d'un fil inextensible, de masse négligeable et de longueur $L$. Les frottements sont négligés. L'autre extrémité du fil est attachée en un point fixe A. Écarté de sa position d'équilibre $G_0$, le pendule oscille sans frottement avec une amplitude $\beta_m$.



© Cned - Académie en ligne

Ce pendule est placé dans le champ de pesanteur.




$G_i$ est la position initiale à partir de laquelle le pendule est abandonné sans vitesse initiale. Une position quelconque G est repérée par $\beta$, élongation angulaire mesurée à partir de la position d'équilibre.

1. Donner l'expression de l'énergie cinétique de l'objet en G sachant que sa vitesse est alors $v$.
2. Faire le bilan des forces agissant sur l'objet.
3. On prendra l'origine des énergies potentielles en $G_0$, origine de l'axe des z. Exprimer l'énergie potentielle de l'objet en G.
4. Donner l'expression de l'énergie mécanique en fonction de $m$, de $g$, de $L$, de $v$ et de $\beta$.
5. Pourquoi l'énergie mécanique se conserve-t-elle ?
6. Exprimer la vitesse $v_0$ de l'objet lorsqu'il passe en $G_0$, en fonction de $m$, de $g$, de $L$, et de $\beta_m$.

## Exercice 2 — Plan incliné

Une bille est lâchée sans vitesse initiale d'un point A (de coordonnées $x_A$ et $y_A$) situé en haut d'un plan incliné réglable très lisse sur lequel la bille glisse sans frottement.

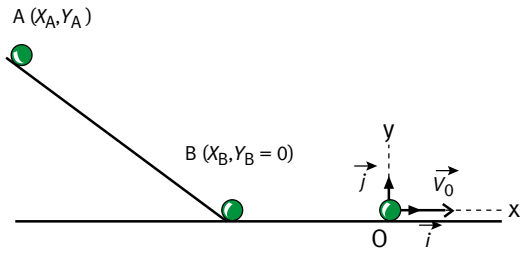



**Figure 2**

Ensuite, la bille roule entre les points B et O : sur cette portion, on considérera que la valeur de la vitesse du centre d'inertie de la bille reste constante ; ainsi on aura $v_B = v_0$.



© Cned - Académie en ligne

Sur la portion AB, on peut considérer que la bille est soumise à deux forces constantes : le poids $\vec{P}$ et la force exercée par le plan incliné $\vec{R}$. En un point quelconque du trajet AB, ces vecteurs forces sont représentés sur la figure ci-après (représentation sans considération d'échelle).

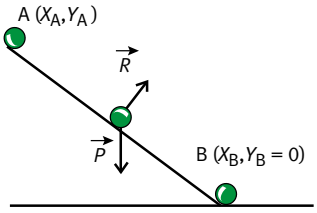



**Figure 3**

1. Ces forces sont-elles conservatives ?
2. Quel est le travail de la force $\vec{R}$ sur le trajet AB ?
3. L'énergie mécanique du système {bille-Terre} se conserve-t-elle entre A et B ?
4. L'origine des énergies potentielles de pesanteur est prise au point O d'altitude $y_0 = 0$. On a donc $E_p(O) = 0$.
   Établir l'expression de l'énergie mécanique $E_m(A)$ de la bille en A en fonction de $y_A$.
5. Établir l'expression de l'énergie mécanique $E_m(B)$ de la bille en B en fonction de $v_B$.
6. En déduire l'expression de $y_A$ en fonction de $v_0 = v_B$.
7. Calculer $y_A$ pour que $v_0$ ait la valeur de 2,0 m.s$^{-1}$.

***Donnée*** $g = 9{,}8$ m.s$^{-2}$.



© Cned - Académie en ligne

# 3 Dissipation d'énergie pour un oscillateur

## A Objectifs d'apprentissage

- Connaître les caractéristiques de la force de rappel exercée par un ressort.
- Savoir appliquer la deuxième loi de Newton au solide dans le cas d'un dispositif oscillant horizontalement et savoir effectuer la résolution analytique de l'équation différentielle.
- Connaître les trois régimes de l'oscillateur amorti.
- Pratiquer une démarche expérimentale pour mettre en évidence les différents paramètres influençant la période d'un oscillateur mécanique.
- Pratiquer une démarche expérimentale pour étudier l'évolution des énergies cinétique, potentielle et mécanique d'un oscillateur.

## B Pour débuter

La première horloge mécanique est apparue au x$^{e}$ siècle. Galilée imagine, en 1638, d'utiliser les propriétés d'un pendule simple pour perfectionner le mécanisme de régulation des horloges mais c'est Huygens (1629-1695) qui réussira à résoudre les problèmes liés à l'utilisation du pendule et mettra au point l'horloge à balancier.

Le balancier d'une horloge s'appelle, en physique, un pendule pesant qui est plus difficile à étudier que le pendule simple.

### Activité 10



On souhaite déterminer les paramètres influençant la période du pendule.

**Partie 1 – Mesurer la période avec un chronomètre**

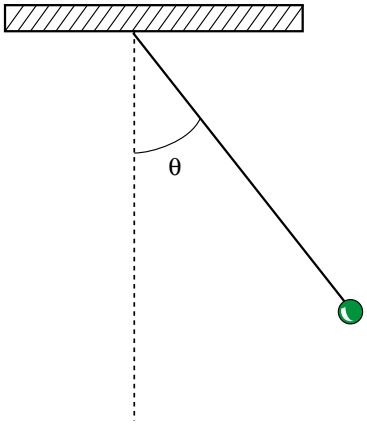
Un pendule simple est constitué d'un fil de longueur $\ell$ inextensible et de masse négligeable auquel est accroché un objet de masse $m$.

Écarté de sa position initiale d'un petit angle ($\theta = 30°$) et lâché sans vitesse initiale, il effectue un mouvement périodique d'allée et venue (oscillation) d'une durée $T$ appelée période.

1. Dans quel référentiel étudie-t-on le mouvement du pendule ?
2. Tracer la trajectoire de la masse suspendue au fil. Que peut-on dire de ce mouvement ?
3. À quel moment de l'oscillation est-il préférable de déclencher le chronomètre ? Pourquoi ?



© Cned - Académie en ligne




4 Le temps de propagation de l'influx nerveux dans le corps humain est de l'ordre d'un dixième de seconde, c'est donc l'ordre de grandeur de l'erreur commise par le chronométreur quand il effectue la mesure d'une durée.

Déclencher et stopper le chronomètre électronique de votre montre, par exemple (qui affiche les durées avec une précision du centième de seconde), le plus rapidement possible afin d'obtenir la durée la plus courte possible.

Essais effectués avec une montre :

| Essais | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|---|---|---|---|---|---|
| Durée | 0,19 s | 0,23 | 0,18 | 0,21 | 0,22 |

Quel est l'ordre de grandeur du temps nécessaire pour déclencher et stopper le chronomètre ?

5 La précision de la mesure manuelle d'une durée au chronomètre électronique de laboratoire est de plus ou moins un dixième de seconde. Pour déterminer la période, pourquoi est-il préférable de mesurer la durée de plusieurs oscillations (10 par exemple) plutôt que d'une seule ?

6 On effectue cinq essais et on compare les résultats obtenus avec un chronomètre de laboratoire sur une oscillation du pendule, sur 10 oscillations puis avec un capteur branché sur ordinateur.

**Chronomètre de laboratoire (une oscillation)**

| Essais | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|---|---|---|---|---|---|
| Période | 1,13 s | 0,94 s | 1,04 s | 1,08 s | 1,12 s |

**Chronomètre de laboratoire (10 oscillations)**

Compléter le tableau suivant :

| Essais | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|---|---|---|---|---|---|
| Durée de 10 oscillations | 10,42 s | 10,12s | 10,23 s | 10,34 s | 10,18 s |
| Période (S) | | | | | |

**Capteur**

| Essais | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|---|---|---|---|---|---|
| Période (S) | 1,022 | 1,021 | 1,023 | 1,020 | 1,021 |

a) Quel est l'écart obtenu entre la plus grande mesure et la plus petite mesure pour chaque tableau ?

b) Calculer la valeur moyenne de la période pour chaque tableau :

$$T_{moy} = \frac{T_1 + T_2 + T_3 + T_4 + T_5}{5}.$$

Conclure sur la précision des mesures.



© Cned - Académie en ligne

**Partie 2 – Influence de la longueur du fil**

On recherche si La période $T$ du pendule simple dépend de la longueur du fil.

Plusieurs mesures de la période $T$ ont été effectuées pour des longueurs $\ell$ de fil différentes :

| $\ell$ (m) | 0,10 | 0,20 | 0,30 | 0,40 | 0,50 | 0,60 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| T (s) | 0,64 | 0,90 | 1,10 | 1,26 | 1,42 | 1,54 |

On utilisera le tableur d'un ordinateur (ou une feuille de papier millimétré et la calculatrice).

1. Tracer $T$ en fonction de $\ell$. Obtient-on une droite ?
2. a) Calculer $\sqrt{\ell}$ pour chaque valeur du tableau.
   b) Tracer $T$ en fonction de $\sqrt{\ell}$. Obtient-on une droite ?
3. Laquelle des deux courbes tracées permet de trouver rapidement une relation simple entre la période $T$ et la longueur $\ell$ ?
4. Comparer le coefficient directeur de la droite obtenue avec $\frac{2\pi}{\sqrt{g}}$ sachant que $g = 9{,}8\ N.kg^{-1}$.

**Partie 3 – Influence de la masse de la boule et de l'écart à l'équilibre**

1. Plusieurs mesures de la période $T$ ont été effectuées pour des pendules de masses différentes mais de même longueur (50 cm) :

| m (g) | T (s) |
|---|---|
| 50g | 1,42 |
| 100g | 1,43 |
| 150g | 1,42 |

   La masse influe-t-elle sur la période du pendule simple ?

2. On considère un pendule constitué par un objet de masse $m$ ($m = 50$ g) et un fil de longueur 27 cm. On augmente l'amplitude des oscillations, c'est-à-dire l'angle $\varphi$, et on mesure la période $T$.

| $\varphi$ (°) | 8 | 10 | 15 | 20 | 30 | 40 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| T (s) | 1,04 | 1,04 | 1,05 | 1,06 | 1,09 | 1,12 |

Pour quelles valeurs de l'angle $\varphi$ la valeur mesurée de la période est-elle indépendante de l'angle initial ?

Recopier dans le cadre ci-dessous les conclusions du corrigé de l'activité.



© Cned - Académie en ligne

# C Pour apprendre

## 1. Les systèmes oscillants

Un phénomène est dit périodique lorsqu'il se reproduit identique à lui-même à intervalles de temps successifs égaux appelés périodes. Parmi les phénomènes périodiques, certains se caractérisent par la variation d'une grandeur physique autour d'une valeur moyenne, ces phénomènes sont dits oscillants (par exemple le pendule simple).

### ➜ Cas d'un ressort vertical (ou horizontal)

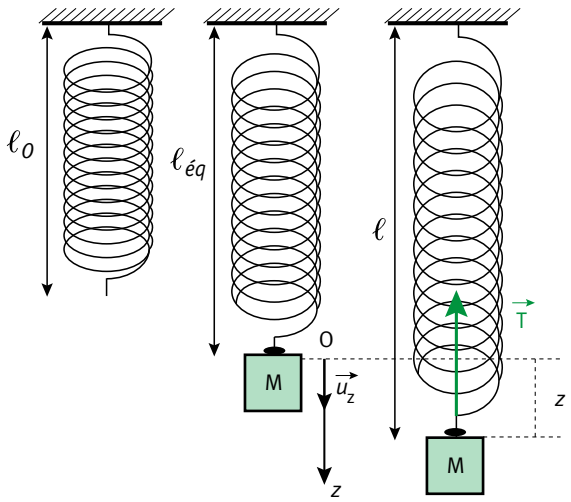
**Force de rappel exercée par un ressort**

Considérons l'action exercée par un ressort (à spires non jointives considéré comme parfait) sur un objet suspendu à ce ressort. Cette action est modélisée par une force $\vec{T}$ (appelée aussi tension du ressort) qui a pour caractéristiques :

- sa direction : celle de l'axe du ressort (appelée droite d'action ou support de la force),
- son sens : de O vers le haut si le ressort est étiré (de O vers le bas si le ressort est comprimé),
- sa valeur (ou intensité) est proportionnelle à l'allongement $|\Delta\ell| = |\ell - \ell_0|$ du ressort : $T = k|\Delta\ell| = k|\ell - \ell_0|$.

La relation de proportionnalité entre la valeur de la force exercée par le ressort sur l'objet et l'allongement du ressort n'existe que si le ressort est à spires non jointives.

Le vecteur force $\vec{T}$ est appliqué au point de contact et a pour expression vectorielle : $\vec{T} = -k(\ell - \ell_0)\vec{u}_z$ .π




$k$ est la constante de raideur du ressort ($k$ s'exprime en $N.m^{-1}$) ; $\ell$ : longueur du ressort ; $\ell_0$ : longueur à vide du ressort.

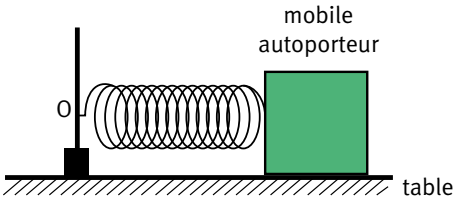


© Cned - Académie en ligne

**Activité 11**

Un ressort horizontal à spires non jointives a une longueur à vide $\ell_0$ ($\ell_0$ = 15 cm) et une constante de raideur $k$ ($k$ = 30 N.m$^{-1}$).

Une de ses extrémités est fixée sur une table horizontale ; l'autre est reliée à un mobile autoporteur.




À un instant de date t, la longueur $\ell$ du ressort est de 20 cm.

Déterminer les caractéristiques de la force exercée par le mobile autoporteur sur le ressort ; représenter cette force sur un schéma.

## 2. L'oscillateur non amorti (dit harmonique)

### a) Équation différentielle du mouvement

Le schéma 1 ci-dessous représente un mobile autoporteur attaché à un ressort dont l'autre extrémité est fixée en un point A.

Nous allons étudier les oscillations de ce système en ne considérant que les mouvements pour lesquels le centre d'inertie G du mobile se déplace sur un axe noté Ax.

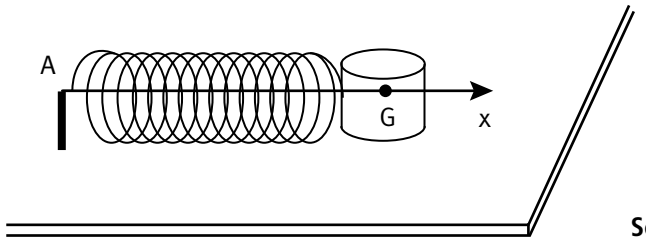



**Schéma 1**

On étudie le mouvement de translation rectiligne du mobile dans le référentiel terrestre considéré comme galiléen.

**Appliquons la deuxième loi de Newton au centre d'inertie du mobile dans ce référentiel.**

Les forces appliquées au mobile autoporteur, sont :

- le poids $\vec{P}$ du mobile,
- la force $\vec{R}$ modélisant l'action d'un coussin d'air,
- la force $\vec{T}$ exercée par le ressort.

Exprimons la somme vectorielle des forces : $\sum \vec{F}_{ext} = \vec{P} + \vec{R} + \vec{T}$. Nous admettrons que les frottements lors du déplacement sont négligeables ; en effet, le mobile autoporteur éjecte par sa base de l'air sous pression, ce qui lui permet de se déplacer sur coussin d'air, donc pratiquement sans frottement ; les deux forces $\vec{P}$ et $\vec{R}$ se compensent (voir schéma 2).



© Cned - Académie en ligne

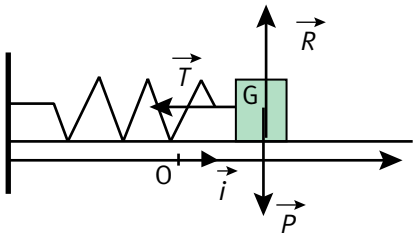



**Schéma 2**

Dans le référentiel galiléen considéré, appliquons la deuxième loi de Newton au centre d'inertie G : $m\vec{a}_G = \vec{P} + \vec{R} + \vec{T}$.

On projette cette relation vectorielle sur l'axe Ox, O étant la position de repos du centre d'inertie G avec $(\ell - \ell_0) = x$ : $m\dfrac{d^2x}{dt^2} = 0 + 0 - k(\ell - \ell_0) \Rightarrow m\dfrac{d^2x}{dt^2} = -kx$

$\Rightarrow m\dfrac{d^2x}{dt^2} + kx = 0$ soit $\dfrac{d^2x}{dt^2} + \dfrac{k}{m}x = 0$

On pose : $\omega_0^2 = \dfrac{k}{m} \Rightarrow \dfrac{d^2x}{dt^2} + \omega_0^2 x = 0$.

Nous admettrons que la solution de cette équation différentielle est de la forme : $x(t) = X_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$.

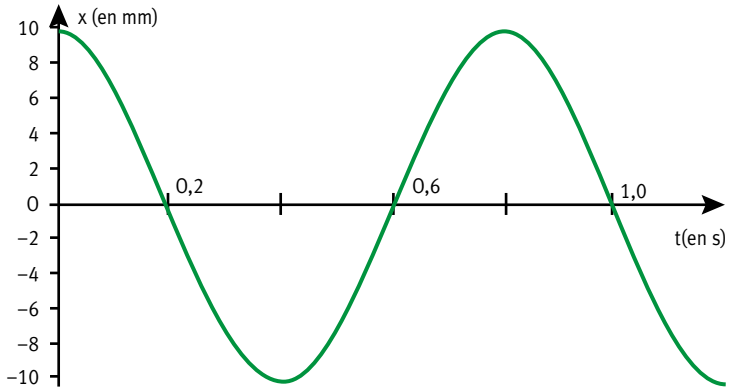
$X_m$ et φ sont déterminés par les conditions initiales.

$X_m$ correspond à l'amplitude des oscillations ; elle s'exprime en mètres (m) ; φ est la phase à l'origine en radians ; $\omega_0$ est la pulsation propre du système ressort-solide en radians par seconde ($s^{-1}$).

**Activité 12**

Vérifier que $x(t) = X_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$ est bien solution de l'équation différentielle.

La solution de l'équation différentielle étant de la forme : $x = X_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$, le mouvement est sinusoïdal :




La solution peut aussi s'écrire : $x = A\cos(\omega_0 t) + B\sin(\omega_0 t)$

Ce mouvement est périodique de période propre $T_0$ qui s'exprime par : $T_0 = 2\pi\sqrt{\dfrac{m}{k}}$.



© Cned - Académie en ligne

La période propre est indépendante de l'amplitude des oscillations ; on dit qu'il y a **isochronisme des oscillations**.

**Activité 13**



On considère un ressort horizontal à spires non jointives de longueur à vide $\ell_0$ ($\ell_0$ = 15 cm) et de constante de raideur $k$ ($k$ = 30 N.m$^{-1}$) ; une de ses extrémités est fixée sur une table horizontale ; l'autre est reliée à un mobile autoporteur. On néglige les frottements.

À l'instant de date $t = 0$, le ressort est écarté d'une longueur $\ell_1$ ($\ell_1$ = 20 cm) et lâché sans vitesse initiale.

La solution de l'équation différentielle donnant l'élongation $x = \ell - \ell_0$ est de la forme : $x = X_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$ ; déterminer $X_m$ et $\varphi$ dans ce cas.

**Activité 14**



Vérifier par analyse dimensionnelle que $\sqrt{\frac{m}{k}}$ est bien homogène à un temps.

## b) Interprétation énergétique

Reprenons le bilan des forces appliquées au mobile autoporteur du schéma 2 de la page précédente :

- le poids $\vec{P}$ du mobile,
- la force $\vec{R}$ modélisant l'action d'un coussin d'air,
- la force $\vec{T}$ exercée par le ressort.

Quelles forces sont conservatives ?

La force $\vec{R}$, modélisant l'action d'un coussin d'air, est non conservative.

Le poids est une force conservative, de même que la force exercée par le ressort.

La force $\vec{T} = -k(\ell - \ell_0)\vec{i}$ étant une force conservative, elle est donc liée à une énergie potentielle $E_p$.

### ➜ Énergie potentielle élastique

Nous admettrons que l'énergie potentielle (élastique) liée à la force $\vec{T} = -k(\ell - \ell_0)\vec{i}$ a pour expression : $\boxed{E_p = \frac{1}{2}k(\ell - \ell_0)^2 + cte}$. La constante pourra être choisie nulle pour la position d'équilibre.

**L'énergie mécanique est-elle conservée ?**

**L'énergie mécanique est constante.**

D'après le théorème de l'énergie mécanique, $\Delta E_m = W(\vec{R})$ ; $\vec{R}$ est la seule force non conservative qui est perpendiculaire au mouvement ; elle ne travaille donc pas $\Rightarrow \Delta E_m = W(\vec{R}) = 0$.



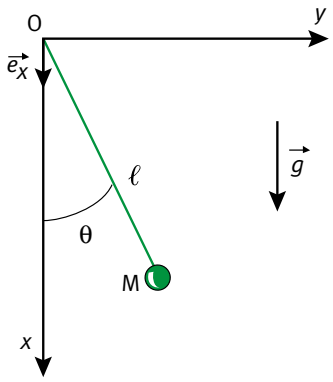
© Cned - Académie en ligne

**Activité 15**

En partant de $x = X_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$, montrer que l'énergie mécanique est égale à $\frac{1}{2} k X_m^2$.

**En résumé : tout système physique dont un paramètre vérifie une équation du type : $\frac{d^2u}{dt^2} + \omega_0^2 u = 0$ est un oscillateur harmonique.**

### c) Cas du pendule simple




Reprenons le pendule simple de l'introduction du chapitre 3.

Il peut effectuer des mouvements de rotation dans le plan vertical (Oxy), autour de l'axe horizontal (Oz).

La position de l'objet M est repérée par l'angle θ que fait le fil avec la verticale.

L'étude est menée dans le référentiel terrestre considéré comme galiléen. Les frottements sont négligés.

L'ensemble ainsi décrit se trouve dans le champ de pesanteur terrestre caractérisé par le vecteur tel que $\vec{g} = g\vec{e}_x$.

Bilan des forces appliquées à M :

- le poids $\vec{P} = m\vec{g}$,
- et la force exercée par le fil $\vec{T}$.

**Activité 16**

La deuxième loi de Newton appliquée au système permet d'obtenir, pour des angles quelconques, la relation : $\frac{d^2\theta}{dt^2} + \frac{g}{\ell}\sin\theta = 0$. Le pendule simple est-il un oscillateur harmonique ?

**Activité 17**

Pour des angles inférieurs à 15°, la relation devient : $\frac{d^2\theta}{dt^2} + \frac{g}{\ell}\theta = 0$.

À l'instant $t$ = 0, l'objet M est abandonné sans vitesse initiale d'une position repérée par l'angle $\theta_0$ petit.

La solution de l'équation différentielle est de la forme : $\theta = \theta_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$.

Rechercher $\theta_m$ et $\varphi$ à partir des conditions initiales.

Exprimer la période propre des oscillations du pendule en fonction de $g$ et $\ell$.

**Activité 18**

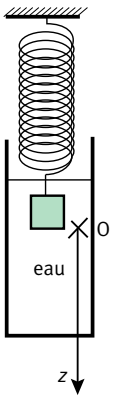
Déterminer, pour une position du pendule repérée par un angle θ quelconque, l'expression de l'énergie potentielle de pesanteur $E_p$ de l'objet M en fonction de $m$, de $\ell$, de θ et de $g$, accélération de la pesanteur. On prendra la référence de l'énergie potentielle de pesanteur dans la position repérée par l'angle θ = 90°.



© Cned - Académie en ligne

## 3. L'oscillateur amorti

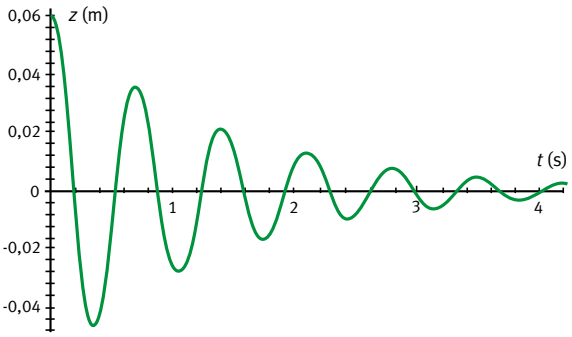
### a) Présentation expérimentale du phénomène




À un ressort vertical accroché à un support, on suspend un objet de masse *m* et on le fait osciller verticalement de part et d'autre de sa position de repos (point O).

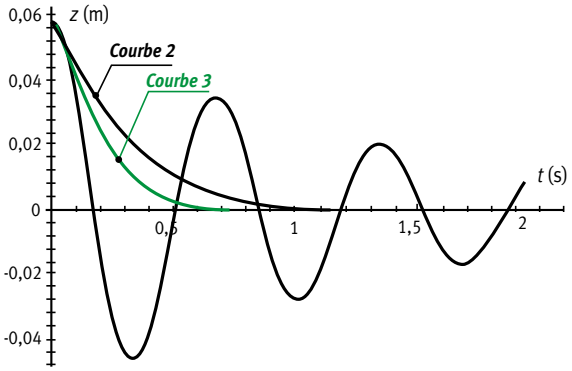
On enregistre les positions de l'objet.

Si l'on place l'objet dans de l'eau, par exemple, on obtient la courbe suivante représentant *z* en fonction du temps.




L'amplitude des oscillations diminue peu à peu. Ces oscillations sont appelées pseudo-périodiques, *T* étant la pseudo-période ; nous avons un régime pseudo-périodique.

Augmentons les frottements en prenant, à la place de l'eau, des liquides plus visqueux. On obtient les courbes suivantes :





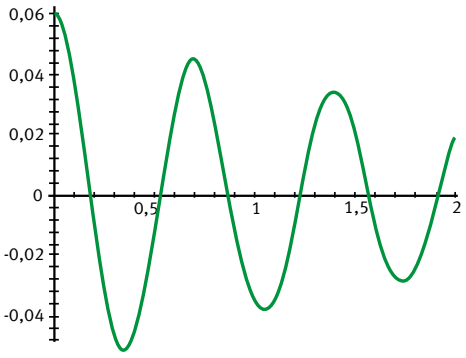

© Cned - Académie en ligne

Si les frottements augmentent et atteignent une valeur limite dite valeur critique, le mobile accroché au ressort n'oscille plus mais regagne simplement sa position d'équilibre (courbe 2) ; nous avons un régime critique.

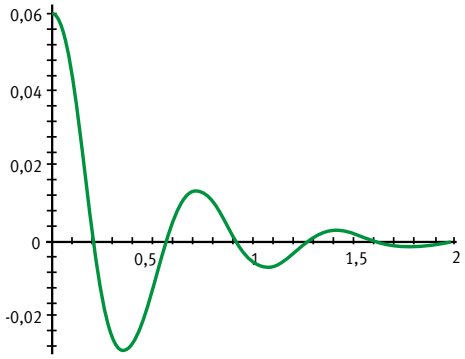
Si les frottements sont encore plus grands que cette valeur critique (on place de la glycérine dans l'éprouvette par exemple), un phénomène analogue se produit ; la masse rejoint la position d'équilibre d'autant plus lentement que les frottements sont importants (courbe 3) ; nous avons un régime apériodique.

**Activité 19** Deux enregistrements ont été réalisés avec des amortissements différents.

**Courbe A**



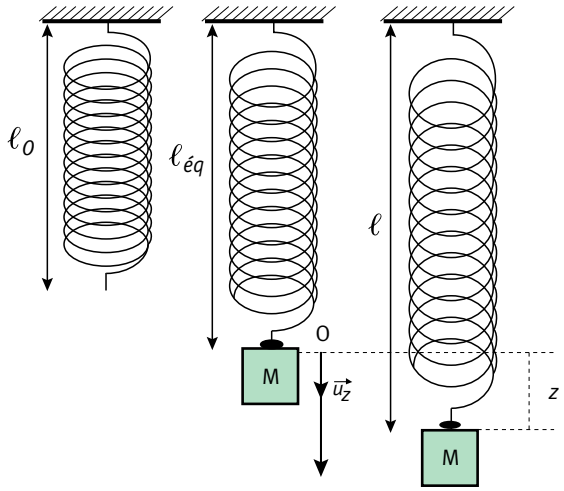

**Courbe B**




1. Quelle est la courbe correspondant à l'amortissement le plus important ? Quelle est l'influence de l'amortissement sur l'amplitude des oscillations ?
2. Déterminer la pseudo-période du mouvement pour chaque enregistrement.

## b) Équation différentielle du mouvement

Sur l'exemple du a), recherchons l'équation différentielle du mouvement.






© Cned - Académie en ligne

On prendra, compte tenu du schéma ci-dessus : $\ell - \ell_{éq} = z$ .

Système : objet de masse $m$

Inventaire des forces :

- le poids du système $\vec{P} = mg\vec{u_z}$ ;
- la force exercée par le ressort sur le système : $\vec{T} = -k(\ell - \ell_0)\vec{u_z}$ ;
- nous admettrons que la force de frottement due au liquide s'exprime par : $\vec{f} = -h\vec{v}$ ;
- la poussée d'Archimède : $\vec{P_A} = -\rho_{eau} V_{syst} g\vec{u_z} = -P_A\vec{u_z}$ .

Dans le référentiel galiléen considéré, appliquons la deuxième loi de Newton au centre d'inertie G :

$$m\vec{a} = mg\vec{u_z} - P_A\vec{u_z} - k(\ell - \ell_0)\vec{u_z} - h\vec{v} .$$

On projette cette relation vectorielle sur l'axe Oz, O étant la position de repos du centre d'inertie G : $m\dfrac{d^2z}{dt^2} = mg - P_A - k(\ell_{éq} + z - \ell_0) - h\dfrac{dz}{dt}$ .

Or, à l'équilibre, on a : $mg - P_A - k(\ell_{éq} - \ell_0) = 0$ d'où : $m\dfrac{d^2z}{dt^2} + h\dfrac{dz}{dt} + kz = 0$ .

Nous n'avons plus une équation du type oscillateur harmonique ; le terme $h\dfrac{dz}{dt}$ est responsable de l'atténuation des oscillations.

### c) Interprétation énergétique

**L'énergie mécanique est progressivement dissipée par les frottements.**

L'énergie mécanique n'est pas constante.

La variation d'énergie mécanique est égale au travail de la force de frottement.

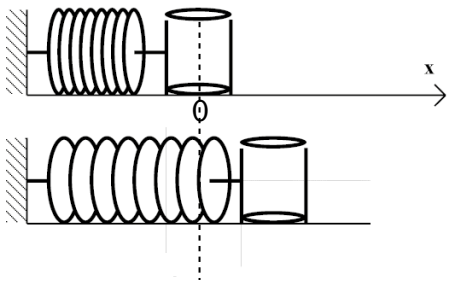
Ce travail est négatif ; l'énergie mécanique diminue au cours du temps.

## Activité 20



On dispose d'un système solide-ressort constitué d'un mobile de masse $m$ accroché à l'extrémité d'un ressort à spires non jointives, de masse négligeable et de raideur $k$.

***Données*** $m = 2{,}0.10^2$ g ; $k = 2{,}0.10^1$ N.m$^{-1}$.




Le mobile assimilé à son centre d'inertie G peut osciller horizontalement sur une tige parallèlement à l'axe Ox. On étudie son mouvement dans le référentiel terrestre considéré comme galiléen. Le point O coïncide avec la position de G lorsque le ressort est au repos.

Les frottements peuvent être modélisés par une force dont la valeur est proportionnelle à celle de la vitesse et dont le sens est opposé à celui du mouvement : $\vec{f} = -h\vec{v}$ .



© Cned - Académie en ligne

Le module est écarté de sa position de repos et lâché sans vitesse initiale.

Un dispositif d'acquisition de données permet de connaître à chaque instant la position du mobile (figure 1).

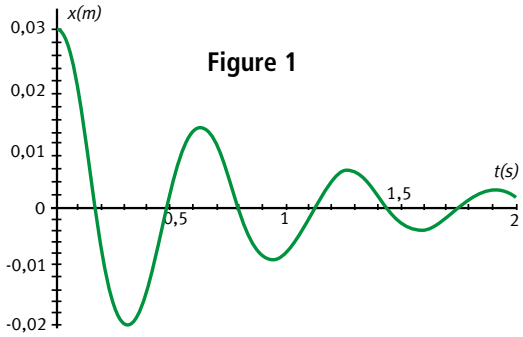



**Figure 1**

Un logiciel de traitement fournit les courbes de variation, en fonction du temps, de l'énergie mécanique ($E_m$), de l'énergie cinétique ($E_C$) et de l'énergie potentielle élastique ($E_p$) du système solide-ressort (figure 2).

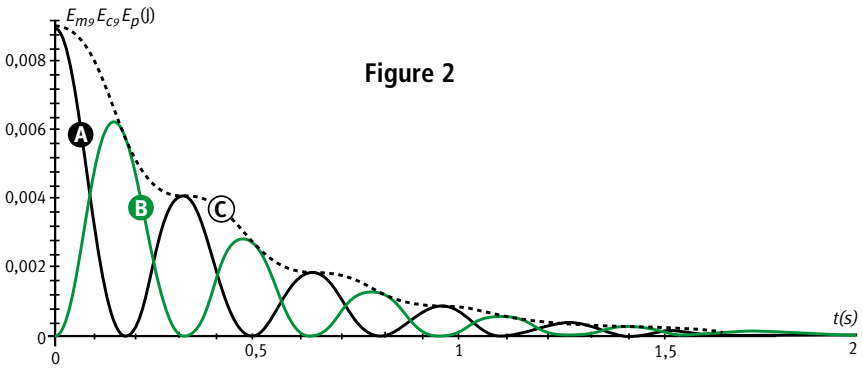



**Figure 2**

1. À l'aide de la figure 1, déterminer la pseudo-période $T$ du mouvement. Comparer sa valeur à celle de la période propre.
2. Identifier par leur lettre (A, B ou C) les courbes $E_c(t)$, $E_p(t)$ et $E_m(t)$ de la figure 2 en justifiant les réponses.
3. Pourquoi l'énergie mécanique du système diminue-t-elle au cours du temps ?
4. On considère les deux instants particuliers de dates $t_1$ et $t_2$ ($t_1$ = 0,315 s et $t_2$ = 0,473 s).

   En utilisant la figure 1 et en justifiant la réponse, indiquer auquel de ces instants la valeur de la vitesse du mobile est :

   **a)** maximale ;

   **b)** nulle.
5. Que peut-on en conclure quant à la valeur de la force de frottement à chacun de ces instants ?
6. Justifier alors la forme « en escalier » de la courbe $E_m(t)$ de la figure 2.



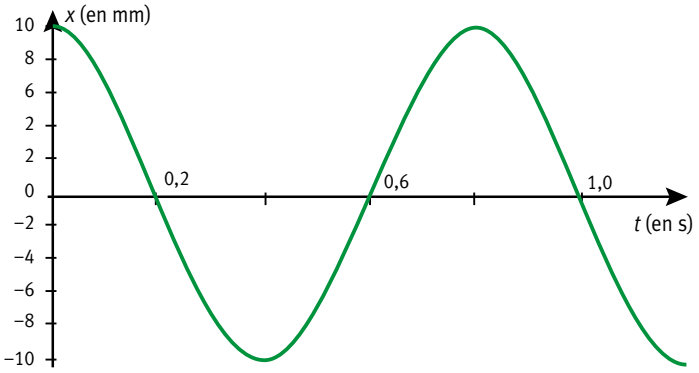
© Cned - Académie en ligne

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

### ➜ Cas d'un oscillateur harmonique (sans frottement)

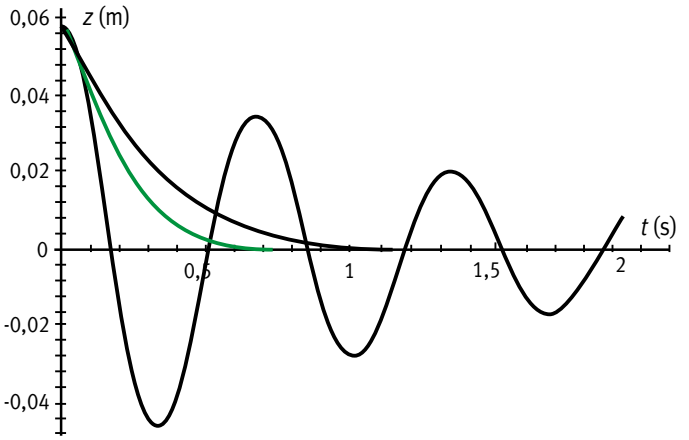
Tout système physique dont un paramètre vérifie une équation du type : $\frac{d^2x}{dt^2} + \omega_0^2 x = 0$ est un oscillateur harmonique. La solution de l'équation différentielle étant de la forme : $x = X_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$, le mouvement est sinusoïdal :




**La période propre est indépendante de l'amplitude des oscillations ; on dit qu'il y a isochronisme des oscillations. L'énergie mécanique est constante.**

### ➜ Cas d'un oscillateur amorti (avec frottement)

**L'énergie mécanique est progressivement dissipée par les frottements.**





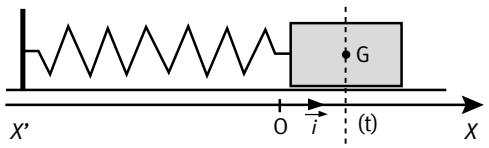

© Cned - Académie en ligne

Si les frottements augmentent et atteignent une valeur limite dite valeur critique, le mobile accroché au ressort n'oscille plus mais regagne simplement sa position d'équilibre.

## 2. Exercices d'apprentissage

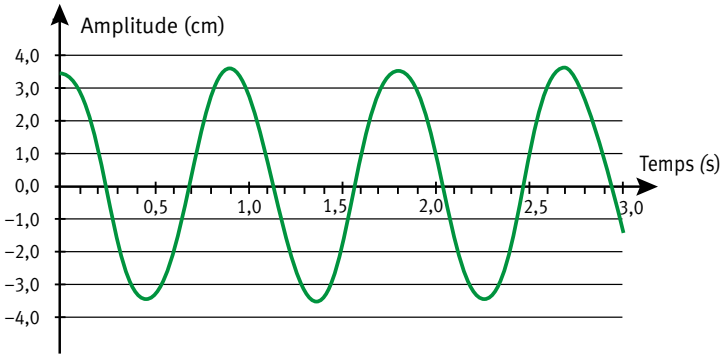
### Exercice 3 Oscillateur harmonique

Un solide S est relié à un ressort dont l'autre extrémité est fixe. Le solide de masse $m$ égale à 205 g et de centre d'inertie G peut glisser sur un rail à coussin d'air horizontal. Le ressort, à spires non jointives, a une masse négligeable et une constante de raideur $k$ égale à 10,0 $N.m^{-1}$. Au repos, G est en O.




À un instant $t$, la position du solide est repérée par l'abscisse $x(t)$ sur l'axe (O, $\vec{i}$ ) : $x(t)$ représente donc également l'allongement du ressort. Un dispositif d'acquisition a permis d'obtenir l'enregistrement des oscillations.

**1 a)** Comment qualifier, d'après le document suivant, les oscillations obtenues ?




**b)** Faire le bilan des forces s'exerçant sur S.

**c)** Montrer que, dans ces conditions, l'équation différentielle du mouvement s'écrit : $\frac{d^2x}{dt^2}+\frac{k}{m}x=0$.

**2** Le pendule est assimilable à un oscillateur harmonique.

**a)** Déterminer l'expression de la période propre $T_0$ en fonction de $k$ et de $m$.

**b)** Calculer la valeur de $T_0$.

**c)** Déterminer la valeur expérimentale $T_{0,exp}$. Comparer avec la valeur calculée en **2 b)**.

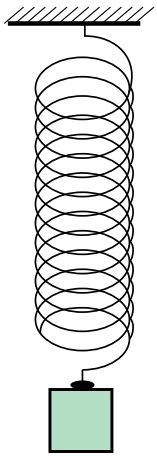


© Cned - Académie en ligne

**3 a)** Comment appelle-t-on les énergies ayant respectivement pour expressions $\frac{1}{2}kx^2$ et $\frac{1}{2}m\left(\frac{dx}{dt}\right)^2$ ?

**b)** Pour un lâcher sans vitesse initiale, l'équation différentielle a pour solution $x(t) = X_m \cos\left(2\ \frac{t}{T_0}\right)$. Montrer que l'énergie mécanique a pour expression $E_m = \frac{1}{2}kX_m^2$.

## Exercice 4 Oscillateur vertical



À un ressort vertical accroché à un support, on suspend une masse $m$ et on la fait osciller verticalement de part et d'autre de sa position de repos ; on obtient un phénomène périodique.

On mesure la période $T$ des oscillations pour différentes valeurs de la masse $m$, le ressort étant écarté toujours de la même façon ; les mesures sont notées dans le tableau suivant.

| $m$(g) | 50 | 70 | 100 | 120 | 150 | 200 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| $T$ (s) | 0,66 | 0,78 | 0,94 | 1,02 | 1,14 | 1,32 |

**1** La période $T$ dépend-elle de la masse ? Qu'observe-t-on pour la période lorsque la masse est multipliée par 4 ?

**2** La période $T$ s'exprime par : $T = 2\pi\sqrt{\frac{m}{k}}$ où $k$ est une constante dépendant du ressort exprimée en $N.m^{-1}$. Montrer que les mesures du tableau permettent de vérifier la formule. Calculer la constante $k$.

**3** Sur la Lune, où l'intensité de la pesanteur est égale à 1,62 $N.kg^{-1}$, la période des oscillations serait-elle la même que sur Terre, où l'intensité de la pesanteur est égale à 9,81 $N.kg^{-1}$ ?

**4** Quelle est la valeur de la masse qui permettrait d'avoir une période de une seconde ?



© Cned - Académie en ligne

# 4 Temps et relativité restreinte

## A Objectifs d'apprentissage

- Extraire et exploiter des informations pour justifier l'utilisation des horloges atomiques dans la mesure du temps.
- Savoir que la vitesse de la lumière dans le vide est la même dans tous les référentiels galiléens.
- Définir la notion de temps propre.
- Exploiter la relation entre durée propre et durée mesurée.
- Extraire et exploiter des informations relatives à une situation concrète où le caractère relatif du temps est à prendre en compte.

## B Pour débuter

**Activité 21**



Travaillons dans le cadre de la mécanique newtonienne.

I. Imaginons un train se déplaçant à la vitesse de 10 $km.h^{-1}$ dans une gare ; vous vous déplacez dans le train, dans le sens de la marche, à la vitesse de 5,0 $km.h^{-1}$.

Un passager assis dans le train vous regarde passer dans le couloir du wagon ; de même, sur le quai de la gare, une personne vous observe.

1. Quelle est votre vitesse par rapport au référentiel lié au train ?
2. Quelle est votre vitesse par rapport au référentiel lié au quai de la gare ?

II. Imaginons maintenant qu'une particule (jouant le rôle du train) se déplace à 200 000 $km.s^{-1}$ par rapport à la Terre supposée immobile et émette un rayon lumineux dans le sens de la marche (rôle du passager en mouvement dans le train) ; la lumière se déplace à la vitesse de 300 000 $km.s^{-1}$.

1. Quelle est la vitesse de la lumière émise par rapport au référentiel lié à la particule ?
2. Quelle devrait être la vitesse de la lumière émise par rapport au référentiel lié à la Terre, si l'on appliquait les résultats de la question I. 2 ?

En fait, de la Terre, la vitesse de la lumière est égale à 300 000 $km.s^{-1}$ au lieu des 500 000 $km.s^{-1}$ attendus.

**La vitesse de la lumière ne dépend pas du référentiel.**



© Cned - Académie en ligne

## Activité 22

*On admet dans cette activité que la vitesse de la lumière ne dépend pas du référentiel.*

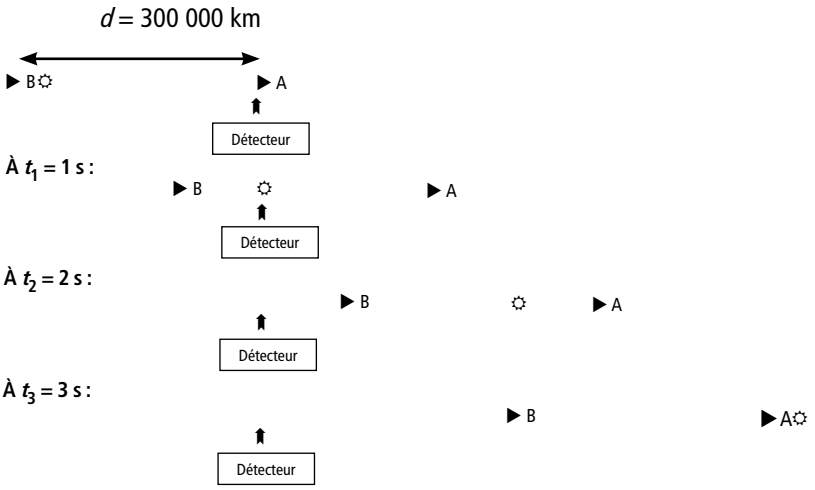
Imaginons deux référentiels différents (un lié à un détecteur fixe et l'autre lié à une particule A se déplaçant rectilignement à la vitesse de 200 000 km.s$^{-1}$).

Une particule B (schématisée par ▶) se déplace rectilignement à la vitesse de 200 000 km.s$^{-1}$ dans le même sens que la particule A (▶) mais la suit à une distance $d$ de 300 000 km.

Le chronomètre est déclenché lorsque la particule A passe devant le détecteur. La particule B émet alors un éclair très bref ☼ à la vitesse de 300 000 km.s$^{-1}$.

Observer les quatre schémas ci-dessous qui représentent les mouvements des deux particules et de l'éclair de lumière schématisé par ☼.

À $t_0 = 0$ s :




1. Quelle est la durée nécessaire à la lumière de l'éclair pour atteindre le détecteur ?
2. Dans le référentiel du détecteur, quelle est la durée nécessaire à la lumière de l'éclair pour atteindre la particule A située devant ?
3. Dans le référentiel de la particule A, quelle durée met la lumière de l'éclair pour la rattraper sachant que l'éclair a une vitesse de 300 000 km.s$^{-1}$ et que la particule A est située à 300 000 km devant la particule B ?
4. Comparer les deux durées trouvées en 2 et en 3.

Il y a un paradoxe : l'éclair met-il une seconde ou trois secondes pour rattraper la particule A ?

La suite du chapitre va permettre de répondre à ce paradoxe.



© Cned - Académie en ligne

# C Pour apprendre

## 1. Définition du temps atomique

De nos jours, les horloges les plus précises sont des étalons atomiques de fréquence.

Depuis 1967, la seconde est ainsi définie à partir de la résonance du niveau fondamental de l'atome de césium 133, fixée à 9 192 631 770 Hz.

Les horloges de type fontaine atomique atteignent des exactitudes en fréquence relative de l'ordre de quelque $10^{-16}$.

Ces horloges sont apparues grâce aux techniques de refroidissement des atomes par laser développées à la fin des années 1980.

### Activité 23 Analyse de documents



Lire les documents ci-dessous puis répondre aux questions.

**Document 1 : « Mesurer le temps avec une précision inégalée**

« La mesure du temps est une question essentielle depuis... la nuit des temps. Elle est basée sur l'observation d'un phénomène régulier et répétitif qui permet de caractériser des durées égales.

Embarquée dans l'ISS à l'horizon 2013 dans le cadre du projet européen ACES, Pharao est une horloge atomique qui mesurera le temps avec une exactitude et une stabilité jamais atteintes à ce jour : elle ne perdra qu'une seconde tous les 300 millions d'années. Une belle performance si on la compare aux horloges terrestres qui, elles, perdent une seconde tous les 50 millions d'années !

Première mondiale, Pharao utilise pour atteindre cet objectif des atomes froids de césium. Elle mesure le temps à partir des transitions subies par les atomes lorsqu'ils interagissent en résonance avec une vibration micro-onde.

Pharao associe la micropesanteur et des techniques de refroidissement d'atomes de césium par laser.

Le fonctionnement d'une horloge atomique repose en effet sur sa capacité à maîtriser au mieux la vitesse des atomes. Or la mesure du temps est d'autant plus précise que cette vitesse est lente.

Par ailleurs, la vitesse des atomes est influencée par la pesanteur. Une contrainte dont Pharao s'affranchit en étant placée en orbite : les atomes sont ainsi ralentis jusqu'à la vitesse de l'escargot.

Une horloge d'une telle précision trouve de nombreuses applications en physique fondamentale.

Elle servira entre autres à vérifier certains principes de la théorie de la relativité générale avec une précision jamais atteinte.

Pharao est l'élément central de la mission européenne ACES constitué de plusieurs horloges atomiques. Développée par les laboratoires scientifiques français sous maîtrise d'œuvre du CNES, elle sera installée pendant 18 mois à l'extérieur du module européen Columbus de l'ISS. »

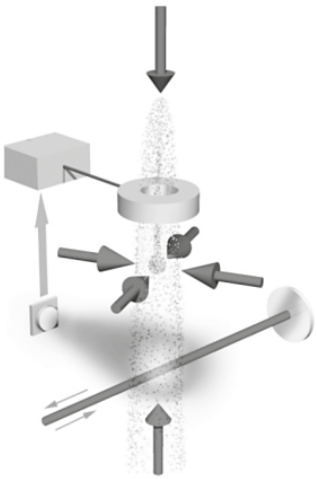
Site web du CNES http://www.cnes.fr/web/CNES-fr/4444-pharao.php.

ISS : International Space Station

ACES : Atomic Clock Ensemble in Space



© Cned - Académie en ligne



Document 3

**Document 2**

« Dans une horloge atomique, la durée de l'interaction cohérente entre les atomes et le champ micro-onde est une limite fondamentale à la mesure de la résolution de la fréquence. Cette durée peut être considérablement repoussée par l'utilisation d'atomes froids en micropesanteur.

Une horloge au césium utilise la transition hyperfine proche de 9,2 GHz qui définit l'unité de temps du SI : la seconde. Au sein d'un nuage de césium les atomes sont refroidis à la température de 1µK correspondant à une vitesse moyenne d'environ 7 mm/s. Ce nuage, pompé optiquement dans l'état "quantique" adéquat, est ensuite lancé à travers un champ micro-onde. La durée de l'interaction en conditionne la qualité. L'analyse du nuage en sortie indique ensuite si la fréquence micro-onde est parfaitement calée sur la fréquence voulue. Sur Terre, une horloge à césium froid fonctionne dans une géométrie de fontaine (voir document 3) où les atomes sont lancés vers le haut puis retombent du fait de la gravité. Le temps d'interaction ne peut pas excéder 1 seconde pour une fontaine d'une hauteur raisonnable. Par comparaison, en conditions de micropesanteur, le temps interaction dans Pharao peut monter jusqu'à 5, voire 10 secondes avec un instrument simple et compact.

Source : http://smsc.cnes.fr/PHARAO/Fr/GP_instrument.htm

1. Quelle est la signification du sigle Pharao ?
2. Calculer la précision de l'horloge atomique Pharao.
3. Pourquoi est-on obligé de refroidir les atomes de césium par laser ?
4. Avec quelles ondes électromagnétiques interagissent les atomes de césium ?
5. Pourquoi cette horloge est placée dans un satellite en orbite ?

## 2. Temps et relativité restreinte

### a) Tests expérimentaux de l'invariance de la vitesse de la lumière

Les mesures les plus récentes montrent que la vitesse de la lumière est égale à $c$ à mieux que $10^{-17}$ près en valeur relative. Les horloges atomiques embarquées à bord de satellites permettent de vérifier quotidiennement une précision de $10^{-9}$. Ce qui paraît simple aujourd'hui (invariance de la vitesse de la lumière) ne l'a pas été dans l'histoire des sciences.

Des tests expérimentaux ont permis, dans le passé, de vérifier la constance de la vitesse de la lumière dans le vide.

**Activité 24**



Arago, Michelson et Morley : quelles ont été leurs contributions respectives dans l'histoire des études expérimentales sur l'invariance de la vitesse de la lumière dans le vide (en moins de 15 lignes) ?



© Cned - Académie en ligne

Placer sur la frise les dates importantes concernant ces expériences.




La vitesse de la lumière mesurée par tout observateur en un point où il se trouve est toujours égale à la même constante *c*.

### b) Postulat d'Einstein

**Postulat d'Einstein (1905) : la vitesse de la lumière dans le vide est la même dans tous les référentiels galiléens. C'est une constante fondamentale de la physique.**

La vitesse de la lumière dans le vide ne dépend ni du mouvement de la source, ni de celui de l'observateur.

**Activité 25**



En septembre 2011, les chercheurs travaillant sur le projet Opera du CERN annonçaient avoir observé des neutrinos dont la vitesse dans le vide serait supérieure à celle de lumière. L'expérience avait lieu entre le laboratoire du CERN, situé à Genève, et le laboratoire souterrain de Gran Sasso, en Italie. Les neutrinos (charge nulle et masse pratiquement nulle) sont arrivés 60 ns trop tôt en Italie après avoir parcouru 730 km en ligne droite sous la terre, en 2,4 ms.

L'expérience fut reprise mais les neutrinos conservaient leurs 60 nanosecondes d'avance sur les photons.

En vérifiant leur dispositif expérimental, les chercheurs se rendirent compte que l'un des GPS chargés de corréler la position des neutrinos transmettait les données 60 nanosecondes plus tôt que prévu. La connexion par fibre optique entre le GPS et l'ordinateur était défectueuse.

1. Pourquoi la plus grande partie des scientifiques mettait-elle en doute les résultats de cette expérience ?
2. Des particules peuvent-elles aller plus vite que la lumière dans les milieux matériels ?

### c) Caractère relatif du temps. Notion d'événement. Temps propre.

Pour interpréter l'activité 22 « l'éclair met-il une seconde ou trois secondes pour rattraper la particule A ? », il faut admettre que le temps dépend du référentiel (de même que les longueurs) et qu'il n'est plus absolu ; le temps est relatif, c'est-à-dire lié au référentiel.

En mécanique newtonienne (classique), on décrit le mouvement d'un corps dans un espace absolu par rapport à un temps absolu. Dans ce cadre, la position d'un mobile, mesurée par ses coordonnées spatiales, dans un certain repère, est donnée en fonction du temps *t*.



© Cned - Académie en ligne

Dans la théorie de la relativité, il n'existe pas de temps absolu, et ce temps ne peut pas être séparé de l'espace. On raisonne sur des événements, chaque événement étant caractérisé par un lieu M et un instant *t*.

**Une durée propre est le temps qui sépare deux événements survenant au même endroit dans le même référentiel ; nous la noterons :** $\Delta t_P$.

Le référentiel où les deux événements se produisent au même point de l'espace est en mouvement à la vitesse v par rapport à un deuxième référentiel où l'intervalle de temps $\Delta t_m$ est mesuré entre les deux événements.

**Une durée mesurée dans un autre référentiel est liée à la durée propre par :**

$$\Delta t_m = \gamma \, \Delta t_P \quad \text{avec :} \quad \gamma = \frac{1}{\sqrt{1-\frac{v^2}{c^2}}} .$$

## Activité 26



La durée de vie moyenne, mesurée dans le laboratoire, d'un muon se déplaçant à la vitesse 0,90 c (c : vitesse de la lumière), relativement au laboratoire, est de 5,05 µs.

Sa durée de vie moyenne au repos est de $2{,}2.10^{-6}$ s.

On sait que : $\Delta t_m = \dfrac{\Delta t_P}{\sqrt{1-\frac{v^2}{c^2}}}$ .

1. Quels sont les deux événements à prendre en compte pour connaître la durée propre ?
2. Dans quel référentiel les deux événements se produisent-ils au même point de l'espace ?
3. Quelle est la durée propre correspondant à $\Delta t_P$ ?
4. Quel référentiel se déplace à la vitesse $v$ ?
5. Quelle est la durée dilatée correspondant à $\Delta t_m$ ?

Le temps est relatif et s'écoule différemment dans des systèmes en mouvement l'un par rapport à l'autre ; la vitesse de la lumière *c* est absolue (indépendante du référentiel) et c'est une vitesse limite des corps dans l'Univers.

## Activité 27



On suppose que l'intervalle de temps entre deux événements mesuré dans le référentiel terrestre est : $\Delta t$ = 1h, c'est-à-dire que, pour l'observateur sur le sol terrestre, il s'écoule 3 600 s.



© Cned - Académie en ligne

Calculer la durée $\Delta t'$ qui s'écoule pour un autre observateur O' embarqué dans des véhicules se déplaçant à diverses vitesses v par rapport à l'observateur.

| Véhicule de M' | Vitesse v | $\gamma$ | $\Delta t'$ |
|---|---|---|---|
| Voiture | 100 km/h | | |
| Vitesse orbitale de la Terre | 30 km/s | | |
| Fusée | 150 000 km/s | | |
| Particule | 0,9994 × c | | |

La relativité du temps ne devient perceptible que si la vitesse $v$ de l'observateur M' se rapproche de celle de la lumière. Dans la vie courante, quand il s'écoule une heure sur Terre, il s'écoule aussi une heure dans le train ou dans l'avion.

## d) Dilatation des durées. Preuves expérimentales

$\gamma > 1$ : on dit qu'il y a dilatation des durées. La durée mesurée correspond à une durée dilatée : $\Delta t_m = \dfrac{\Delta t_P}{\sqrt{1-\dfrac{v^2}{c^2}}}$.

### ➜ Les muons

Les muons produits dans l'atmosphère par les rayons cosmiques sont une preuve simple de l'existence de la dilatation du temps. Les muons sont des particules instables ayant la charge d'un électron mais une masse 207 fois plus importante. La durée de vie d'un muon au repos est 2,2 µs : au bout de 2,2 millionièmes de seconde, il se désintègre.

Sans la dilatation du temps, il n'aurait pas le temps d'arriver jusqu'au sol, alors qu'on en compte une centaine par mètre carré par seconde.

Lorsque le muon se déplace à grande vitesse, sa durée de vie augmente.

Dans l'accélérateur de particules du CERN, on a communiqué à des muons la vitesse v = 0,9994 × c.

D'après la théorie, $\Delta t_m = \dfrac{\Delta t_P}{\sqrt{1-\dfrac{v^2}{c^2}}} = 63{,}6$ µs.

La théorie prévoit que, pour un muon accéléré à environ la vitesse de la lumière, la durée de vie augmente de 2,2 µs à 63,6 µs.

C'est effectivement ce qui a été mesuré par le CERN : les muons accélérés à 0,9994 × c ont une durée de vie de 63,6 µs et non plus 2,2 µs.

Cette expérience constitue une vérification éclatante des prévisions d'Einstein concernant le temps et les durées.



© Cned - Académie en ligne

## ➜ Horloges atomiques

De nombreuses autres expériences ont cependant confirmé ce décalage du temps. À partir de 1971, des avions à réaction embarquèrent des horloges atomiques tandis que des horloges similaires synchronisées restaient au sol. Lorsque les avions suivaient le mouvement de la Terre, à leur retour, les horloges embarquées avaient retardé de quelques milliardièmes de seconde sur les horloges restées au sol, un écart en parfait accord avec la théorie de la relativité.

Aujourd'hui, les horloges atomiques embarquées dans les satellites des systèmes GPS sont calibrées de façon que leurs indications soient compatibles avec des horloges restées sur Terre.

## ➜ Fonctionnement du GPS

Dans un système de localisation par satellite tel que le GPS, les distances sont déterminées par la mesure des temps de parcours de signaux électromagnétiques échangés entre le GPS et les satellites. Chaque satellite mesure la durée $\Delta t$ que met le rayon lumineux, émis par le GPS de l'utilisateur qui souhaite se repérer, pour lui parvenir, puis il calcule la distance le séparant de l'utilisateur du GPS avec la formule $d = c\Delta t$.

Comme, pour se repérer, il faut trois données (latitude, altitude, longitude), on a besoin d'utiliser trois satellites.

Une bonne localisation repose sur la mesure ultraprécise des durées $\Delta t$ de propagation de la lumière entre le GPS et les trois satellites. Il faut donc prendre en compte les effets prévus par la théorie de la relativité d'Einstein sur l'écoulement du temps.

On a vu que $\Delta t_P = \Delta t_m \sqrt{1-\frac{v^2}{c^2}}$ c'est-à-dire que le temps s'écoule moins vite pour l'observateur en mouvement. Donc, l'horloge embarquée dans le satellite va retarder par rapport à l'horloge du GPS sur Terre : en effet, dans sa rotation autour de la Terre, le satellite se déplace à $v = 3\ 874$ m/s =13 946.4 km/h.

Pendant qu'il s'écoule sur terre $\Delta t$ = 1 jour = 24 * 3 600 = 86 400 secondes, il s'écoule sur le satellite :

$$\Delta t_P = 3874 \sqrt{1-\frac{(3874)^2}{\left(3{,}00.10^8\right)^2}}$$ soit $\Delta t_P = 86\ 399{,}999993$ s et non 86 400 s.

Les horloges des satellites retardent donc, par rapport aux horloges terrestres, de 7 microsecondes par jour. Cet écart peut paraître infime, mais on verra qu'il a de grandes conséquences.

La relativité générale prévoit également que, du fait que les champs de gravitation sont plus faibles à l'altitude des satellites qu'au niveau du sol, les horloges des satellites vont cette fois prendre une avance de 45,7 µs par jour par rapport à l'horloge du GPS de l'utilisateur terrestre.

Les GPS intègrent donc dans leurs calculs les corrections relativistes d'Einstein pour déterminer à quelques mètres près la position de l'utilisateur.



© Cned - Académie en ligne

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

La définition du temps atomique et la réalisation des horloges associées font accéder à des échelles de précision telles qu'elles mettent directement en évidence le caractère relatif du temps en fonction de la vitesse relative de l'horloge et de l'observateur, qui est à la base de la relativité restreinte.

**Postulat d'Einstein (1905)**

**La vitesse de la lumière dans le vide est la même dans tous les référentiels galiléens.**

**C'est une constante fondamentale de la physique.**

**Une durée propre est le temps qui sépare deux événements survenant au même endroit dans le même référentiel ; nous la noterons :** $\Delta t_P$.

**Une durée mesurée dans un autre référentiel est liée à la durée propre par :**

$$\Delta t_m = \gamma \, \Delta t_P \quad \text{avec :} \quad \gamma = \frac{1}{\sqrt{1-\frac{v^2}{c^2}}} .$$

$\gamma > 1$ : **on dit qu'il y a dilatation des durées.** La durée mesurée correspond à une durée dilatée : $\Delta t_m = \dfrac{\Delta t_P}{\sqrt{1-\frac{v^2}{c^2}}}$.

## 2. Exercices d'apprentissage

**Exercice 5** Quelle sera la durée de vie moyenne d'un muon, mesurée dans le laboratoire, s'il voyage à la vitesse de $1{,}8.10^8$ m.s$^{-1}$ relativement au laboratoire ? Sa durée de vie moyenne au repos est de $2{,}2.10^{-6}$ s.

**Exercice 6** Une particule instable parcourt dans le laboratoire la distance $d$ = 5,19 $m$ en $\Delta t$ = $2{,}00.10^{-7}$ s avant de se désintégrer. Quelle est sa vitesse $v$, supposée uniforme ? En déduire sa durée de vie propre $\Delta t_P$.



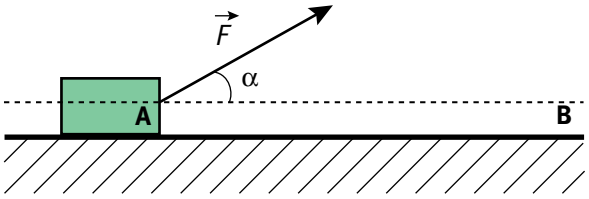
© Cned - Académie en ligne

# 5 Pour clore la séquence

## A Fiche de synthèse

### Transferts énergétiques au cours du mouvement

**➜ Travail d'une force constante**




Le travail d'une force constante $\vec{F}$ est égal à : $W_{A\to B} = F \times \text{AB} \times \cos(\alpha)$.

$W_{A\to B}$ s'exprime en joules (J), $F$ en newtons (N) et AB en mètres (m).

**Si $\vec{f}$ est une force conservative, elle est liée à une énergie potentielle par : $\boxed{\Delta E_p = -W(\vec{f})}$.**

| Force conservative | Énergie potentielle |
|---|---|
| $\vec{P} = m\vec{g}$ (le champ de pesanteur est uniforme) | $E_{PP} = mgz + cte$ (Oz orienté vers le haut) |
| $\vec{f} = q\vec{E}$ (le champ électrique est uniforme) | $E_p = qV + cste$ |

**L'énergie mécanique est égale à la somme de l'énergie cinétique et de l'énergie potentielle :**

$$\boxed{E_m = E_p + E_c}.$$

**➜ Théorème de l'énergie mécanique** $\boxed{\Delta E_m = \sum W(\vec{R}_{\text{non conservatives}})}$

**➜ Dissipation de l'énergie mécanique**

Considérons un système soumis à une force non conservative (force de frottement par exemple). Il y aura dissipation de l'énergie mécanique si le travail de la force non conservative n'est pas nul.



© Cned - Académie en ligne

## Dissipation d'énergie pour un oscillateur

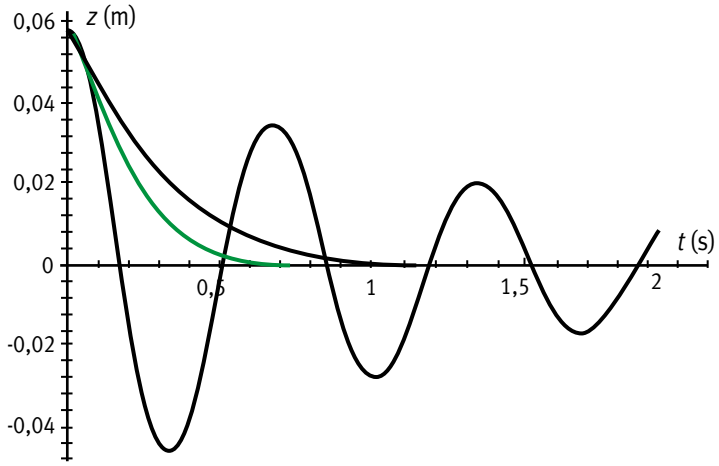
### ➜ Cas d'un oscillateur harmonique (sans frottement)

Tout système physique dont un paramètre vérifie une équation du type : $\frac{d^2x}{dt^2}+\omega_0^2 x=0$ est un oscillateur harmonique. La solution de l'équation différentielle étant de la forme : $x=X_m\cos(\omega_0 t+\varphi)$, le mouvement est sinusoïdal.

**La période propre est indépendante de l'amplitude des oscillations ; on dit qu'il y a isochronisme des oscillations. L'énergie mécanique est constante.**

### ➜ Cas d'un oscillateur amorti (avec frottement)

**L'énergie mécanique est progressivement dissipée par les frottements.**




Si les frottements augmentent et atteignent une valeur limite dite valeur critique, le mobile accroché au ressort n'oscille plus mais regagne simplement sa position d'équilibre.

## Temps et relativité restreinte

La définition du temps atomique et la réalisation des horloges associées font accéder à des échelles de précision telles qu'elles mettent directement en évidence le caractère relatif du temps en fonction de la vitesse relative de l'horloge et de l'observateur, qui est à la base de la relativité restreinte.



© Cned - Académie en ligne

### ➜ Postulat d'Einstein (1905)

**La vitesse de la lumière dans le vide est la même dans tous les référentiels galiléens.**

**C'est une constante fondamentale de la physique.**

### ➜ Durée propre

**Une durée propre est le temps qui sépare deux événements survenant au même endroit dans le même référentiel ; nous la noterons :** $\Delta t_P$.

**Une durée mesurée dans un autre référentiel est liée à la durée propre par :**

$$\Delta t_m = \gamma \, \Delta t_P \quad \text{avec : } \gamma = \frac{1}{\sqrt{1-\frac{v^2}{c^2}}}.$$

$\gamma > 1$ : **on dit qu'il y a dilatation des durées.** La durée mesurée correspond à une durée dilatée : $\Delta t_m = \dfrac{\Delta t_P}{\sqrt{1-\frac{v^2}{c^2}}}$.

# B Exercices de synthèse

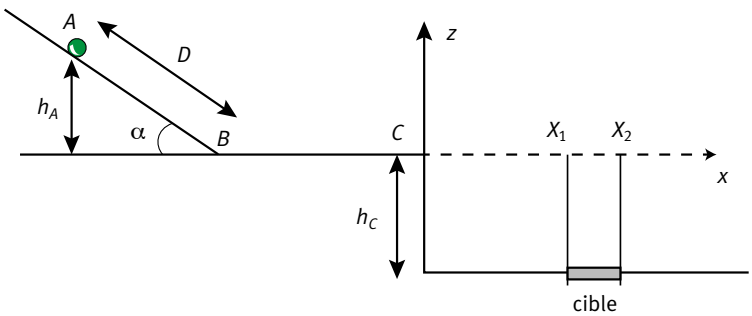
## Exercice 1 — Le jeu du boulet

Le jeu schématisé ci-dessous consiste à placer un boulet sur un plan incliné de telle façon qu'il atteigne la cible.

Le boulet est tout d'abord lâché en *A* sans vitesse initiale. Le système étudié est le boulet que l'on assimile à un point.

Toute l'étude est faite dans un référentiel galiléen. On néglige les frottements dans tout l'exercice.

***Données*** $\alpha = 30°$ ; $D = AB = 0{,}50$ m ; $L = BC = 0{,}20$ m ; $h_C = 0{,}40$ m ; $m = 10$ g ; $g = 9{,}8$ m.s$^{-2}$.






© Cned - Académie en ligne

On étudie le mouvement du boulet entre A et B.

1. Le système étudié est le boulet une fois lâché en *A*.

Faire l'inventaire des forces extérieures agissant sur le boulet. Représenter ces forces sur un schéma sans considération d'échelle.

2. On choisit l'altitude du point *C* comme référence pour l'énergie potentielle de pesanteur : $E_{PP} = 0$ pour $z_C = 0$.

Donner l'expression de l'énergie potentielle de pesanteur au point *A* ; calculer sa valeur.

3. En déduire l'expression puis la valeur de l'énergie mécanique du système au point *A*.

4. En déduire la valeur de l'énergie mécanique du système au point *B*. Justifier la réponse.

5. Montrer que l'expression de la vitesse au point *B* est : $v_B = \sqrt{2gD\sin\alpha}$.

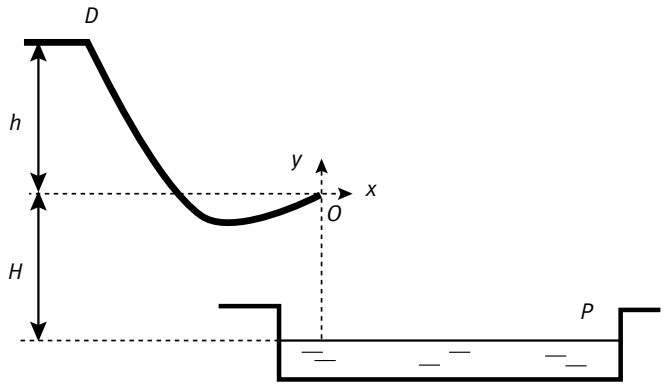
## Exercice 2 — Un toboggan de plage

Un enfant glisse le long d'un toboggan de plage dans le référentiel terrestre supposé galiléen.

Pour l'exercice, l'enfant sera assimilé à un point matériel G et on négligera tout type de frottement ainsi que toutes les actions dues à l'air.

Un toboggan de plage est constitué par :

- une piste *DO* qui permet à un enfant partant de *D* sans vitesse initiale d'atteindre le point *O* avec un vecteur vitesse $\overrightarrow{V_0}$ faisant un angle $\alpha$ avec l'horizontale ;
- une piscine de réception : la surface de l'eau se trouve à une distance *H* au dessous de *O*.




***Données*** Masse de l'enfant : $m = 35$ kg ; intensité de la pesanteur : $g = 10$ m.s$^{-2}$ ; dénivellation $h = 5{,}0$ m ; hauteur $H = 0{,}50$ m ; angle $\alpha = 30°$.

On choisit l'altitude du point *O* comme référence pour l'énergie potentielle de pesanteur de l'enfant ; $E_{ppO} = 0$ pour $y_0 = 0$.



© Cned - Académie en ligne

On étudie le mouvement de l'enfant entre *D* et *O*.

1. Donner l'expression de l'énergie potentielle de pesanteur $E_{ppD}$ de l'enfant au point *D*.
2. Donner l'expression de l'énergie mécanique $E_{mD}$ de l'enfant au point *D*.
3. Donner l'expression de l'énergie mécanique $E_{mO}$ de l'enfant au point *O*.
4. En déduire l'expression de la vitesse $v_0$ en justifiant le raisonnement.
5. Calculer la valeur de la vitesse $v_0$ de l'enfant en *O*.
6. En réalité, la vitesse en ce point est nettement inférieure et vaut 5,0 $m.s^{-1}$.

Comment expliquez-vous cette différence ?

## Exercice 3 — Mouvement d'une balle de hockey sur gazon

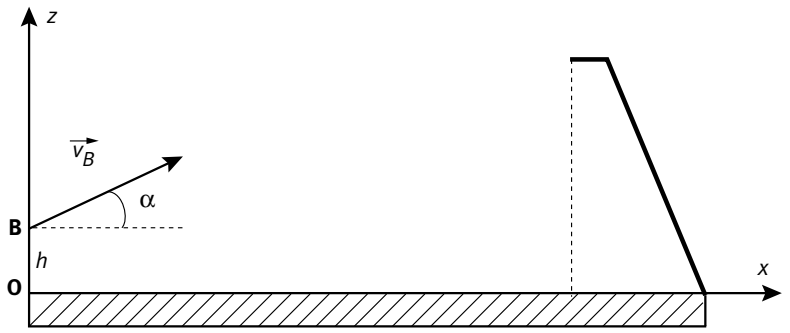
Dans cet exercice, on étudie le mouvement d'une balle de hockey sur gazon de centre d'inertie G et de masse *m* dans le champ de pesanteur supposé uniforme.

Au point B, la balle quitte la crosse à la date $t = 0$ avec le vecteur vitesse $\overrightarrow{v_B}$ contenu dans le plan (xOz).

On néglige toutes les actions liées à l'air.

Le système d'axes utilisé est représenté sur le schéma de la page suivante : l'axe Ox est horizontal et dirigé vers la droite et Oz est vertical et dirigé vers le haut.

L'origine des axes est situé à la verticale du point B telle que OB = $h = 0{,}40$ m.




Un tir est réalisé du milieu du terrain à une distance du but supérieure à 15 m. La trajectoire est parabolique.

***Données*** OB = $h$ = 0,40 m ; $v_B$ = 14 $m.s^{-1}$ ; vitesse au sommet S de la trajectoire : $v_S = 12$ $m.s^{-1}$ ; $m = 160$ g ; $g = 9{,}8$ $m.s^{-2}$.

L'énergie potentielle de pesanteur $E_p(0)$ est choisie nulle à l'altitude z = 0.

1. Donner l'expression littérale de l'énergie mécanique $E_M$ de la balle en fonction de *g*, de *m*, de *v* et de *z*.
2. Calculer l'énergie mécanique $E_M$(B) de la balle au point B.



© Cned - Académie en ligne

3 Toutes les actions de l'air sont négligées.

a) Que peut-on dire de la valeur de l'énergie mécanique $E_M$ de la balle au cours de son mouvement ?

b) Exprimer l'altitude maximale $z_{max}$ que pourrait atteindre la balle au point S dans ces conditions, en fonction de $E_M$, de $v_s$, de $m$ et de $g$. Calculer la valeur de $z_{max}$.

## Exercice 4 Le casting

Le casting, ou lancer de compétition, est une épreuve de pêche où le compétiteur doit lancer sa ligne aussi loin et aussi précisément que possible. Cette technique consiste à lancer « un plomb » d'une centaine de grammes à l'aide d'une canne et d'un moulinet. Le record de France, établi pour un plomb de 150 g, est de 263,01 m.

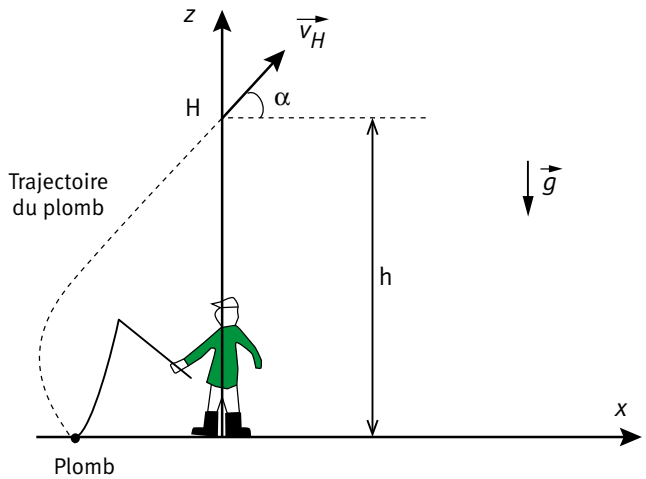
Lors de son passage à la verticale du pêcheur, le plomb est à une altitude $h = 6{,}00$ m et possède une vitesse $\vec{v}_H$ faisant un angle $\alpha$ avec l'horizontale.

Le mouvement du plomb, objet sphérique, s'effectue dans un champ de pesanteur uniforme.

***Données*** Intensité de pesanteur $g = 9{,}81$ m.s$^{-2}$ ; masse du plomb $m = 1{,}50.10^{-1}$ kg ; vitesse initiale $v_H = 44{,}4$ m.s$^{-1}$ ; inclinaison $\alpha = 50{,}0°$ ; hauteur du projectile au moment du lancer $h = 6{,}00$ m.

Le système étudié est le plomb. Le plomb est assimilé dans la suite de l'exercice à un objet ponctuel. Dans cette phase du mouvement, la force exercée par le fil sera négligée par rapport aux autres forces. On se propose, en situation de compétition, de déterminer les caractéristiques (vitesse, accélération et position) du plomb lors de son arrivée au sol.

Les frottements de l'air sur le plomb seront négligés dans cette étude. Le champ de pesanteur $\vec{g}$ est parallèle à l'axe $Oz$. La situation est représentée sur la figure ci-dessous :






© Cned - Académie en ligne

1. Donner les caractéristiques du poids $\vec{P}$.

2. Déterminer les coordonnées $a_x$ et $a_z$ du vecteur accélération du centre d'inertie du plomb dans le repère *xOz*.

3. Exprimer les coordonnées $v_x(t)$ et $v_z(t)$ du vecteur vitesse du centre d'inertie du plomb dans le repère d'espace *xOz*, l'origine des dates étant repérée par l'instant de passage à la verticale du pêcheur en *H*.

En déduire l'expression de la vitesse *v(t)* du plomb en fonction des paramètres $v_H$, *t*, *g* et *a*.

4. Dans le repère d'espace *xOz*, *x(t)* et *z(t)* sont les coordonnées de position du plomb.

Établir les équations horaires du mouvement.

En déduire la valeur de la distance $x_{max}$ atteinte par le plomb dans les conditions du lancer.

5. Déduire l'équation de la trajectoire du centre d'inertie du plomb à partir des équations horaires du mouvement.

Quelle est la nature de la trajectoire du plomb ?

En utilisant l'expression de l'équation de la trajectoire, indiquer les paramètres de lancement qui jouent un rôle dans le mouvement ultérieur du projectile.

6. **Détermination de la vitesse du plomb lorsqu'il arrive au sol**

a) Le choix des états de référence est tel que l'énergie potentielle de pesanteur $E_{PP}$ est nulle au niveau du sol.

Exprimer l'énergie potentielle de pesanteur $E_{PP}(H)$ du plomb lors de son passage à la verticale du pêcheur.

b) Exprimer l'énergie cinétique $E_C(H)$ du plomb lors de son passage à la verticale du pêcheur.

c) Déduire des deux questions précédentes l'expression de l'énergie mécanique $E_m(H)$ du plomb lorsqu'il passe à l'altitude *h*.

d) En déduire la vitesse du plomb lorsqu'il touche le sol. Calculer sa valeur.

## Exercice 5 — Constante de raideur

Considérons un ressort à spires non jointives. Le ressort a une constante de raideur *k*, une longueur à vide $\ell_0$ ; sa longueur $\ell$ est mesurée en fonction de la valeur de la force $\vec{F}$ exercée par le ressort sur différents objets suspendus.

***Donnée*** $\ell_0 = 12$ cm.

| F (N) | 0,98 | 1,96 | 2,94 | 3,92 | 4,90 |
|---|---|---|---|---|---|
| $\ell$ (cm) | 16,0 | 20,1 | 23,9 | 28,0 | 32,1 |



© Cned - Académie en ligne

1. Représenter graphiquement la valeur F en fonction de $|\Delta\ell| = (\ell - \ell_0)$.
2. Déterminer la constante de raideur du ressort.
3. Déterminer la valeur de la force $\vec{F}$ lorsque l'allongement du ressort est de 10 cm.

## Exercice 6 Force exercée par un ressort

Considérons un cylindre de masse *m* suspendu à un ressort à spires non jointives. Le ressort a une constante de raideur *k*, une longueur à vide $\ell_0$ et une longueur $\ell$ lorsque le cylindre y est accroché.

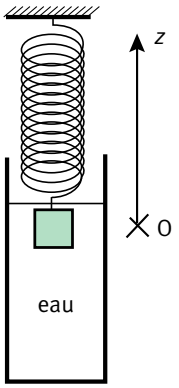
***Données*** $g = 9{,}8$ N.kg$^{-1}$ ; $m = 200$ g ; $k = 16$ N.m$^{-1}$ ; $\ell_0 = 10$ cm ; $\ell = 22{,}3$ cm.

1. Le fait de savoir que le ressort est à spires non jointives est-il important ?
2. Donner les caractéristiques du vecteur force modélisant l'action du ressort sur le cylindre.
3. Donner les caractéristiques du vecteur force représentant les actions réparties de la Terre sur l'objet.

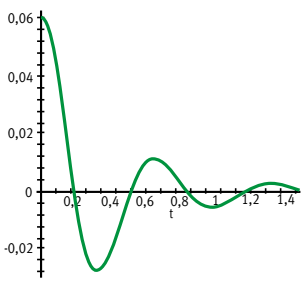
## Exercice 7 Influence de la masse suspendue au ressort

À un ressort vertical de constante de raideur *k* accroché à un support, on suspend des objets ayant la même forme mais de masses différentes ($m_1$, $m_2$ et $m_3$) ; on les fait osciller verticalement dans de l'eau de part et d'autre de la position de repos (à la même altitude que le point O).

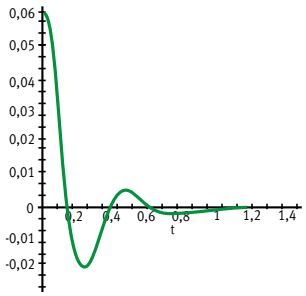
On enregistre les positions de l'objet ; on obtient les courbes suivantes représentant *z* en fonction du temps *t*.



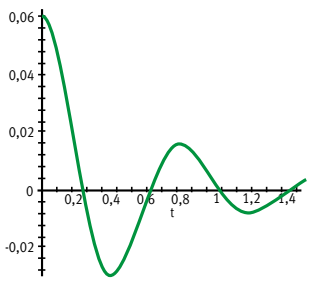

***Données*** $k = 20$ N.m$^{-1}$ ; $m_1 = 100$ g, $m_2 = 200$ g et $m_3 = 300$ g.




**Courbe 1**




**Courbe 2**




**Courbe 3**

À quelles masses correspondent ces courbes ? Justifier votre réponse.

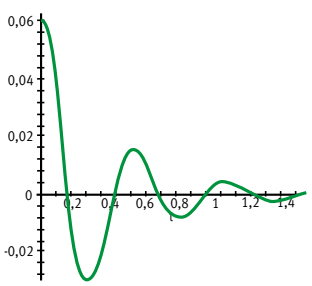


© Cned - Académie en ligne

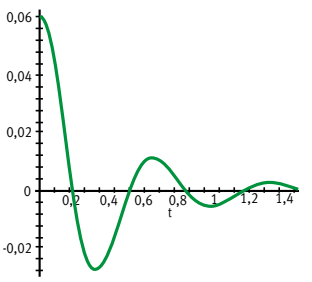
## Exercice 8 — Influence de la masse suspendue au ressort

On reprend l'exercice précédent : on garde la même masse mais avec des ressorts de constante de raideur différentes.

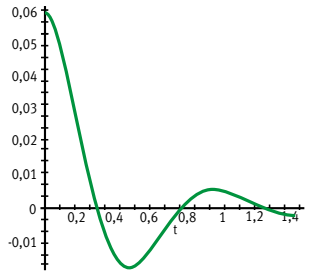
***Données*** $m = 200$ g ; $k_1 = 20$ N.m$^{-1}$, $k_2 = 10$ N.m$^{-1}$ et $k_3 = 30$ N.m$^{-1}$.




**Courbe 1**




**Courbe 2**




**Courbe 3**

À quelles constantes de raideur correspondent ces courbes ? Justifier votre réponse.

## Exercice 9

On réalise expérimentalement le dispositif suivant : un objet de masse $m$ est attaché à un ressort de constante de raideur $k$ et de longueur à vide $\ell_0$ et posé sur un rail horizontal.

Un dispositif expérimental permet de relever la position M de l'objet en fonction du temps.

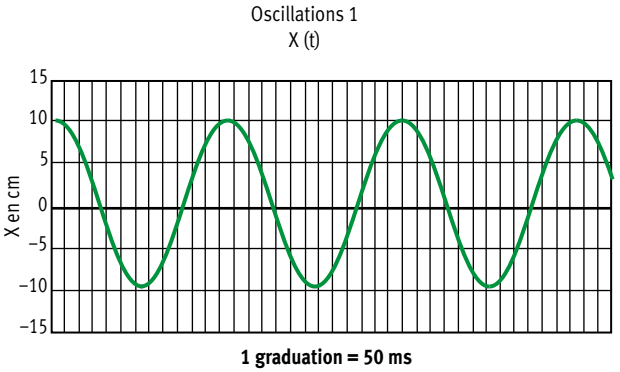
La masse $m$ est posée sur un rail à coussin d'air horizontal (en fonctionnement). On supposera donc qu'il n'y a pas de pertes par frottement entre le rail et l'objet.

On notera $\overrightarrow{OM} = x\vec{u}_x$ et on notera X la position de l'objet par rapport à sa position d'équilibre. On se placera dans le référentiel terrestre local supposé galiléen.

***Données numériques*** $k = 10$ N.m$^{-1}$; $m = 100$ g ; $g = 9{,}81$ m.s$^{-2}$.

### 1 Étude expérimentale

À l'aide du dispositif expérimental et d'un tableur, on trace la courbe suivante :






© Cned - Académie en ligne

**a)** De quel type de mouvement s'agit-il ?

**b)** Citer une condition initiale.

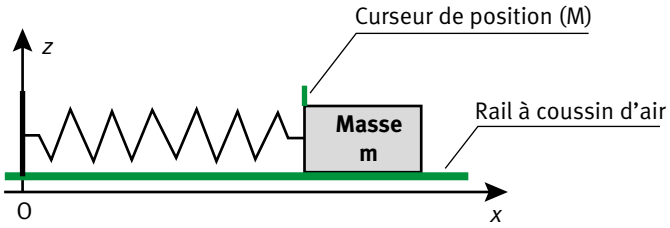
**c)** Déterminer la période du mouvement.

### ❷ Étude théorique

On suppose que l'objet a été écarté de sa position d'équilibre d'une distance $X_o$ et lâché sans vitesse initiale.

**a)** Faire un bilan des forces et en déduire l'équation différentielle dont *X(t)* est solution.

Exprimer la solution *X(t)*. On notera $\omega_o$ la pulsation propre de ce système.




Calculer la période d'oscillation *T* et comparer à la valeur expérimentale du ❶ **c)**.

**b)** Définir l'énergie potentielle associée à une force $\vec{F}$. On précisera les conditions d'existence de cette grandeur.

Quelle serait l'énergie potentielle associée à une force $\vec{F} = -k(x - \ell_0)\vec{u}_x$ ? On précisera le choix de l'origine pour cette énergie. Énoncer le théorème de l'énergie mécanique.

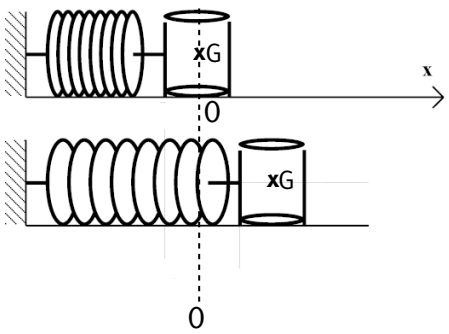
Retrouver l'équation différentielle du mouvement en utilisant le théorème de l'énergie mécanique.

## Exercice 10

On dispose d'un système solide-ressort constitué d'un mobile de masse *m* accroché à l'extrémité d'un ressort à spires non jointives, de masse négligeable et de raideur *k*.

***Données*** $m = 2{,}0.10^2$ g ; $k = 2{,}0.10^1$ N.m$^{-1}$.

Le mobile assimilé à son centre d'inertie G peut osciller horizontalement sur une tige parallèlement à l'axe Ox. On étudie son mouvement dans le référentiel terrestre considéré comme galiléen. Le point O est sur la verticale de G lorsque le ressort est au repos.






© Cned - Académie en ligne

**Dans un premier temps, on néglige les frottements du mobile sur son rail de guidage.**

1. Faire l'inventaire des forces exercées sur le mobile.

Reproduire la figure sur la copie et représenter les différents vecteurs forces sans souci d'échelle.

2. Établir l'équation différentielle du mouvement.
3. La solution de cette équation différentielle s'écrit : $x = x_m \cos\left(\sqrt{\frac{k}{m}}t + \varphi\right)$ ; donner la signification des constantes $x_m$ et $\varphi$.
4. Le mobile est écarté de sa position d'équilibre et lâché à l'instant $t = 0$ s, sans vitesse initiale, de la position $x_0 = 3{,}0$ cm. Exprimer et calculer $x_m$ et $\varphi$ (on prendra $x_m > 0$).
5. Exprimer et calculer la période propre du mouvement.
6. Exprimer l'énergie cinétique ($E_C$) et l'énergie potentielle élastique ($E_p$) du système solide-ressort.
7. Exprimer l'énergie mécanique ($E_m$) en fonction de $k$ et $x_m$.

**On suppose maintenant que les frottements ne sont plus négligeables** et qu'ils peuvent être modélisés par une force dont la valeur est proportionnelle à celle de la vitesse et dont le sens est opposé à celui du mouvement : $\vec{f} = -h\vec{v}$.

Un dispositif d'acquisition de données permet de connaître à chaque instant la position du mobile (figure 1).

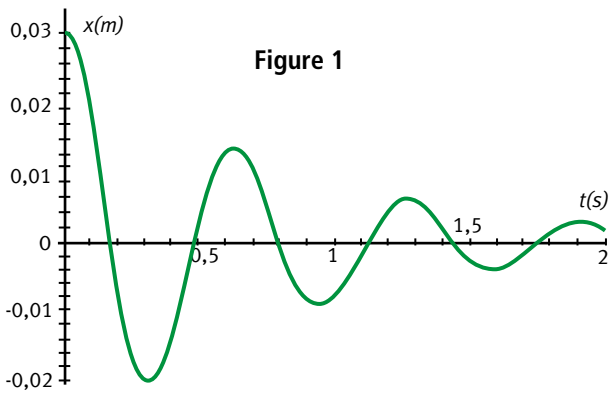



**Figure 1**

8. À l'aide de la figure 1, déterminer la pseudo-période $T$ du mouvement.



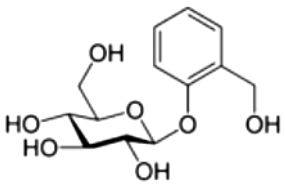
© Cned - Académie en ligne

# Séquence 7

# Transformation en chimie organique

**Problématique**

L'écorce de saule est connue depuis l'Antiquité pour ses vertus curatives concernant la douleur et la fièvre. La substance responsable de ces propriétés est la salicyline de formule ci-contre :




Cette molécule présentait l'inconvénient d'être très agressive pour l'estomac.

Vers la fin des années 1890, un chimiste allemand, Felix Hoffmann, synthétisa une molécule dérivée de la salicyline et nettement mieux tolérée par l'estomac : l'acide acétylsalicylique (nom commercial : Aspirine) de formule ci-contre :

L'acide acétylsalicylique peur être synthétisé à partir de la salicyline ; pour cela, il faut lui faire subir plusieurs transformations chimiques de manière à modifier ses groupes caractéristiques.

On met en œuvre des réactions chimiques appartenant à de grandes familles de réactions de chimie organique dans lesquelles des sites donneurs d'électrons entrent en interaction avec des sites accepteurs d'électrons.

Cette séquence a pour objectif de nous faire découvrir cet aspect important de la chimie.

## Sommaire

1. Prérequis
2. Modification de chaîne, modification de groupe caractéristique
3. Grandes catégories de réactions en chimie organique
4. Liaison chimique polarisée, sites donneurs et sites accepteurs de doublet d'électrons
5. Interaction entre sites donneurs et sites accepteurs
6. Pour clore la séquence



© Cned - Académie en ligne

# 1 Prérequis

## A Objectifs

- Reconnaître les groupes caractéristiques : alcool, aldéhyde, cétone, acide carboxylique, ester, amine, amide.
- Utiliser le nom systématique d'une espèce chimique organique pour en déterminer les groupes caractéristiques et la chaîne carbonée.

## B Rappels

La notion de **groupe caractéristique** a été étudiée en classes de 2$^{de}$ puis de 1$^{re}$ S. C'est un ensemble d'atomes liés entre eux et dont un au moins n'est pas un atome de carbone.
Ce groupe d'atomes confère, à la molécule qui le porte, des propriétés particulières.

Les composés organiques peuvent être classés par **famille** en fonction de leurs propriétés chimiques ; en effet, on remarque que certains composés réagissent de manière similaire vis-à-vis d'un réactif donné.
Cette analogie de comportement trouve son origine dans une analogie de structure : les molécules d'une même famille possèdent le même **groupe caractéristique**. Un groupe caractéristique est donc un atome ou un groupe d'atomes qui caractérise la famille.

Les principaux groupes caractéristiques sont :

| Nom | Hydroxyle | Amine | Carbonyle |
|---|---|---|---|
| Formule développée | —O—H |  |  |

| Nom | Carboxyle | Ester | Amide | Ether-oxyde |
|---|---|---|---|---|
| Formule développée |  |  |  |  |



© Cned - Académie en ligne

Pour des molécules de la chimie organique possédant un nombre important de carbones, il est intéressant de remplacer les formules développées ou semi-développées par des formules topologiques où l'on n'écrit plus les symboles C et H du carbone et de l'hydrogène.

Les molécules qui possèdent une double liaison C = C peuvent aussi être des diastéréoisomères. En effet, si les deux carbones de cette double liaison sont liés à des groupements différents, suivant la disposition spatiale de ces groupements, on doit distinguer le stéréoisomère Z et le stéréoisomère E.
Un carbone asymétrique est relié à quatre groupements différents, il possède la propriété de chiralité, ce qui veut dire que ce carbone asymétrique et son image dans un miroir plan ne sont pas superposables. Une molécule possédant un seul atome de carbone asymétrique possède donc un isomère appelé énantiomère, qui est son image dans un miroir.

# C Tests

Choisir la (ou les) bonne(s) réponse(s).

## QCM 1

La molécule de formule $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-$CH_2$-COOH :

**a)** est un acide carboxylique.

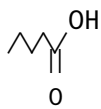
**b)** est un alcool primaire.

**c)** est un alcool secondaire.

**d)** s'appelle le pentan-1-ol.

**e)** s'appelle l'acide pentanoïque.

**f)** a pour formule topologique :




## QCM 2

La molécule de formule $CH_3$-CH(OH)-$CH_2$-$CH_3$ :

**a)** est un acide carboxylique.

**b)** est un alcool primaire.

**c)** est un alcool secondaire.

**d)** s'appelle le butan-1-ol.

**e)** s'appelle le butan-2-ol.

**f)** a pour formule topologique :




**g)** possède un atome de carbone asymétrique.



© Cned - Académie en ligne

## QCM 3

La molécule de formule $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-$NH_2$ :

**a)** est un acide carboxylique.

**b)** est un alcool primaire.

**c)** est un alcool secondaire.

**d)** est une amine primaire.

**e)** s'appelle le butan-1-ol.

**f)** s'appelle la propanamine.

**g)** s'appelle l'acide butanoïque.

**h)** a pour formule topologique : 


## QCM 4

La molécule de formule $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-CO-$CH_3$ :

**a)** est un acide carboxylique.

**b)** est un aldéhyde.

**c)** est un alcool secondaire.

**d)** s'appelle la pentan-2-one.

**e)** s'appelle la pentan-4-one.

**f)** est une cétone.

**g)** a pour formule topologique : 


## QCM 5

La molécule de formule $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-CHO :

**a)** est un acide carboxylique.

**b)** est un aldéhyde.

**c)** s'appelle l'acide pentanoïque.

**d)** s'appelle le 3-méthylpentanal.

**e)** s'appelle le butanal.

**f)** a pour formule topologique : 


## QCM 6

La molécule de formule $CH_3(CH_2)_3COOC_2H_5$ :

**a)** est un acide carboxylique.

**b)** est un ester.

**c)** s'appelle l'acide 2-méthylpentanoïque.

**d)** s'appelle le pentanoate d'éthyle.

**e)** s'appelle le pentanoate de méthyle.



© Cned - Académie en ligne

## QCM 7

La molécule de formule $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-CO-$NH_2$ :

**a)** est un amide.

**b)** est un ester.

**c)** s'appelle le butanamide.

**d)** s'appelle le pentanoate d'éthyle.

**e)** s'appelle le butanal.



© Cned - Académie en ligne

# 2 Modification de chaîne, modification de groupe caractéristique

## A Objectif

Distinguer une modification de chaîne d'une modification de groupe caractéristique.

## B Pour débuter

L'indice d'octane d'un carburant est déterminé en comparant, dans un moteur monocylindre à compression variable, sa tendance à la détonation avec celles de mélanges de référence d'indices d'octane connus. Les carburants de référence sont deux hydrocarbures purs choisis pour leur comportement extrême au point de vue détonation : l'heptane normal, très détonant et affecté conventionnellement d'un indice d'octane égal à 0, et un iso-octane, le 2,2,4-triméthylpentane, réfractaire à la détonation et affecté d'un indice d'octane égal à 100. Il existe plusieurs méthodes d'essai ; l'indice d'octane donné doit donc être accompagné de la référence à la méthode utilisée : recherche, moteur, distribution.

Chaque moteur nécessite un carburant ayant un certain indice d'octane minimum pour fonctionner correctement. Un carburant dont l'indice d'octane est trop faible a tendance à provoquer une combustion trop brutale ; il risque aussi de s'enflammer spontanément lors de la compression des pistons dans les cylindres du moteur. Les conditions anormales de la combustion fatiguent alors la bielle et le vilebrequin et provoquent le cliquetis du moteur. En revanche, on peut employer sans problème un carburant dont l'indice d'octane est plus élevé que celui pour lequel le moteur a été conçu. Plus le taux de compression du moteur est élevé, plus la température atteinte lors de la compression du gaz est importante, meilleur est le rendement du moteur et plus l'indice d'octane doit se rapprocher de 100. L'essence ayant un indice d'octane de 95 (par exemple, le sans-plomb SP 95) convient aux moteurs ayant un taux de compression allant jusqu'à 12 : 1 [dans lesquels le volume des cylindres est divisé par 12 entre la position basse et la position haute des pistons], c'est-à-dire à la plupart des moteurs actuels d'automobiles à essence.

Dictionnaire Larousse.

**Activité 1**



1. Trouver la formule développée de trois isomères de formule $C_8H_{18}$.
2. Écrire la formule semi-développée de l'octane ainsi que du 2,2,4-triméthylpentane. Ces molécules sont-elles isomères entre elles ?
3. Relier la structure de chacun de ces composés à leur propriété détonante.



© Cned - Académie en ligne

# C Cours

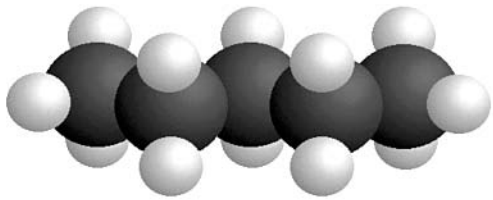
## 1. Modification de chaîne

Tout composé organique possède un certain enchaînement d'atomes de carbone appelé **chaîne (ou squelette) carbonée**. Ces atomes de carbone sont liés entre eux par des liaisons covalentes. Ils sont liés aussi à d'autres atomes (H, O, N…).

La chaîne carbonée du propane de formule semi-développée $H_3C\text{-}CH_2\text{-}CH_3$ est constituée de trois atomes de carbone. Celle de la propanone $H_3C\text{-}CO\text{-}CH_3$ comporte aussi trois atomes de carbone.

**Activité 2**

Donner la formule semi-développée de la molécule ci-dessous ainsi que son nom.



**Une modification de chaîne** résulte de l'apparition ou de la disparition d'une liaison (simple, double ou triple) entre deux atomes de carbone au sein de l'espèce chimique principale.
Conséquence possible : création, modification, suppression de groupes caractéristiques.

La modification de la chaîne carbonée des hydrocarbures a des applications en pétrochimie : les produits de la distillation du pétrole ne correspondent pas toujours aux besoins ; il y a nécessité de les transformer en d'autres molécules plus adaptées à la demande du consommateur.

C'est notamment le cas :
- des essences pour l'automobile (amélioration de l'indice d'octane) ;
- de la production d'hydrocarbures insaturés qui sont des intermédiaires de synthèse importants pour l'industrie ;
- de la production de matières plastiques.

Les techniques de modification de la chaîne carbonée sont :

### ➜ Le craquage thermique

Le craquage thermique consiste à chauffer des molécules à longue chaîne carbonée afin de les casser et de les réduire en molécules à chaîne courte.
La nature des produits dépend de différents facteurs dont la température (de 300 °C à 850 °C).
C'est, en particulier, la principale voie de synthèse de l'éthène et du propène. Ces molécules sont à la base de nombreuses applications et synthèses (matières plastiques entre autres).



© Cned - Académie en ligne

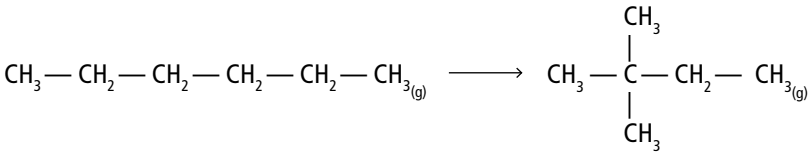
**Activité 3**



Le craquage du 3-méthylheptane produit du dihydrogène, du propène et de l'éthène. Proposer une équation de réaction possible.

### ➜ La ramification

Le chauffage entre 120 °C et 200 °C permet de transformer une chaîne linéaire en chaîne ramifiée. Par exemple, l'hexane peut ainsi donner du 2,2-diméthylbutane.



Hexane (IO = 25) 2,2-diméthylbutane (IO = 96)

I.O. : indice d'octane.

**Activité 4**

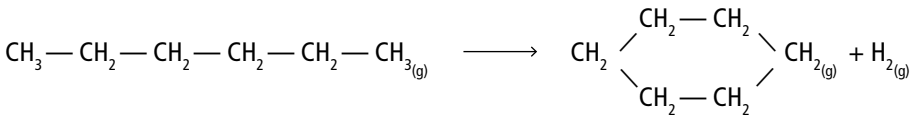


Donner un exemple de formule moléculaire que l'on pourrait obtenir par ramification du pentane.

### ➜ La cyclisation

Le chauffage entre 120 °C et 200 °C peut aussi permettre la cyclisation d'hydrocarbures, c'est-à-dire la transformation d'un alcane linéaire en composé à chaîne fermée. Cela est possible si l'alcane possède au moins cinq atomes de carbone.

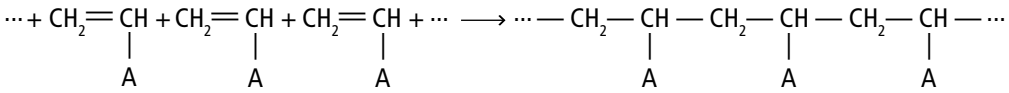
***Exemple***



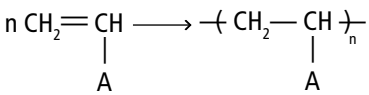
Hexane (IO = 25) Cyclohexane (IO = 77)

### ➜ La polymérisation

Cette technique consiste en une addition répétée d'un très grand nombre de molécules insaturées appelées monomères. Elle conduit à une macromolécule appelée polymère. Par exemple :



ou encore plus simplement :



n est appelé indice de polymérisation et le groupe — $CH_2$ — CHA — est appelé motif du polymère.
On synthétise de cette façon le polyéthylène, le polypropylène, le polychlorure de vinyle, etc., qui permettent la fabrication de nombreux objets en matières plastiques.



© Cned - Académie en ligne

**Activité 5**



Trouver le motif du polychlorure de vinyle sachant que le monomère est : $CH_2$=CH–Cl.

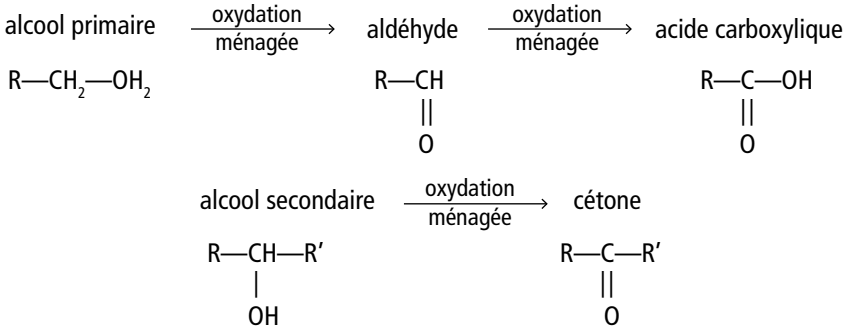
## 2. Modification de groupe caractéristique

Dans le domaine de la chimie organique, une transformation chimique peut aussi donner lieu à une modification de groupe caractéristique.

**Une modification de groupe caractéristique** résulte de la création, de la modification ou de la suppression d'un groupe caractéristique au sein de l'espèce chimique principale sans modification de la chaîne carbonée. Il n'y a ni apparition ni disparition de liaison C – C.

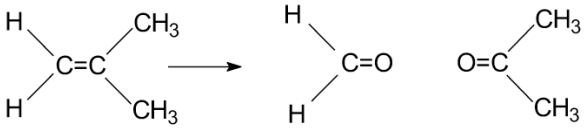
Ce processus est même fondamental en chimie : en effet, c'est par cette voie que l'on peut recréer des molécules existant à l'état naturel ou que l'on peut synthétiser de nouveaux composés.

On peut, par exemple, transformer un groupe alcool en un autre groupe caractéristique par oxydation :




On remarque, à partir de ces exemples, que la chaîne carbonée de la molécule d'alcool n'est pas modifiée : seul le groupe caractéristique change.

Il est possible de modifier simultanément la chaîne carbonée et le groupe caractéristique d'une molécule. C'est le cas, par exemple, de l'ozonolyse d'un alcène : action de l'ozone suivie d'une réaction d'hydrolyse :




**Activité 6**



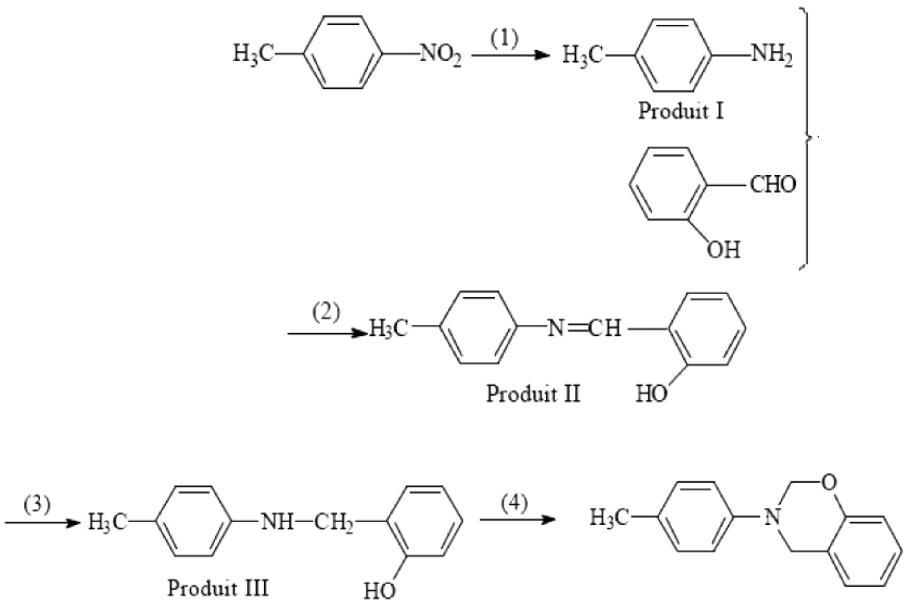
Dans la réaction chimique précédente (ozonolyse) :

1. À quelle famille de composés organiques appartiennent le réactif ainsi que chaque produit ?
2. Pourquoi peut-on dire qu'il y a eu modification de chaîne ?



© Cned - Académie en ligne

Dans le domaine de la chimie du vivant, on peut citer la synthèse d'un dérivé d'une benzoxazine (composé bactéricide, antituberculeux).




On constate facilement que les étapes numérotées 1 et 3 correspondent à des modifications de groupe caractéristique puisque la chaîne carbonée est inchangée. Par contre, la réaction présentée dans l'étape 2 est plus délicate à interpréter : les deux molécules de réactifs ont été condensées pour n'en former qu'une seule ayant une chaîne carbonée plus longue, mais il n'y a eu ni apparition ni disparition de liaison C – C. De plus, on retrouve dans les deux parties de la molécule les deux chaînes carbonées des réactifs, inchangées. Cette transformation est donc essentiellement une modification de groupe caractéristique (apparition du groupe -N=CH-).

# D Pour conclure : exercices d'apprentissage

**Exercice 1**

Classer chacune de ces réactions dans l'une ou/et dans l'autre des catégories : modification de chaîne, modification de groupe caractéristique.

1. $CH_3\text{-}COOH \rightarrow CH_3\text{-}CHO$
2. $CH_3\text{-}CH{=}CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2OH$
3. $CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3 \rightarrow CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3$
4. $CH_3\text{-}CO\text{-}CH_3 \rightarrow CH_3\text{-}CHOH\text{-}CH_3$



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 2 — Le méthanol

Le méthanol est le plus simple des alcools.

1. Donner sa formule semi-développée.

Il est produit plus de 25 millions de tonnes de méthanol par an. Ce composé est ensuite utilisé pour diverses applications dont les principales sont :

a) Oxydation en méthanal $CH_3$-CHO.

b) Substitution en chlorométhane $CH_3$-Cl.

c) Substitution en méthylamine $CH_3$-$NH_2$.

d) Déshydratation intermoléculaire et formation de l'éther-oxyde $CH_3$-O-$CH_3$.

2. Classer chacune des réactions précédentes dans l'une ou/et dans l'autre des catégories : modification de chaîne, modification de groupe caractéristique.

## Exercice 3 — L'éthène

L'éthène est le plus simple des alcènes.

1. Donner sa formule semi-développée.

Voici quelques transformations chimiques industrielles de l'éthène ainsi que les applications correspondantes :

a) Hydratation en éthanol $CH_3$-$CH_2$-OH (solvants).

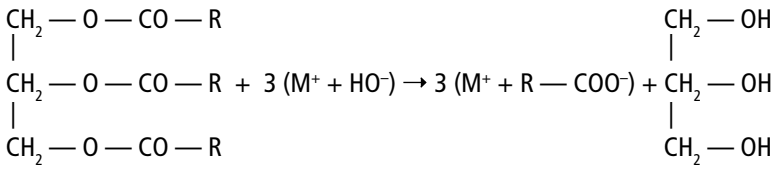
b) Polymérisation en polyéthylène (films plastiques).

c) Chloration en chlorure de vinyle $CH_2$=CH-Cl.

2. Classer chacune des réactions précédentes dans l'une ou/et dans l'autre des catégories : modification de chaîne, modification de groupe caractéristique.

## Exercice 4 — Fabrication d'un savon

La réaction de saponification met en présence un corps gras (huile, le plus souvent) et une solution aqueuse de soude ou de potasse afin de fabriquer un savon, selon l'équation chimique :




Corps gras — Soude de potasse — Savon — Glycérol

R est un groupe hydrocarboné ($C_nH_m$)
Exemple : $C_{17}H_{33}$ pour l'huile d'olive

En comparant les structures du corps gras et du glycérol, dire s'il y a eu modification de chaîne ou/et modification de groupe caractéristique.



© Cned - Académie en ligne

# 3 Grandes catégories de réactions en chimie organique

## A Objectif

Déterminer la catégorie d'une réaction (substitution, addition, élimination) à partir de l'examen de la nature des réactifs et des produits.

## B Pour débuter

En **chimie organique**, une transformation chimique consiste à faire réagir un substrat, qui est la molécule organique principale que l'on veut transformer, avec un réactif, qui est l'agent de la transformation.

On distingue ainsi trois grands types de réactions, identifiables à partir de l'équation chimique correspondante : les réactions de **substitution**, les réactions d'**addition** et les réactions d'**élimination**.

Le 2-chloro-2-méthylpropane ou chlorure de tertiobutyle, liquide volatil, est préparé par halogénation du 2-méthylpropan-2-ol.

**Activité 7**



❶ Écrire l'équation chimique de la réaction sachant que l'autre réactif est HCl

❷ De quel type de réaction s'agit-il : substitution, élimination ou addition ?

**1) Données**

| Nom | Formule | Masse molaire (g/mol) | $T_{fusion}$ ; $T_{ebullition}$ (°C) | Densité d | Miscibilité |
|---|---|---|---|---|---|
| Acide chlorhydrique | HCl | 36,5 | | 1,18 | Eau |
| 2-méthylpropan-2-ol | $CH_3-C(CH_3)(OH)-CH_3$ | 74,1 | 25 ; 82 | 0,79 (pureté en masse : 99,5 %) | Eau ; éthanol ; éther |
| 2-chloro-2-méthylpropane | $CH_3-C(CH_3)(Cl)-CH_3$ | 92,5 | -26 ; 52 | 0,85 | Éthanol ; éther |



© Cned - Académie en ligne

**Les produits utilisés pour cette synthèse étant irritants, il est préférable de travailler avec des gants.**

**2) Mode opératoire**

2-1) Halogénation

*Cette opération se fera de préférence sous la hotte, sinon munir le montage d'un piège à gaz toxiques.*

- Dans un ballon de 250 mL, muni d'un thermomètre, d'une ampoule de coulée, d'un réfrigérant à reflux et d'un système d'agitation, introduire 30 mL de 2-méthylpropan-2-ol commercial (si nécessaire, faire fondre l'alcool au moyen d'un bain-marie) et 10 g de chlorure de calcium anhydre.
- Par l'ampoule de coulée, introduire dans le mélange, sous agitation, 85 mL d'acide chlorhydrique concentré. Laisser le mélange réactionnel sous agitation pendant 20 minutes.

2-2) Isolement du produit brut

- Transvaser le mélange dans une ampoule à décanter. Laisser le mélange reposer quelques minutes jusqu'à séparation des phases.
- Éliminer la phase aqueuse.
- Laver rapidement la phase organique avec environ 20 mL de solution d'hydrogénocarbonate de sodium à 50 g.L-1 (dégagement gazeux), puis avec environ 20 mL d'eau jusqu'à neutralité (ph environ égal à 7).
- Recueillir la phase organique et la sécher avec du sulfate de magnésium anhydre.
- Peser le produit brut obtenu.

2-3) Purification

- Rectifier (distiller) le 2-chloro-2-méthylpropane obtenu avec un chauffage assez réduit et recueillir dans un erlenmeyer préalablement taré, placé dans un bain d'eau glacée, la fraction passant entre 49 °C et 51 °C.
- Peser le produit rectifié obtenu.

2-4) Contrôles de pureté

Mesurer l'indice de réfraction du produit purifié.

## Activité 8



1. Calculer la quantité (mol) de 2-méthylpropan-2-ol placé dans le ballon.
2. Sachant que l'acide chlorhydrique est en large excès, en déduire la quantité maximale de 2-chloro-2-méthylpropane que l'on pourrait obtenir.
3. Schématiser le montage à réaliser pour rectifier le 2-chloro-2-méthylpropane.
4. Un expérimentateur aventureux réalise la même synthèse mais en chauffant à ébullition le mélange dans le montage à reflux. Il obtient un liquide n'ayant pas les mêmes propriétés physiques (odeur, température d'ébullition, indice de réfraction…) que le 2-chloro-2-méthylpropane. Les analyses du produit obtenu permettent de connaître sa formule brute : $C_4H_8$. De plus, il n'est pas cyclique. Proposer les noms et formules semi-développées possibles pour le produit obtenu. Proposer une équation chimique possible de la réaction qui s'est produite.



© Cned - Académie en ligne

# C Cours

On classe les réactions chimiques en 3 grandes catégories :

- Les réactions de **substitution** : réactions dans lesquelles un atome ou un groupe d'atomes (en général, le groupe caractéristique) est remplacé par un autre atome ou groupe d'atomes sur le substrat.

***Exemple*** Dans l'équation : $CH_3$-OH + H-Cl → $CH_3$-Cl + $H_2O$, un alcool (le méthanol) est transformé en halogénoalcane (le chlorométhane) et, plus précisément, un atome de chlore remplace un groupe OH sur le substrat (chaîne carbonée de la molécule organique).

- Les réactions d'**addition** : réactions dans lesquelles le substrat voit l'apparition de deux liaisons simples et la disparition d'un doublet liant ou d'une double liaison. Ces réactions concernent en particulier des molécules (substrats) insaturées, c'est-à-dire possédant une double liaison ou une triple liaison qui entre en jeu lors de la transformation.

***Exemple*** L'hydratation de l'éthène en éthanol : $H_2C=CH_2 + H_2O = H_3C-CH_2OH$ au cours de laquelle une des deux liaisons carbone-carbone de l'éthène se rompt au profit d'une liaison simple entre H, d'une part, et OH, d'autre part, avec un des atomes de carbone du substrat.

- Les réactions d'**élimination** : réactions inverses des réactions d'addition : le substrat voit l'apparition d'un doublet liant ou d'une double liaison et la disparition de deux liaisons simples. Elles permettent la formation de composés insaturés (possédant une double ou une triple liaison) à partir d'un réactif saturé. Dans ce cas, le substrat perd un atome ou un groupe d'atomes.

***Exemple*** La réaction de déshydratation de l'éthanol en éthène : $H_3C-CH_2OH = H_2C=CH_2 + H_2O$ au cours de laquelle une molécule d'éthanol perd une molécule d'eau.

# D Pour conclure : exercices d'apprentissage

**Exercice 5** Déterminer, pour chaque cas, la catégorie d'une réaction (substitution, addition, élimination) à partir de l'examen de la nature des réactifs et des produits.

| Réactifs | Produit(s) |
|---|---|
| $H_2C=CH_2 + HCl$ | $H_3C-CH_2Cl$ |
| $H_3C-CH_2Cl$ | $H_2C=CH_2 + HCl$ |
| $H_3C-NH_2 + CH_3Cl$ | $H_3C-NH-CH_3 + HCl$ |

**Exercice 6** Déterminer, pour chaque cas, la catégorie d'une réaction (substitution, addition, élimination) à partir de l'examen de la nature des réactifs et des produits.

| Réactifs | Produit(s) |
|---|---|
| $C_6H_6 + HNO_3$ | $C_6H_5-NO_2 + H_2O$ |
| $H_3C-CH_2-CH=CH-CH_3 + H_2$ | $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ |
| $C_6H_6 + 3\ H_2$ | $C_6H_{12}$ |



© Cned - Académie en ligne

# 4 Liaison chimique polarisée, sites donneurs et sites accepteurs de doublet d'électrons

## A Objectifs

- Déterminer la polarisation des liaisons en lien avec l'électronégativité (table fournie).
- Identifier un site donneur ainsi qu'un site accepteur de doublet d'électrons.

## B Pour débuter

L'**électronégativité** d'un élément chimique est une grandeur qui caractérise son aptitude à attirer des électrons lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre élément. La nature de la liaison chimique dépend de la différence d'électronégativité entre ces deux éléments :

- La liaison est covalente lorsque la différence d'électronégativité est faible (inférieure à 1,8 environ).
- La liaison est ionique lorsque cette différence est plus importante.

Il existe plusieurs échelles différentes d'électronégativité ; la plus utilisée est celle de Pauling :

| | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| H 2,2 | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Li 1,0 | Be 1,6 | | | | | | | | | | | B 2,0 | C 2,5 | N 3,0 | O 3,4 | F 4,0 |
| Na 0,9 | Mg 1,3 | | | | | | | | | | | Al 1,6 | Si 1,9 | P 2,2 | S 2,6 | Cl 3,2 |
| K 0,8 | Ca 1,0 | Sc 1,4 | Ti 1,5 | V 1,6 | Cr 1,7 | Mn 1,5 | Fe 1,8 | Co 1,9 | Ni 1,9 | Cu 1,9 | Zn 1,7 | Ga 1,8 | Ge 2,0 | As 2,2 | Se 2,5 | Br 3,0 |

L'électronégativité est notée X. Plus X est grand et plus l'élément est susceptible d'attirer des électrons vers lui dans une liaison chimique.

L'élément le moins électronégatif est le Francium Fr (0,7), le plus électronégatif est le Fluor F (4,0). Dans la classification périodique des éléments, l'électronégativité augmente du bas vers le haut dans une colonne et de la gauche vers la droite dans une période (à quelques exceptions près).

**Activité 9**



Trouver deux atomes différents pouvant engager chacun une liaison ionique avec l'atome de fluor. Justifier les réponses.



© Cned - Académie en ligne

# Cours

**On pourra utiliser le tableau des électronégativités de Pauling ci-dessus.**

Le calcul de la différence d'électronégativité entre deux atomes liés permet de distinguer les liaisons covalentes polaires des liaisons covalentes non polaires :

- La **liaison covalente non polaire** (correspondant à une différence d'électronégativité $\Delta X \leq 0{,}4$), qui possède un nuage électronique relativement symétrique. Dans ce cas, l'attraction des électrons vers les noyaux des deux atomes en question est approximativement égale. On parle alors de liaison apolaire.
  Par exemple, dans une liaison carbone–hydrogène : C-H, l'électronégativité des atomes est respectivement : 2,5 et 2,2 ; cette liaison est donc considérée comme apolaire.

**Activité 10**

Trouver deux atomes différents autres que l'hydrogène, pouvant engager chacun une liaison covalente peu ou pas polaire avec l'atome de carbone. Justifier les réponses.

- La **liaison covalente polaire (ou polarisée)** ($0{,}4 < \Delta X < 1{,}8$). Une molécule est polaire si elle se comporte comme un dipôle électrique, c'est-à-dire si elle possède un moment dipolaire.

  Cela signifie que la liaison possède une distribution de charges inégale entre les deux atomes liés à cause de la différence d'électronégativité de ses atomes. Les symboles $\delta+$ et $\delta-$ représentent respectivement les charges électriques élémentaires partielles positives et négatives de la liaison dont l'atome le plus électronégatif porte la charge partielle négative. Il y a donc une attraction inégale des électrons de la liaison vers les noyaux des deux atomes. Dans ce type de liaison, le nuage électronique n'est pas symétrique comme le premier type de liaison.

  C'est le cas de la liaison carbone–oxygène : C-O pour laquelle la différence d'électronégativité est égale à $3{,}4 - 2{,}5 = 0{,}9$ avec charge $\delta-$ sur O et charge $\delta+$ sur C.

La détermination de la répartition des charges partielles dans une liaison chimique permet d'identifier les sites donneurs et les sites accepteurs de doublet d'électrons :

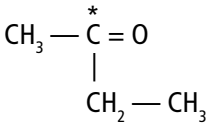
- Un **site donneur** de doublet d'électrons est un atome porteur d'un excédent de charges électriques négatives (partielle $\delta-$ ou totale -). En général, ce type d'atome porte au moins un doublet non liant d'électrons.
  C'est le cas de l'atome d'oxygène dans la molécule d'éthanol : $CH_3$-$CH_2$-O-H, dans laquelle O est plus électronégatif que C d'une part et H d'autre part, donc porte une charge partielle $\delta-$ et, de plus, possède deux doublets non liants.
  C'est aussi le cas de l'atome d'oxygène dans l'ion hydroxyde $HO^-$ : O porte une charge élémentaire – ainsi que trois doublets non liants.
- Un **site accepteur** de doublet d'électrons est un atome porteur d'un excédent de charges électriques positives (partielle $\delta+$ ou totale +). En chimie organique, il s'agit souvent d'un atome de carbone (du substrat), tandis qu'en chimie



© Cned - Académie en ligne

générale, c'est souvent un atome d'hydrogène (réactions acide/base, voir séquence 8).

C'est le cas de l'atome de carbone (repéré par une *) dans la molécule d'éthanoate d'éthyle : dans laquelle O est plus électronégatif que C. Cet atome de carbone porte une charge partielle $\delta+$.



## D Pour conclure : exercices d'apprentissage

**Exercice 7**

En utilisant le tableau d'électronégativité précédent, prévoir la polarité des liaisons suivantes en précisant la position des charges partielles :

**a)** C-H
**b)** C-O
**c)** O-H
**d)** N-H
**e)** C-N
**f)** O-N
**g)** C-Cl
**h)** O-Cl

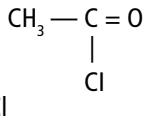
**Exercice 8**

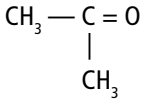
Pour chaque molécule, repérer les liaisons polarisées et identifier les sites donneurs et accepteurs de doublet d'électrons.
Utiliser le tableau d'électronégativité des éléments ci-dessus.

**a)** Ion hydroxyde : $HO^-$
**b)** Chlorure d'hydrogène : H-Cl
**c)** Eau : $H_2O$
**d)** Ammoniac : $NH_3$
**e)** Méthane : $CH_4$

**Exercice 9**

Pour chaque molécule, repérer les liaisons polarisées et identifier les sites donneurs et accepteurs de doublet d'électrons.
Utiliser le tableau d'électronégativité des éléments page 182.

**a)** Chlorure d'éthanoyle : 

**b)** Chlorométhane : $CH_3$-Cl
**c)** Méthylamine : $CH_3$-$NH_2$
**d)** Propanone : 

**e)** Acide éthanoïque : $CH_3$-COOH



© Cned - Académie en ligne

# 5 Interaction entre sites donneurs et sites accepteurs

## A Objectif

Pour une ou plusieurs étapes d'un mécanisme réactionnel donné, relier par une flèche courbe les sites donneurs et accepteurs en vue d'expliquer la formation ou la rupture des liaisons.

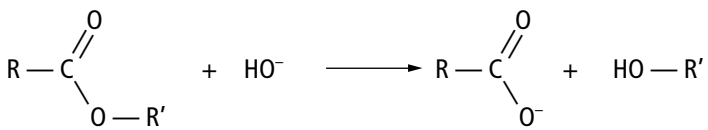
## B Pour débuter

### 1. Notion de mécanisme réactionnel

Une transformation chimique subie par un système chimique est modélisée par une réaction chimique, elle-même symbolisée par son équation chimique.
Cette équation fait le bilan des réactifs ainsi que des produits formés par la transformation. La lecture d'une équation chimique se fait à l'échelle macroscopique (en moles d'espèces chimiques).
Le **mécanisme de la réaction**, quant à lui, permet au chimiste de connaître le déroulement de la transformation, c'est-à-dire la manière dont les réactifs ont réagi pour donner les produits. La lecture d'un mécanisme réactionnel se fait à l'échelle microscopique (atomique ou moléculaire).

### 2. Exemple de la saponification d'un ester

Par exemple, la réaction de saponification (ou hydrolyse en milieu basique) d'un ester est définie par son équation chimique :

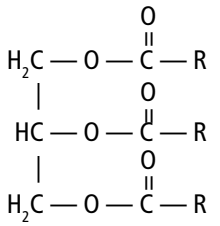



Cette équation nous permet de savoir que des ions hydroxyde réagissent avec des molécules d'ester pour donner des ions carboxylate et un alcool.
L'équation chimique nous permet aussi de savoir en quelles proportions les réactifs sont consommés et les produits formés.



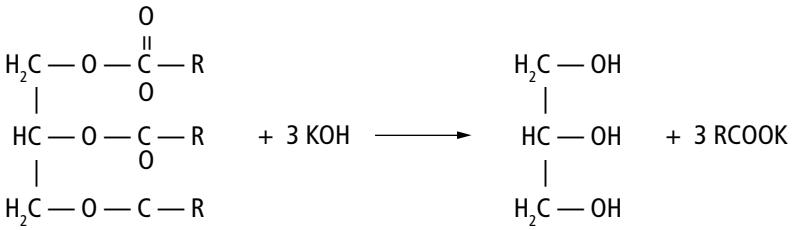
© Cned - Académie en ligne

Les corps gras sont des esters d'acides gras et de glycérol ; on les représente par la formule :



R est un groupe hydrocarboné ($C_nH_m$)
Exemple : $C_{17}H_{33}$ pour l'huile d'olive

Ce composé possède trois fonctions ester ; on le nomme triester.
La réaction de saponification de ce triester est définie par son équation chimique :

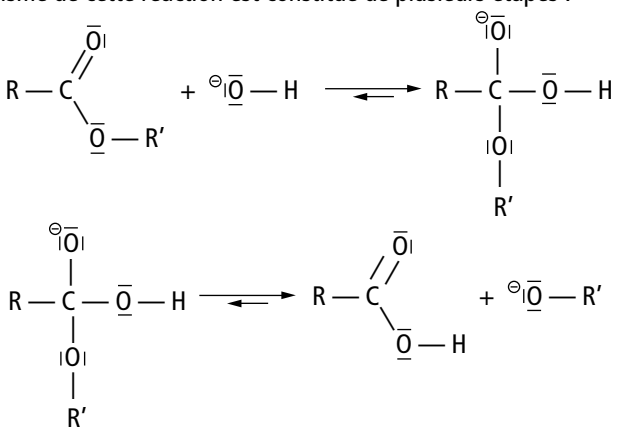


Le trialcool obtenu est le glycérol. Le sel de potassium de l'acide gras de formule RCOOK est un savon, d'où le nom « saponification » pour cette réaction.

Le protocole expérimental est le suivant :

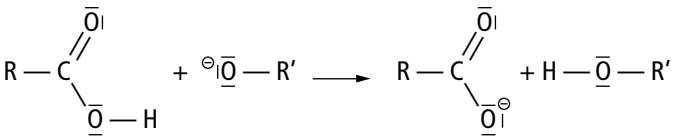
- Dans un ballon de 250 $cm^3$, introduire 10 $cm^3$ d'huile d'olive, 6 g de KOH et 80 $cm^3$ d'éthanol. Adapter un réfrigérant à reflux et chauffer pendant 60 min au moins.
- La réaction est complète quand il ne se forme plus de gouttelettes d'huile en versant quelques gouttes de mélange dans un peu d'eau.
- Distiller pour récupérer l'alcool mais, attention, laisser un peu de liquide dans le ballon.
- Verser le contenu restant dans le ballon dans un bécher et ajouter doucement, et en agitant, une solution saturée de chlorure de sodium (eau salée).
- Filtrer le précipité obtenu. Le récupérer.

Le mécanisme de cette réaction est constitué de plusieurs étapes :





© Cned - Académie en ligne



Ce mécanisme se lit en se plaçant à l'échelle moléculaire : il s'agit de la manière avec laquelle un ion hydroxyde réagit sur une molécule d'ester.

## Activité 11

1. L'ion hydroxyde possède-t-il une charge électrique positive ou négative ? Sur quel atome ? S'agit-il d'un site donneur ou d'une site accepteur d'électrons ?
2. Un atome de carbone est-il plus ou moins électronégatif qu'un atome d'oxygène ? L'atome de carbone fonctionnel de la molécule d'ester est-il un site donneur ou un site accepteur d'électrons ?

## Activité 12

### Étude du mécanisme de la synthèse de l'éther diéthylique

Le mécanisme réactionnel proposé pour la réaction de déshydratation conduisant à l'éther diéthylique est proposé ci-dessous. Il comporte trois étapes.

- Étape (a) : $CH_3\text{-}CH_2\text{-}\overline{\underline{O}}H + H^+ \rightleftharpoons CH_3\text{-}CH_2\text{-}\overline{O}H_2^+$
- Étape (b) : $CH_3\text{-}CH_2\text{-}\overline{O}H_2^+ + CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH \rightleftharpoons CH_3\text{-}CH_2\text{-}\overline{O}H^+\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + H_2\underline{O}$
- Étape (c) : $CH_3\text{-}CH_2\text{-}\overline{O}H^+\text{-}CH_2\text{-}CH_3 \rightleftharpoons CH_3\text{-}CH_2\text{-}O\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + H^+$

1. Trouver l'équation de réaction.
2. De quel type de réaction s'agit-il : addition, élimination ou substitution ?
3. Montrer qu'une des espèces chimiques entrant en jeu dans le mécanisme n'est ni un réactif, ni un produit. Donner sa formule.

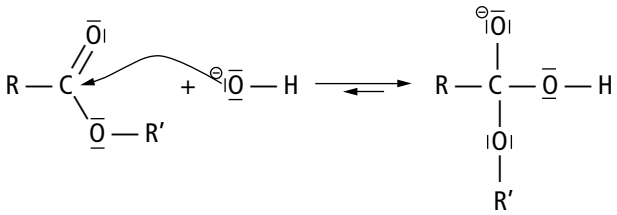
Cette espèce joue le rôle de **catalyseur** : elle rend la réaction globale plus rapide sans apparaître dans son équation bilan.

# C Cours

Afin de mieux comprendre le mécanisme d'une réaction, on utilise un formalisme mettant en jeu des **flèches courbes**.
Ces flèches courbes permettent d'expliquer la formation ou la rupture de liaisons. Elles symbolisent la migration d'un doublet d'électrons entre un site donneur de doublet et un site accepteur de doublet d'électrons. Ces flèches, censées représenter le sens réel de déplacement d'un doublet, seront toujours orientées du site donneur vers le site accepteur.
Il est ainsi possible de comprendre la première étape du mécanisme de saponification en envisageant l'« attaque » de l'atome d'oxygène de l'ion hydroxyde (site donneur de doublets) vers l'atome de carbone du groupe caractéristique de l'ester (site accepteur de doublets) selon la formule suivante :



© Cned - Académie en ligne



Évidemment, l'atome de carbone accepteur ne peut former une liaison chimique avec l'ion hydroxyde qu'à condition d'en rompre une autre, ce qui est le cas d'une des deux liaisons qu'il forme avec un des atomes d'oxygène.

**Activité 13**

Pour les étapes a) et c) du mécanisme de la synthèse de l'éther diéthylique (activité 12), indiquer par une flèche courbe la migration du doublet électronique expliquant la formation ou la rupture des liaisons.

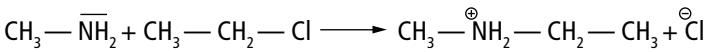
# D Pour conclure : exercices d'apprentissage

**Exercice 10** **Réaction d'alkylation d'Hofmann**

La réaction d'alkylation d'Hofmann consiste en la réaction entre une amine et un halogénoalcane d'équation chimique :

$$CH_3\text{-}NH_2 + CH_3\text{-}CH_2\text{-}Cl \rightarrow CH_3\text{-}NH\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + HCl$$

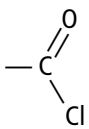
1. Identifier le site donneur de doublet d'électrons et le site accepteur dans la molécule de méthylamine de formule : $CH_3\text{-}NH_2$.
2. Identifier le site donneur de doublet d'électrons et le site accepteur dans la molécule de chloroéthane de formule : $CH_3\text{-}CH_2\text{-}Cl$.
3. Compléter la première étape du mécanisme de cette réaction à l'aide d'une flèche courbe judicieusement placée :



**Exercice 11** **Synthèse d'un amide**

La synthèse d'un amide consiste en la réaction entre une amine et un dérivé d'acide carboxylique comme un chlorure d'acide d'équation chimique :

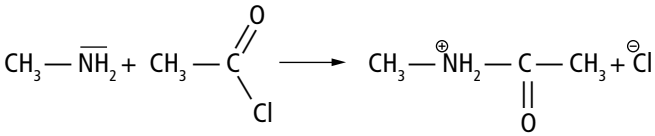
$$CH_3\text{-}NH_2 + CH_3\text{-}CO\text{-}Cl \rightarrow CH_3\text{-}NH\text{-}CO\text{-}CH_3 + HCl$$

1. Identifier le site donneur de doublet d'électrons et le site accepteur dans la molécule de méthylamine de formule : $CH_3\text{-}NH_2$.
2. Identifier le site donneur de doublet d'électrons et le site accepteur dans la molécule de chlorure d'éthanoyle de formule : 



© Cned - Académie en ligne

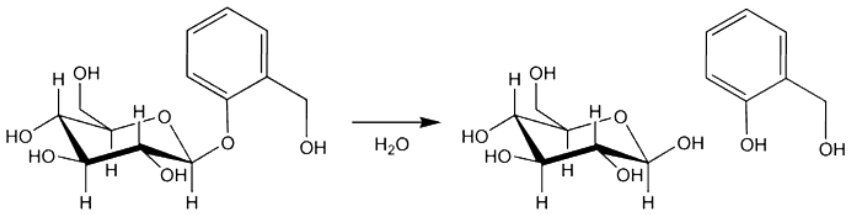
3 Compléter la première étape du mécanisme de cette réaction à l'aide d'une flèche courbe judicieusement placée :



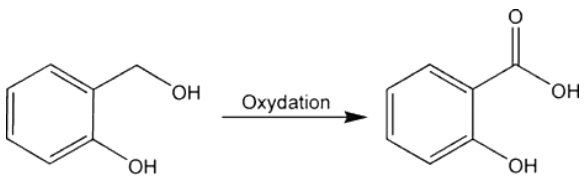
## Exercice 12 Synthèse de l'Aspirine à partir de la salicyline

La synthèse de l'Aspirine a été abordée en introduction de cette séquence.
Le protocole est le suivant :

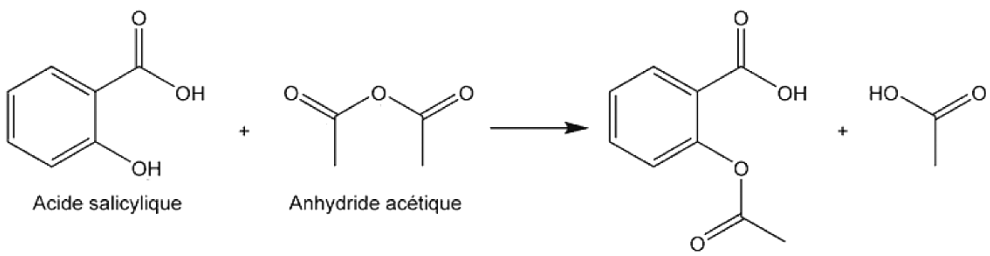
La salicyline est d'abord hydrolysée en saligénine (ou 2-hydroxyméthylphénol):




Puis, par oxydation de la fonction alcool en acide carboxylique, l'acide salicylique est obtenu :




Enfin, on fait réagir l'anhydride acétique pour former l'acide acétylsalicylique ou aspirine :




1 Quelle modification est réalisée dans la première étape : chaîne ou fonction ?

2 Compléter la troisième étape du mécanisme de cette réaction à l'aide d'une flèche courbe judicieusement placée.

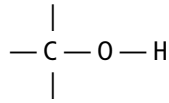


© Cned - Académie en ligne

# 6 Pour clore la séquence

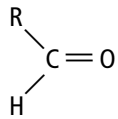
## A Fiche de synthèse

On appelle **alcool** un composé dans lequel un groupe caractéristique **hydroxyle -OH** est lié à un *atome* de carbone ne formant que des liaisons covalentes simples (c'est-à-dire quatre liaisons avec quatre atomes).
Un alcool est donc caractérisé par la présence de la structure :



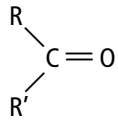
appelée fonction ou groupe caractéristique alcool.
L'atome de carbone qui est lié au groupe OH est appelé : **carbone fonctionnel**.
Le carbone fonctionnel peut être lié à des atomes d'hydrogène ou à des groupes alkyle.

Les **dérivés carbonylés** possèdent le même groupe caractéristique : le groupe carbonyle.
Les **aldéhydes** sont des composés carbonylés pour lesquels le carbone fonctionnel est lié à un atome d'hydrogène (ou exceptionnellement deux).
D'où la formule générale des aldéhydes :

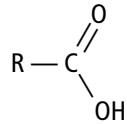


R étant un groupe alkyle ou un atome d'hydrogène.

Les **cétones** sont des composés carbonylés pour lesquels le carbone fonctionnel n'est lié à aucun atome d'hydrogène (c'est-à-dire qu'il est lié à deux groupes alkyles).
D'où la formule générale des cétones :



Un **acide carboxylique** possède donc la formule générale suivante :



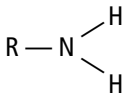
R peut être un groupe alkyle ou un atome d'hydrogène.



© Cned - Académie en ligne

Les **amines primaires** sont des composés azotés qui dérivent formellement de l'ammoniac $NH_3$ par remplacement d'un atome d'hydrogène par un groupe carboné (groupe alkyle par exemple).

Leur formule générale est la suivante :




Tout composé organique possède un certain enchaînement d'atomes de carbone appelé **chaîne (ou squelette) carbonée**.

**Une modification de chaîne** résulte de l'apparition ou de la disparition d'une liaison (simple, double ou triple) entre deux atomes de carbone au sein de l'espèce chimique principale.

Les techniques de modification de la chaîne carbonée sont : le craquage thermique, la ramification, la cyclisation et la polymérisation.

**Une modification de groupe caractéristique** résulte de la création, de la modification ou de la suppression d'un groupe caractéristique au sein de l'espèce chimique principale sans apparition ou disparition de liaison C – C.

On distingue ainsi trois grands types de réactions, identifiables à partir de l'équation chimique correspondante : les réactions de **substitution**, les réactions d'**addition** et les réactions d'**élimination**.

L'**électronégativité** d'un élément chimique est une grandeur qui caractérise son aptitude à attirer des électrons lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre élément.
La **liaison covalente non polaire** (correspondant à une différence d'électronégativité $\Delta X \leq 0{,}4$), qui possède un nuage électronique relativement symétrique. C'est le cas d'une liaison C-H.
La **liaison covalente polaire (ou polarisée)** ($0{,}4 < \Delta X < 1{,}8$). Une molécule est polaire si elle se comporte comme un dipôle électrique, c'est-à-dire si elle possède un moment dipolaire.

Un **site donneur** de doublet d'électrons est un atome porteur d'un excédent de charges électriques négatives (partielle $\delta$- ou totale -).

Un **site accepteur** de doublet d'électrons est un atome porteur d'un excédent de charges électriques positives (partielle $\delta$+ ou totale +). En chimie organique, il s'agit souvent d'un atome de carbone (du substrat).

Le **mécanisme d'une réaction** permet au chimiste de connaître le déroulement de la transformation, c'est-à-dire la manière dont les réactifs ont réagi pour donner les produits. La lecture d'un mécanisme réactionnel se fait à l'échelle microscopique (atomique ou moléculaire).

Afin de mieux comprendre le mécanisme d'une réaction, on utilise un formalisme mettant en jeu des **flèches courbes**.
Ces flèches courbes permettent d'expliquer la formation ou la rupture de liaisons. Elles symbolisent la migration d'un doublet d'électrons entre un site donneur de doublets et un site accepteur de doublets d'électrons. Ces flèches, censées représenter le sens réel de déplacement d'un doublet, seront toujours orientées du site donneur vers le site accepteur.



© Cned - Académie en ligne

# B Exercices de synthèse

**Vous pouvez consulter les tableaux de données I.R. et/ou R.M.N. pour interpréter les spectres IR ou RMN.**

**Exercice 13** Donner la formule semi-développée et la formule topologique du (de la) :

**a)** 3-méthylbutanal.

**b)** pentan-3-one.

**c)** 3-méthylbutanone.

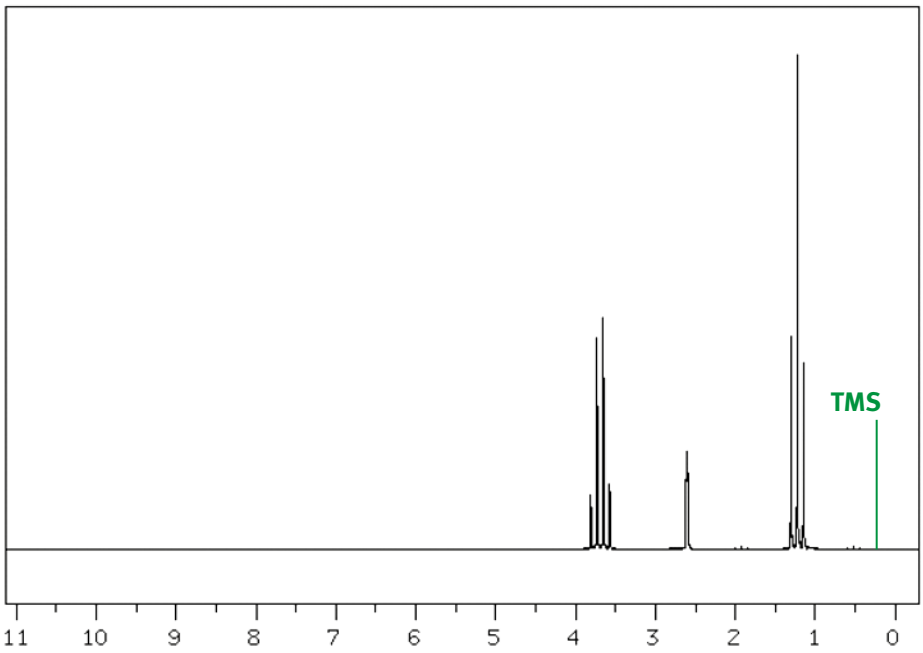
**d)** acide formique.

**e)** acide propanoïque.

**f)** 2-méthylpropanamine.

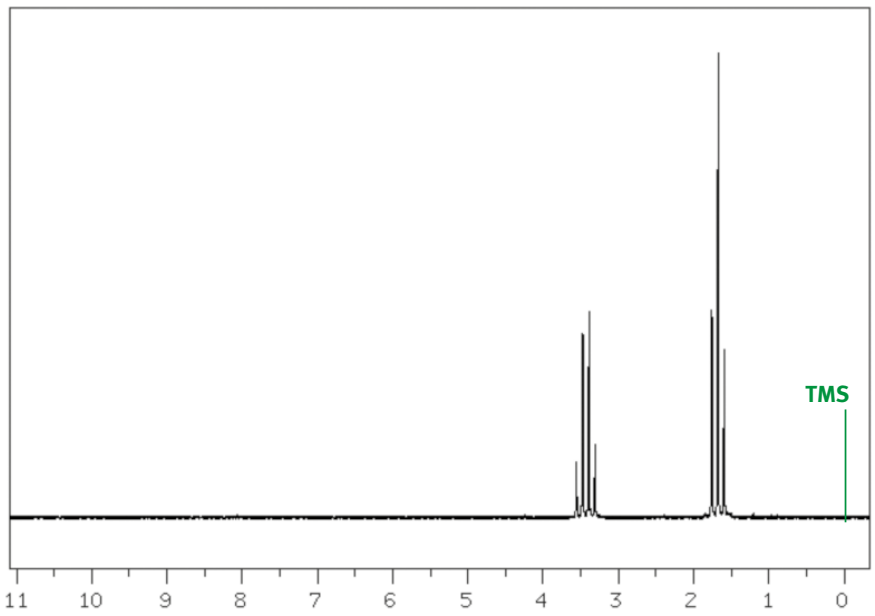
**Exercice 14** On réalise la transformation chimique du bromoéthane de formule $CH_3$-$CH_2$-Br en éthanol : $CH_3$-$CH_2$-OH.

Leurs spectres RMN sont :






© Cned - Académie en ligne

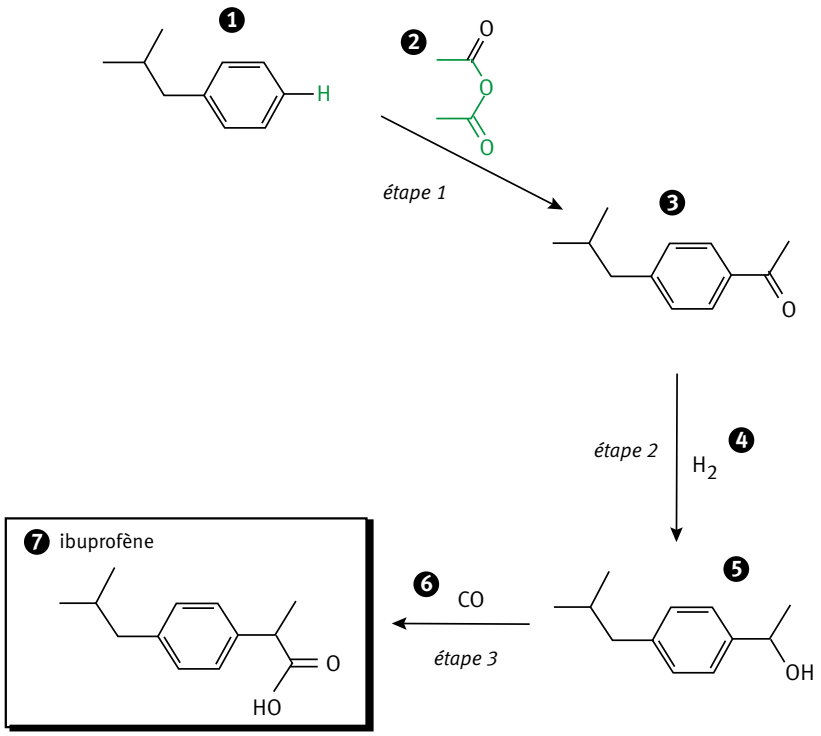



**Déplacement chimique (δ) en ppm**

❶ Attribuer le spectre correspondant à chaque molécule en justifiant la réponse .

❷ À quelle modification correspond cette transformation : chaîne ou fonction ?

**Exercice 15** Une méthode de synthèse de l'ibuprofène est indiquée ci-dessous :



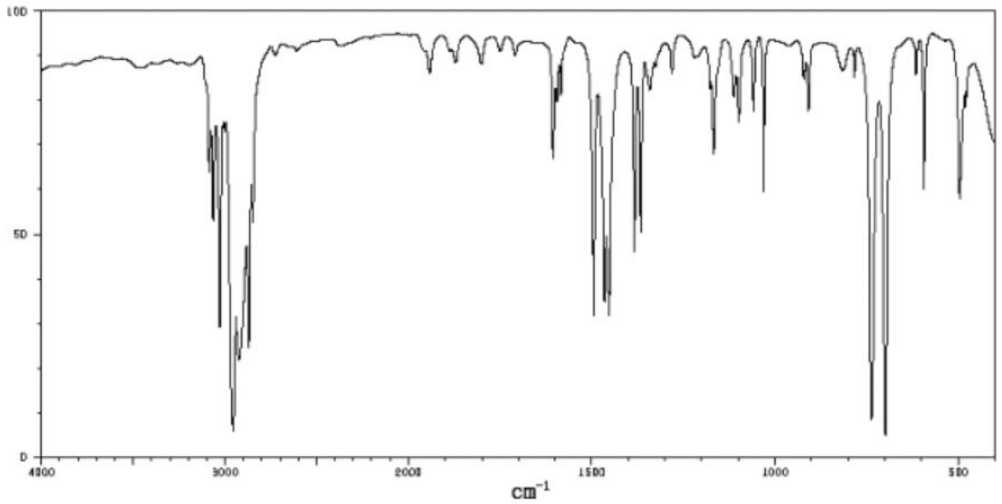



© Cned - Académie en ligne

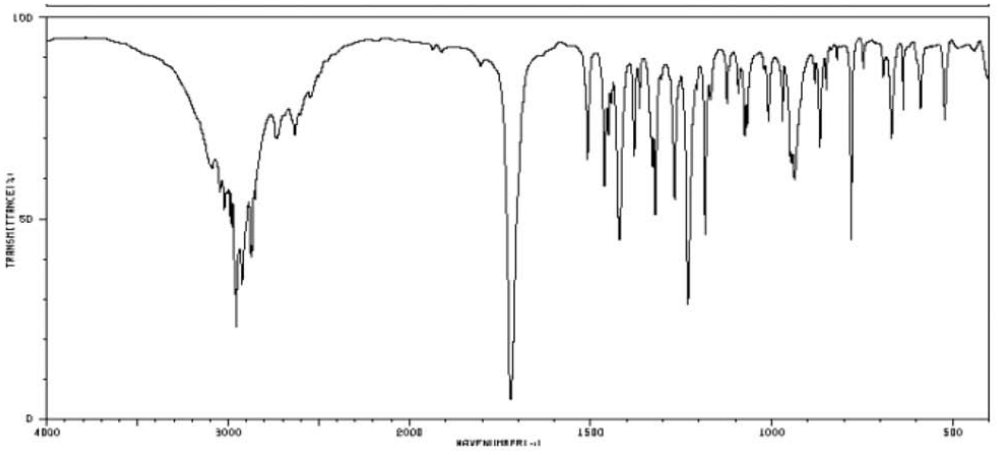
Le schéma représente les différentes étapes de cette synthèse.

1. Indiquer pour chaque étape s'il s'agit d'une modification de chaîne et/ou d'une modification de fonction.

Les spectres IR du réactif 1 (l'isobutylbenzène) et de l'ibuprofène sont donnés ci-dessous :




**Nombre d'ondes (σ)**




**Nombre d'ondes (σ) en $cm^{-1}$**

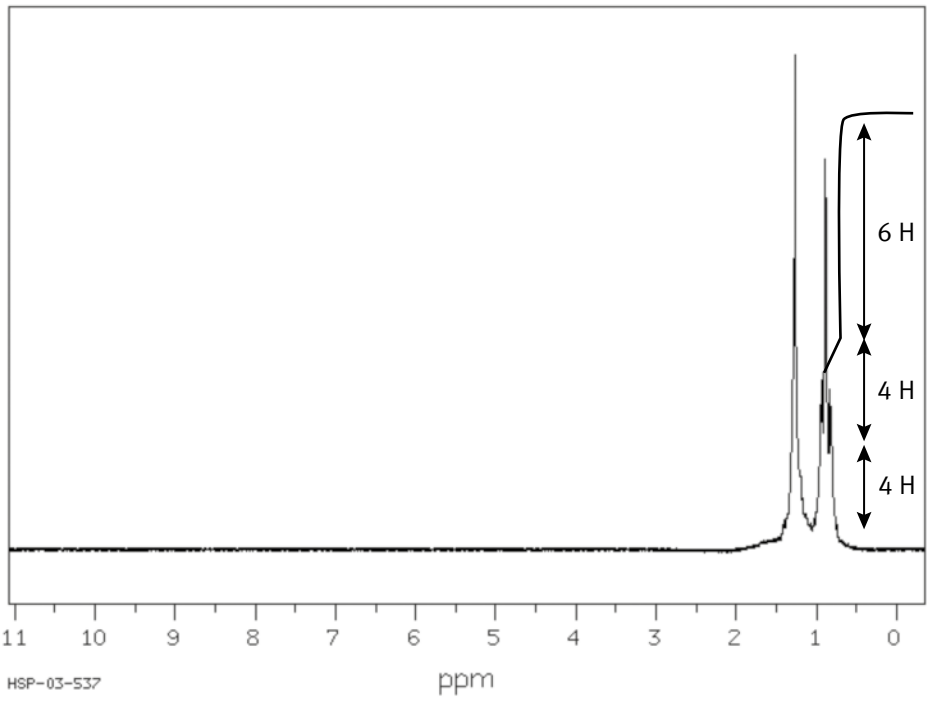
2. Attribuer le spectre correspondant à chaque molécule en justifiant la réponse.

## Exercice 16

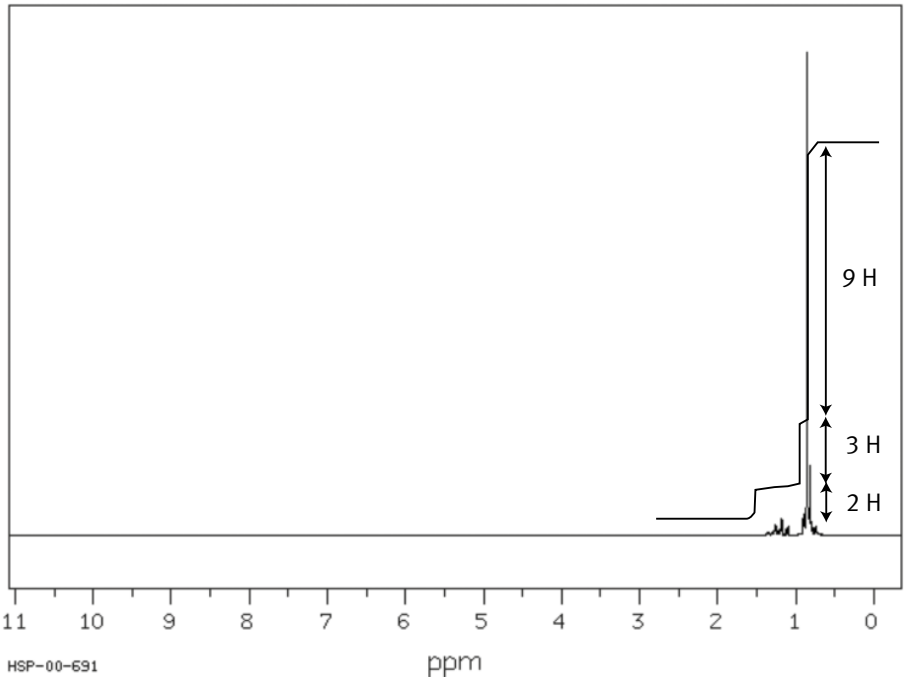
Le chauffage entre 120 °C et 200 °C peut permettre la cyclisation d'hydrocarbures, c'est-à-dire la transformation d'un alcane linéaire en composé à chaîne fermée. Cela est possible si l'alcane possède au moins cinq atomes de carbone. C'est le cas de l'hexane, qui peut se transformer en 2,2-diméthylbutane.



© Cned - Académie en ligne




**Déplacement chimique (δ) en ppm**




**Déplacement chimique (δ) en ppm**



© Cned - Académie en ligne

1. Écrire la formule semi-développée de l'hexane ainsi que celle du 2,2-diméthylbutane.
2. Attribuer le spectre correspondant à chaque molécule en justifiant la réponse.
3. À quelle modification correspond cette transformation : chaîne ou fonction ?

## Exercice 17 Réaction de la soude sur un halogénoalcane

L'équation chimique de la réaction de la soude (solution aqueuse d'hydroxyde de sodium $Na^+ + HO^-$) sur le chloroéthane $CH_3\text{-}CH_2\text{-}Cl$ est :

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}Cl + HO^- \rightarrow CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + Cl^-$$

1. De quel type de réaction s'agit-il ?
2. Y a-t-il modification de chaîne ou modification de groupe caractéristique ?

Dans certaines conditions opératoires, le mécanisme réactionnel est constitué de deux étapes :

- $CH_3\text{-}CH_2\text{-}Cl \Leftrightarrow CH_3\text{-}CH_2+ + Cl^-$
- $CH_3\text{-}CH_2{}^+ + HO^- \rightarrow CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH$

3. Justifier la première étape par l'ajout d'une flèche courbe judicieusement placée.
4. Dans la deuxième étape, identifier le site donneur et le site accepteur.
5. Justifier alors la deuxième étape par l'ajout d'une flèche courbe judicieusement placée.

## Exercice 18 Déshydratation d'un alcool

Le butan-2-ol peut être déshydraté en alcène par chauffage en milieu acide.

1. Écrire les formules brute et semi-développée du butan-2-ol.
2. L'alcène formé possède deux diastéréoisomères Z et E. Donner l'équation chimique de la réaction décrite ci-dessus.
3. De quel type de réaction s'agit-il ?

## Exercice 19 Hydratation d'un alcène

Le pent-2-ène peut être hydraté en alcool par chauffage en milieu acide.

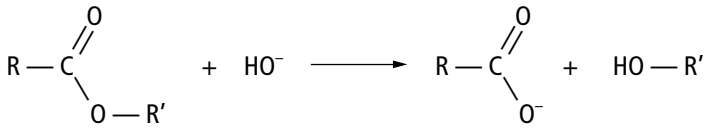
1. Écrire la formule semi-développée du pent-2-ène.
2. L'alcool formé possède un atome de carbone asymétrique.
   Donner l'équation chimique de la réaction décrite ci-dessus. Quel alcool est ainsi formé ?
3. De quel type de réaction s'agit-il ?



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 20 Saponification d'un ester

La réaction de saponification d'un ester est définie par son équation chimique :




Ester — Ion hydroxyde — Ion carboxylate — Alcool

***Données*** Électronégativités : C : 2,5 ; H : 2,2 ; O : 3,4.

### Étude de la molécule d'ester

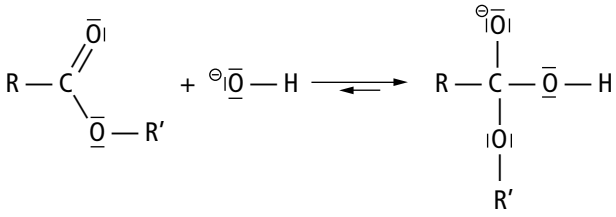
1. Écrire la formule semi-développée de l'ester appelé : éthanoate d'éthyle.
2. Indiquer, dans la molécule précédente, quelles sont les liaisons polarisées ainsi que la localisation des charges partielles.
3. Identifier alors le(s) site(s) donneur(s) et le(s) site(s) accepteur(s).

### Étude de l'ion hydroxyde

4. Écrire la représentation de Lewis de l'ion hydroxyde.
5. Quel type de site (donneur ou accepteur) existe-t-il sur l'atome d'oxygène de cet ion ?

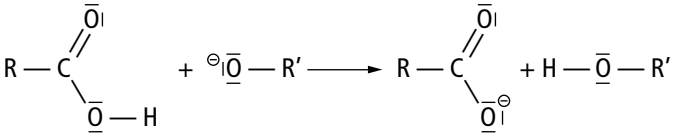
### Mécanisme réactionnel

La première étape du mécanisme de la réaction est la suivante :




6. Compléter le schéma réactionnel à l'aide d'une flèche courbe judicieusement placée.

La troisième étape du mécanisme est :

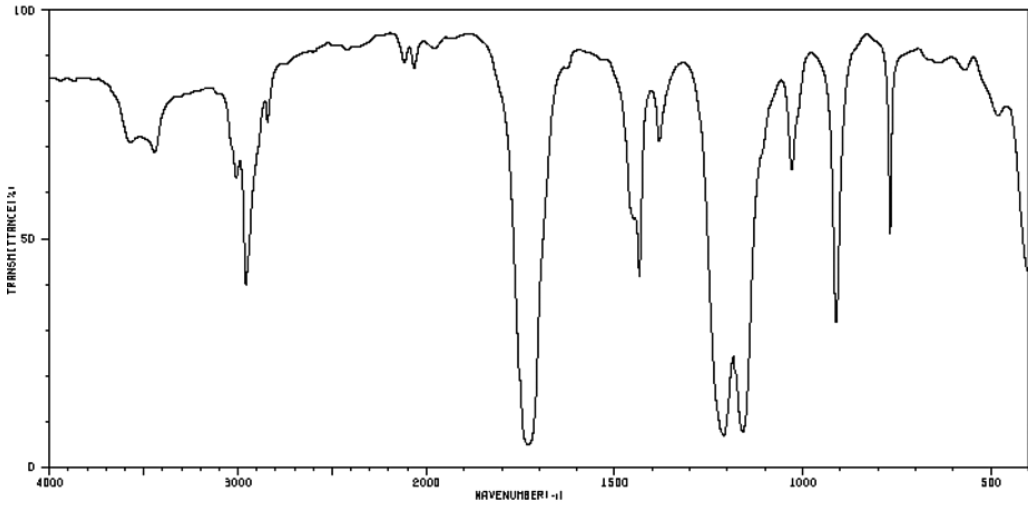



7. Identifier le site donneur et le site accepteur.
8. Compléter le schéma réactionnel à l'aide d'une flèche courbe judicieusement placée.

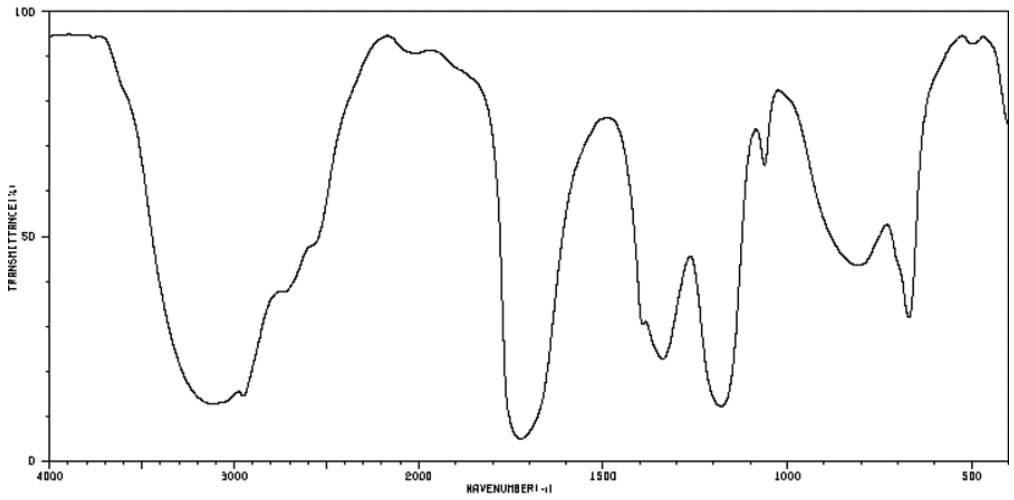


© Cned - Académie en ligne

Dans le cas de la réaction de saponification du méthanoate de méthyle, on obtient, après acidification, de l'acide méthanoïque. Les spectres I.R. de ces molécules sont représentés ci-dessous :




**Nombre d'ondes (σ) en $cm^{-1}$**

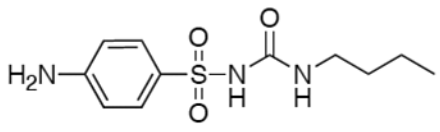



**Nombre d'ondes (σ) en $cm^{-1}$**

❾ Attribuer le spectre correspondant à chaque molécule en justifiant la réponse.

## Exercice 21 Activité biologique et groupe caractéristique

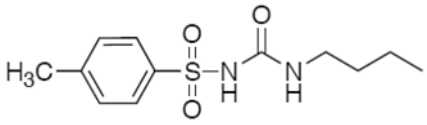
Le carbutamide est un composé utilisé comme agent antibiotique ; il possède aussi des effets secondaires antidiabétiques. Sa formule chimique est :





© Cned - Académie en ligne

Le tolbutamide est un médicament aux propriétés antidiabétiques mais sans effet antibiotique. Sa formule est :



Quelle est la modification de structure responsable de la modification de propriété ?

## Exercice 22 Rédiger une synthèse de documents

En vous aidant des exemples vus dans les exercices 9 et 14 ainsi que des documents suivants, rédiger une synthèse d'une vingtaine de lignes montrant la démarche d'un chimiste souhaitant fabriquer par synthèse une espèce issue d'une espèce naturelle.

Son histoire a plus de 4 000 ans. C'est le médicament le plus consommé au monde. Aujourd'hui encore, on lui découvre de nouvelles propriétés.

Son parcours commence il y a plusieurs millénaires avec les Sumériens qui utilisaient les feuilles de saule comme antidouleur. On retrouve les traces de l'utilisation de décoction de feuilles de saule blanc dans un papyrus égyptien datant de 1550 av. J.-C. Vers l'an 400 avant J.-C., Hippocrate (–460, –377) préconisait une préparation à partir de l'écorce de saule blanc pour soulager les douleurs de l'accouchement et faire baisser la fièvre. L'utilisation empirique des feuilles et de l'écorce de saule pour soigner fièvres et douleurs se poursuit jusqu'au XIX$^{e}$ siècle. Les progrès réalisés en chimie d'extraction et d'analyse permettent alors d'isoler et d'identifier les principes actifs, c'est-à-dire les molécules responsables des propriétés thérapeutiques de ces remèdes.

Ainsi, en 1825, M. Fontana, un pharmacien italien, isole le principe actif du saule blanc et le nomme salicine. En 1829, un pharmacien de Vitry-le-François, P.-J. Leroux, fait bouillir de la poudre d'écorce de saule dans de l'eau et concentre sa préparation. Il obtient des cristaux blancs qu'il baptise salicyline (*salix* = saule). La substance est expérimentée par Magendie (1783-1855), neurologue à l'Hôtel-Dieu à Paris.

En 1835, K. Lowig isole et identifie l'acide salicylique comme étant le principe actif d'une autre plante possédant des propriétés antipyrétiques, la reine des prés ou « spirée ulmaire ». Peu après, R. Piria, de l'Université de Pise (Italie), retrouve cette substance à partir de la salicyline qu'il identifie comme étant le résultat de la condensation de l'alcool orthohydrobenzylique et du glucose.

L'acide salicylique est utilisé pour les fièvres, les douleurs, les rhumatismes articulaires mais il provoque des brûlures d'estomac et une irritation de la bouche et il a une saveur très désagréable.

En 1853, le Français C. Gerhardt réalise à Montpellier la synthèse de l'acide acétylsalicylique.

▶▶



© Cned - Académie en ligne

▶▶

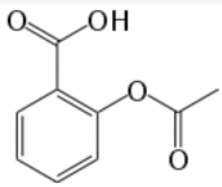
C'est finalement en 1887 que F. Hoffmann, chimiste allemand employé chez Bayer, trouve le moyen d'obtenir de l'acide acétylsalicylique presque pur. Il faut dire que son père, qui souffrait d'un rhumatisme chronique, fut soigné à l'acide salicylique, amer et gastro-toxique.

L'acide acétylsalicylique s'avère être beaucoup mieux toléré. En février 1899, Bayer dépose la marque AspirinTM : « A » pour Acide et « spir » pour l'acide spirique, identique à l'acide salicylique et extrait de la reine des prés. C'est en 1900 que les premiers comprimés sont fabriqués.

Le brevet est déposé aux États-Unis en 1900 et Bayer fait fortune. L'Aspirine est commercialisée en France en 1908 par la société chimique des usines du Rhône.

On en synthétise aujourd'hui plus de 10 000 tonnes par an, et ce médicament a même accompagné en 1969 les astronautes sur la Lune. En outre, il faut noter qu'une clause spéciale concernait l'Aspirine lors du traité de Versailles en 1918.

D'après : http://www.science-fr.com




Formule de l'Aspirine



© Cned - Académie en ligne

# Séquence 8

# Énergie, matière et rayonnement

## Sommaire

1. Prérequis
2. Du microscopique au macroscopique
3. Transferts quantiques d'énergie
4. Aspect ondulatoire de la lumière
5. Pour clore la séquence



© Cned - Académie en ligne

# 1 Prérequis

## A Prérequis pour le chapitre 2 : « Du macroscopique au microscopique »

### 1. Mole, nombre d'Avogadro

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y en a dans 12 grammes de carbone 12. Ce nombre est le nombre d'Avogadro $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}$ .

### Test 1

Quelle est la quantité de matière contenue dans 1 mg d'oxyde d'uranium $UO_2$ ?

Combien de molécules contient cette quantité de matière ?

### Test 2

Quelle est la masse de 1,2 $10^{21}$ atomes de plomb ?

***Données*** Masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : O = 16 ; U = 235 ; Pb = 207.

### 2. Radioactivité

#### a) Représentation symbolique du noyau d'un atome

$^{A}_{Z}X$ avec A = nombre de nucléons
Z = nombre de protons

Des noyaux qui ont le même numéro atomique Z mais des nombres de nucléons différents A correspondent au même élément chimique. Ce sont des isotopes (ils ont donc le même nombre de protons mais un nombre de neutrons différent).

#### b) Réactions nucléaires

Lors d'une réaction nucléaire, il y a conservation du nombre de nucléons A et du nombre de charges Z.



© Cned - Académie en ligne

### ➜ Les différentes radioactivités

- Radioactivité a : le noyau se désintègre en émettant un noyau d'hélium

$$^{A}_{Z}X \rightarrow \ ^{A-4}_{Z-2}Y + ^{4}_{2}He$$

- Radioactivité $\beta^-$ : le noyau se désintègre en émettant un électron.

$$^{A}_{Z}X \rightarrow \ ^{A}_{Z+1}Y + ^{0}_{-1}e$$

- Radioactivité $\beta^+$ : le noyau se désintègre en émettant un électron positif encore appelé positon.

$$^{A}_{Z}X \rightarrow \ ^{A}_{Z-1}Y + ^{0}_{+1}e$$

- Radioactivité $\gamma$ : à la suite d'une désintégration α ou β, le noyau fils produit est souvent dans un état excité (Y*). Il se désexcitera en émettant un rayonnement électromagnétique (de même type que la lumière) par l'intermédiaire de photons de très grande énergie : les photons γ.

$$^{A}_{Z}Y^{*} \rightarrow \ ^{A}_{Z}Y + \gamma$$

Ayant une très grande énergie, ces photons sont très dangereux. Le rayonnement γ est très pénétrant, il est nécessaire de protéger les expérimentateurs par une couche de plomb de plusieurs centimètres d'épaisseur.

## c) Décroissance radioactive

Le temps caractéristique T, noté encore $T_{1/2}$ d'une décroissance radioactive est le temps nécessaire pour que la population de noyaux de départ passe de N à N/2. T est appelé période radioactive et est une caractéristique de chaque élément radioactif.

***Exemples***

| Élément | Symbole | $t_{1/2}$ |
|---|---|---|
| Uranium 235 | $^{235}_{92}U$ | 7,4 $10^8$ ans |
| Radium | $^{226}_{88}Ra$ | 1600 ans |
| Carbone 14 | $^{14}_{6}C$ | 5 730 ans |
| Polonium | $^{210}_{84}Po$ | 138 jours |

***Définition***

L'activité d'un échantillon radioactif est le nombre de désintégrations par seconde. Il s'exprime en becquerels (Bq). 25 000 Bq = 25 000 désintégrations par seconde.

L'activité *A* d'une source ne contenant qu'un seul type de noyaux radioactifs est proportionnelle au nombre *N* de noyaux radioactifs qu'elle contient.



© Cned - Académie en ligne

## Test 3

On considère un échantillon de chacun des éléments du tableau ci-dessus ayant la même activité de 25 k Bq à l'instant t = 0.

1. Au bout de combien de périodes radioactives peut-on considérer qu'un élément a perdu sa radioactivité ? On considérera que la radioactivité de l'élément est négligeable lorsque son activité est inférieure à 1% de sa valeur initiale.
2. En supposant que chaque photon $\gamma$ émis au cours d'une désintégration ait la même énergie pour chacun des éléments du tableau, classer ces éléments par ordre d'activité décroissante à t = 100 ans. Justifier ce classement.
3. On utilise le carbone 14 pour dater les vestiges préhistorique (bois, os…). Peut-on utiliser le carbone 14 pour dater des os de dinosaures ?

# 3. Énergie, travail, puissance

### a) Travail d'une force constante

Une force $\vec{F}$ constante fournit un travail W sur le trajet rectiligne $\vec{L} = \overrightarrow{AB}$ : $W = \vec{F}.\vec{L}$ soit W = F L cos $\alpha$. Si $\vec{F}$ et $\vec{L}$ sont colinéaires et dans le même sens, $\alpha = 0,\ \cos\alpha = 1$ et W = FL.

En mécanique, en électricité et dans différents domaines de la physique, des forces travaillent, générant ou absorbant de l'énergie. L'énergie apparaît sous différentes formes (énergie cinétique, énergies potentielles) et se transfère d'une forme à une autre. L'énergie E s'exprime en joules dans le système SI.

Une énergie peut se manifester sur un temps $\Delta t$ plus ou moins bref. Pour tenir compte de ce paramètre temps, on introduit une grandeur physique, la puissance P : $P = \dfrac{E}{\Delta t}$

L'unité de puissance est le joule par seconde que l'on appelle watt (W).

## Test 4

Un bœuf tire un attelage chargé. Il exerce une force F = 2 000 N dans le sens du déplacement sur une longueur L = 100 m, qu'il parcourt pendant le temps $\Delta t = 2\,\text{min}$. Calculer le travail et la puissance fournie par le bœuf.

Un condensateur emmagasine une énergie électrique E = 0,02 J. Cette énergie est transformée en énergie lumineuse dans un flash électronique. La durée de l'éclair est de 2 microsecondes. Calculer la puissance de l'éclair.

### b) Structures des métaux et des isolants

Dans un métal, certains électrons sont liés et gravitent autour du noyau autour duquel ils appartiennent. D'autres dits électrons libres se déplacent librement à



© Cned - Académie en ligne

l'intérieur du métal sans pouvoir en sortir. Ces électrons sont responsables de la conduction électrique.

Dans un isolant, il n'y a pas d'électrons libres.

# B Prérequis pour le chapitre 3 : « Transferts quantiques d'énergie »

## 1. Rayonnement électromagnétique, loi de Wien

Vous avez constaté qu'un corps chaud dégage de la chaleur, c'est-à-dire rayonne de l'énergie électromagnétique infrarouge même s'il n'émet aucune lumière visible.

D'après la théorie du corps noir, un corps chauffé émet un rayonnement électromagnétique continu caractéristique de sa température. L'émission maximale a lieu pour une longueur d'onde $\lambda_m$ liée à la température selon la loi de Wien

$$\lambda_m T = Cste = 3\times10^{-2}\, m.K.$$

La température doit être exprimée en mètres et la température en kelvins.

### Test 5

La loi de Wien donne-t-elle la couleur d'un corps ?

On considère les spectres d'émissions de trois sources :

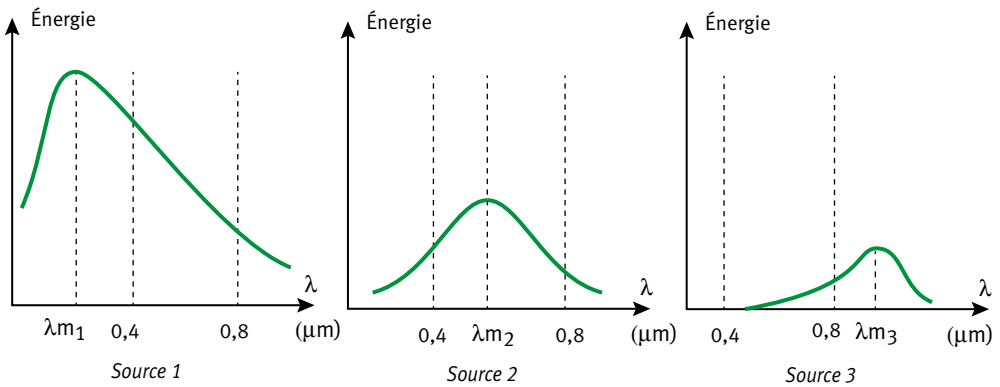



**Figure 1 :** *Spectre d'émission de trois sources*



© Cned - Académie en ligne

Calculer la température T de chacune des trois sources dont on donne les longueurs d'onde correspondant au maximum de chaque spectre.

Source 1 : $\lambda_{m1} = 0{,}20\ \mu m$ ; Source 2 : $\lambda_{m2} = 0{,}560\ \mu m$ ; Source 3 : $\lambda_{m3} = 3{,}0\ \mu m$.

On mesure la longueur d'onde du ciel par une belle journée d'été. On trouve $\lambda = 405\ nm$. Si l'on applique la loi de Wien, quelle serait la température du ciel ?

À l'analyse de ces exemples, peut-on répondre à la question : la loi de Wien donne-t-elle la couleur d'un corps ?

## 2. Niveaux d'énergie des atomes

L'étude des spectres d'émission et d'absorption d'un atome permet d'avoir des renseignements sur cet atome, en particulier sur les niveaux d'énergie des électrons dans cet atome.

### Test 6

Lorsqu'on enregistre le spectre d'émission d'un atome, on observe des raies de différentes couleurs.

On mesure, pour l'atome d'hydrogène, quatre raies de longueurs d'onde :

- Raire rouge $\lambda_1 = 656{,}2\,nm$ (raie $H_\alpha$)
- Raie bleue $\lambda_2 = 486{,}1nm$ (raie $H_\beta$)
- Raie violette $\lambda_3 = 434{,}0\,nm$ (raie $H_\gamma$)
- Raie violette $\lambda_4 = 410{,}1nm$ (raie $H_\delta$)

1. Justifier que l'énergie des atomes soit quantifiée.
2. Rappeler l'équation de Planck liant la longueur d'onde émise lorsque l'électron passe d'un niveau d'énergie $E_j$ au niveau $E_i$ ( $E_j > E_i$).
3. Les raies d'émission dans le visible correspondent aux transitions des niveaux $E_3$, $E_4$, $E_5$ et $E_6$ vers le niveau $E_2$. L'énergie du niveau 2 vaut $E_2 = -3{,}4$ eV. Calculer les énergies des niveaux $E_3$ à $E_6$.
4. On donne pour le niveau fondamental $E_1 = -13{,}6$ eV. Justifier que la raie d'émission vers ce niveau n'est pas dans le domaine du visible.

***Données*** Constante de Planck $h = 6{,}626\,10^{-34}$ J.s.



© Cned - Académie en ligne

# C Prérequis pour le chapitre 4 : « Aspect ondulatoire de la lumière »

## 1. Aspect ondulatoire de la lumière

### • Ondes à la surface de l'eau

Lançons une pierre dans un étang. Des ondes circulaires se propagent en s'élargissant sur la surface de l'eau. Un bouchon flottant à la surface oscille verticalement en restant sensiblement au même endroit quand il est atteint par les ondes et s'immobilise quand la surface redevient calme à l'endroit où il se trouve.



**Figure 2 :** *Ondes circulaires*

### • Ondes périodiques sur une cuve à ondes

Dans une cuve à ondes, un stylet vertical frappe périodiquement la surface de l'eau. On observe une succession de vagues circulaires qui se propagent en s'élargissant. Un petit bouchon sur la surface oscille en restant sensiblement sur la même verticale. Compte tenu du caractère périodique de l'excitation, le mouvement du bouchon est également périodique. Il oscille à la même période T et à une amplitude *a*, dépendant de l'importance de l'excitation. La distance entre les sommets de deux vagues voisines est constante. C'est la longueur d'onde. $\lambda$ est liée à la période T et à la célérité (vitesse de propagation) $v$ de l'onde par la formule : $\lambda = vT$.

*a*, *T* et $\lambda$ sont des grandeurs caractérisant l'onde qui se propage à la surface de l'eau.

### • Une propriété des ondes est la diffraction

Ce phénomène est bien visible lorsqu'une onde incidente rencontre un obstacle de dimensions comparables à sa longueur d'onde. La diffraction permet aux ondes de contourner les obstacles. Elle explique, par exemple, que l'on puisse se parler de part et d'autre d'une porte ouverte, sans se voir et sans qu'il y ait de transmission du son à travers les murs.



© Cned - Académie en ligne

**• Une propriété des ondes est leur capacité à interférer**

Ce phénomène a déjà été étudié dans le chapitre sur les ondes. Vous avez pu observer ce phénomène sur la cuve à ondes lorsqu'un front d'onde rectiligne arrive sur un obstacle percé de deux ouvertures. On observe à la sortie une onde résultante présentant des régions où elle oscille avec une amplitude maximale et d'autres où la surface est immobile.

Diffraction

À l'aide d'un moteur de recherche, taper **Caen diffraction surface de l'eau**.

Puis aller sur le site **diffraction à la surface de l'eau**.

Faire varier les paramètres proposés sur le site, en particulier le paramètre largeur de la fente. On constate que le phénomène de diffraction augmente lorsqu'on diminue la largeur de la fente.

Interférences

À l'aide d'un moteur de recherche, taper **Caen interférences surface de l'eau**.

Puis aller sur le site **interférences à la surface de l'eau**.

Faire varier les paramètres proposés sur le site. Observer qu'il y a certains points de la surface de l'eau qui sont totalement immobiles et d'autres qui vibrent avec une amplitude maximale

## Test 7

Une onde mécanique circulaire se propageant sur un étang de célérité 1,2 $m.s^{-1}$ et de fréquence 5 Hz rencontre un obstacle de largeur 5 m. Va-t-il y avoir diffraction ?

Même question avec un obstacle de largeur 50 cm.

# D Prérequis pour le chapitre 4 : « Microscope à force atomique »

## 1. Interactions intermoléculaires

Au sein d'une molécule, les atomes sont liés entre eux par des liaisons chimiques reposant sur l'interaction électromagnétique. Cette interaction attractive devient répulsive lorsque les atomes se rapprochent trop et que les nuages électroniques viennent au contact. Il existe donc une distance d'équilibre entre atomes d'une molécule.



© Cned - Académie en ligne

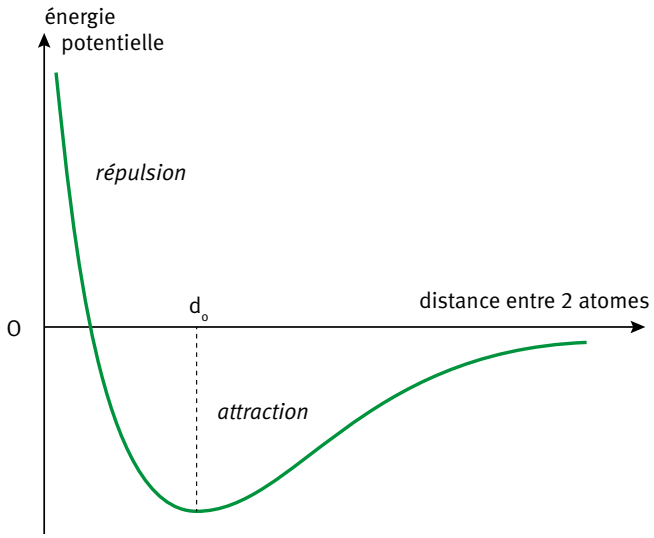



**Figure 3**

## 2. Polarité des molécules

Dans une molécule covalente, non symétrique, l'électronégativité différente des atomes entraîne une répartition dissymétrique des charges. La molécule possède alors un moment dipolaire $\vec{\mu}$ et permet à la molécule d'interagir avec des particules chargées (ions) ou d'autres molécules polaires.

Par exemple :

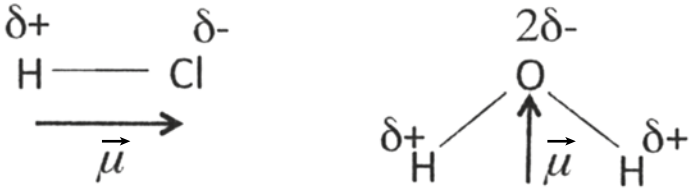



**Figure 4**

## 3. Mise en évidence expérimentale d'une interaction ions-molécule polaire

Charger par frottement sur un chiffon un corps de stylo à bille en matière plastique, puis l'approcher d'un filet d'eau à très faible débit. Vous constatez que le filet d'eau est dévié vers le stylo chargé électriquement, puis continue son trajet vertical. La déviation des molécules d'eau est due à l'interaction attractive ion-dipôle, les molécules possédant un moment dipolaire permanent.



© Cned - Académie en ligne

Les interactions entre molécules sont attractives, toujours de courte portée. Elles décroissent en $1/r^7$ mais sont beaucoup plus importantes lorsqu'elles engagent des ions et des molécules polaires. Ces forces connues sous le nom de forces de Van Der Waals participent à la cohésion de la matière.

E

# Prérequis pour le chapitre 5 : « Microscope électronique »

## Accélération d'une particule dans un champ de forces

Quand cette particule est animée d'un mouvement circulaire uniforme, son accélération est $\vec{a} = \frac{v^2}{r}\vec{N}$ où $\vec{N}$ est le vecteur unitaire dirigé vers le centre du cercle.

Deuxième loi de Newton appliquée à une particule de masse m animée de la vitesse $\vec{v}$ dans un champ de forces :

$$m\vec{a} = \sum \vec{F}$$

En mécanique, on appelle quantité de mouvement la grandeur $\vec{p} = m\vec{v}$.

## Test 8

Dans l'atome d'hydrogène, un électron de masse m et de charge –e est soumis de la part du noyau de charge +e supposé immobile à une force électrique. Sous l'action de cette force, il effectue une trajectoire circulaire dont le noyau est le centre.

1. Montrer que la vitesse de l'électron est constante.
2. Comment s'exprime la vitesse en fonction du rayon.



© Cned - Académie en ligne

# 2 Du microscopique au macroscopique

## A Objectifs d'apprentissage

- Extraire et exploiter des informations sur un dispositif instrumental permettant de visualiser les atomes et les molécules.
- Évaluer les ordres de grandeur relatifs aux domaines macroscopique et microscopique.
- Savoir que l'énergie interne d'un système macroscopique résulte de contributions microscopiques.
- Connaître et exploiter la relation entre la variation d'énergie interne et la variation de température d'un solide ou d'un liquide.
- Interpréter les transferts thermiques dans la matière à l'échelle microscopique.
- Exploiter la relation entre le flux thermique à travers une paroi plane et l'écart de température entre ses deux faces.
- Établir un bilan énergétique faisant intervenir transfert thermique et travail.

## B Pour débuter le chapitre

Le monde microscopique est un monde totalement différent du monde dans lequel nous vivons. Dans le plus petit grain de sable visible, le nombre d'atomes de silicium est gigantesque.

**Activité 1**



***Données***

Calculer le nombre de molécules $H_2O$ dans une goutte d'eau de volume v = 0,05 mL.

Masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : O = 16 ; H = 1, la masse volumique de l'eau $\rho = 1 g . mL^{-1}$ et le nombre d'Avogadro $N_A = 6{,}02.10^{23}\ mol^{-1}$.

### 1. Détecteur de fumée ionique

Un détecteur de fumée ionique fonctionne sur le principe de l'ionisation de l'air. Une source radioactive ionise l'air entre deux électrodes de potentiel différent, ce qui génère un courant d'ions. Lorsque la fumée pénètre dans le détecteur de fumée, elle diminue la conductibilité de l'air ionisé et perturbe le courant d'ions, ce qui déclenche l'alarme.



© Cned - Académie en ligne

**Activité 2**



On peut se demander si le risque n'est pas important d'avoir une source radioactive dans un détecteur de fumée placé à demeure dans une pièce de vie. La source ionisante est une source scellée d'américium 241. Elle a été choisie pour sa faible énergie en rayonnement gamma g. Le rayonnement $\alpha$ étant confiné dans le petit volume de la chambre d'ionisation ne présente aucun danger. Les détecteurs de ce type vendus dans le commerce ont une activité de 24 000 Bq. Cette activité est produite par 0,2 microgramme d'américium. Le temps de demi-vie est de 240 ans.

1. Quelle sera l'activité de la source après 240 ans ?
2. Quel est le nombre d'atomes contenus dans les 0,2 microgramme de la source ?

Bien que cette source ne présente aucun danger, pouvez-vous donner une raison pour laquelle ce type de détecteur ionique a été interdit ? Une recherche sur Internet peut vous donner des informations.

## 2. Le microscope optique

Dans un microscope optique, une source d'ondes éclaire l'objet. Le rayonnement diffracté par l'objet que l'on veut observer est véhiculé au travers d'un système de lentilles optiques de l'objet vers un détecteur (œil, CCD...). Ce système donne une image agrandie de cet objet. La plus petite distance pouvant être perçue par l'œil ou tout autre détecteur sera, au mieux, de l'ordre de grandeur de la longueur d'onde $\lambda$ émise par la source.

**Activité 3**



Rappeler le domaine de longueur d'onde de la lumière visible. En déduire la plus petite distance entre deux objets ponctuels perçue par l'œil. Quel phénomène physique limite la résolution à la longueur d'onde de la radiation utilisée ?

Dans certains microscopes de laboratoire, on intercale entre la source de lumière blanche et l'objet un filtre coloré en bleu. Justifier ce choix.

Parmi les objets suivants, quels sont ceux pouvant être observés par un microscope optique ?

Cellule de paramécie, molécule de méthanol, virus, particule de pollen.

## 3. Le microscope à effet tunnel et le microscope à force atomique

Nous disposons maintenant de techniques et d'appareils permettant de visualiser des atomes et des molécules, en particulier le microscope à effet tunnel (1982) et le microscope à force atomique (1985). Leurs inventeurs, G. Binnig et H. Rohrer, ont obtenu le prix Nobel de physique en 1986. Nous reviendrons en fin de chapitre sur le principe de fonctionnement de certains de ces microscopes :



© Cned - Académie en ligne

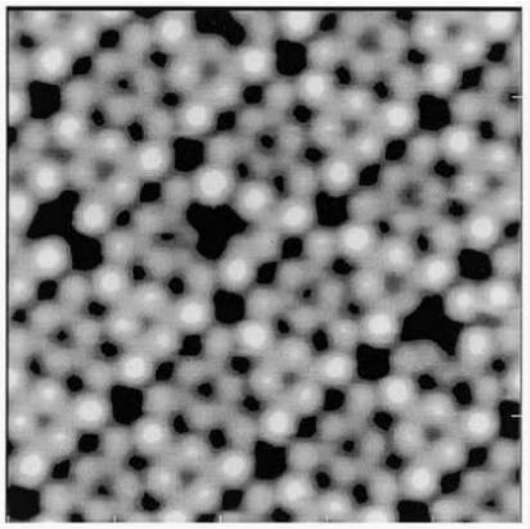


**Figure 1 :** *Image d'atomes de silicium à la surface d'un cristal de silicium obtenue avec un microscope à effet tunnel*

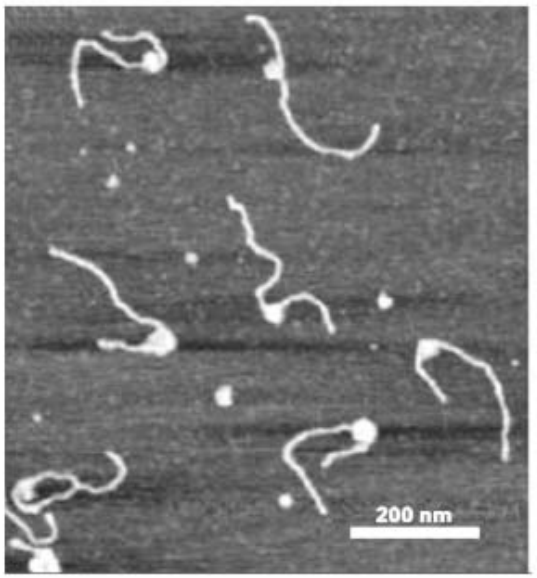



**Figure 2 :** *Image de brins d'ADN obtenus avec un microscope à force atomique*

## 4. La chambre à brouillard

La chambre à brouillard, inventée par le physicien écossais Wilson, en 1912, a eu un succès retentissant car elle a permis de visualiser les trajectoires des particules $\alpha$ et $\beta$ émises par des sources radioactives.



© Cned - Académie en ligne

La chambre à brouillard présentée ci-dessous, basée sur le principe de la chambre de Wilson permet de voir dans l'atmosphère les trajectoires des particules $\alpha$ et $\beta$ émises par une source de radium de faible activité.

Dans une cuve de verre fermée dont le fond est maintenu à une température de – 80 °C environ, on a vaporisé du méthanol. Quand une particule $\alpha$ est éjectée à la vitesse de 20 000 km/s d'une aiguille de radium faiblement radioactive, elle entre en collision avec les milliers de molécules d'air et de méthanol qu'elle rencontre. Ces chocs, violents à l'échelle microscopique, ionisent les molécules atteintes lors de ces chocs, et font perdre à la particule $\alpha$ toute son énergie cinétique sur une longueur de 8 à 10 cm. Dans la région épaisse de 1 cm, surmontant le fond de la cuve, très froide, la température variant entre – 50 et – 80, les vapeurs de méthanol se condensent sur les ions formés. Il se forme instantanément de minuscules gouttelettes sur les ions, ce qui permet, avec un éclairage latéral, de voir ces gouttelettes, dans le sillage des particules. Le phénomène est identique lors de la condensation de la vapeur d'eau à la sortie des réacteurs d'un avion dans la haute atmosphère où la température est très basse.

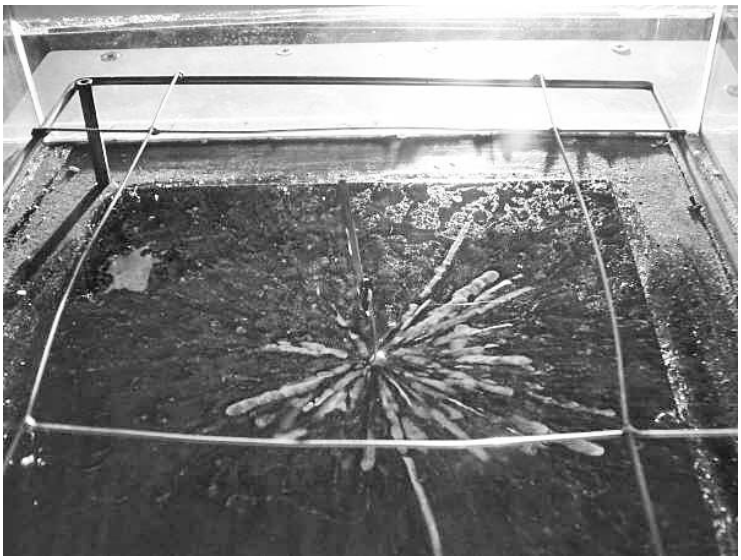


**Figure 3 :** *Traces laissées par les particules $\alpha$ émises par une source de radium de faible activité.* L'aiguille de radium est au centre de la figure. La plaque noire est maintenue à la température de – 80 °C. Les petites tiges métalliques que l'on peut voir sur la photographie sont portées à un potentiel de 400 V par rapport à la plaque.

## Activité 4



Une particule $\alpha$ est éjectée de la source à la vitesse de 20 000 km/s.

1. Calculer son énergie cinétique en joules puis en électron-volts.
2. À chaque choc avec une molécule d'air ou de méthanol gazeux, la particule $\alpha$ perd 30 eV. Cette énergie perdue permet de créer une paire d'ions. Calculer le nombre de paires d'ions créées jusqu'à l'arrêt de la particule. Sur chaque ion il se forme une gouttelette de liquide qui diffusera la lumière émise par une lampe classique.



© Cned - Académie en ligne

3. Pouvez-vous justifier l'utilité de porter les petites tiges métalliques à un potentiel de 400 V par rapport à la plaque métallique noire du fond de la cuve de la chambre à brouillard ?

4. Bien que le contraste de la photographie ne soit pas optimal, on peut observer des trajectoires minces et « tordues » dues aux particules $\beta^-$ émises aussi par la source de radium. Les particules $\beta^-$ ont une masse environ 7 200 fois plus petites que celle d'un noyau d'hélium. Leur vitesse à la sortie de la source est beaucoup plus grande. Pouvez-vous, par des arguments simples, justifier que les trajectoires des particules $\beta^-$ ne sont pas rectilignes et beaucoup moins visibles que celles des particules.

***Donnée*** $1\text{eV} = 1{,}6.10^{-19}$ J.

# C Pour apprendre

## 1. Agitation thermique

Le physicien anglais Robert Brown réalisa, en 1827, l'expérience suivante. Il remarqua que des particules de pollen en solution dans l'eau étaient animées d'un mouvement incessant. Cette observation, réalisée un siècle et demi après les premières observations de bactéries et levures, en mouvement, s'apparente d'abord à un mouvement « vivant ». Mais ces particules de pollen sont parfaitement inertes. On comprend que, dans ce contexte historique, l'observation de cette découverte intrigua beaucoup les scientifiques de l'époque (Brown et ses collègues) et comment leur raisonnement s'est d'abord engagé dans cette voie du « vivant ».

Ce n'est qu'au début du XX$^{e}$ siècle qu'Albert Einstein reconnut dans ce mouvement l'existence de molécules invisibles au microscope (les molécules d'eau) heurtant de façon aléatoire les grains de pollen.

Einstein considéra alors que le mouvement des grains de pollen pouvait se ramener à une marche au hasard : soumis aux **chocs incessants des molécules** d'eau, le grain de pollen produit de petits déplacements de direction et de longueur aléatoires.

Il s'agit ici de voir comment le modèle de la marche au hasard peut expliquer le processus de diffusion. Nous verrons comment le désordre microscopique génère un ordre macroscopique.

**Activité 5**



Faire la recherche suivante à l'aide d'un moteur de recherche comme Google : « Roussel mouvement Brownien ». Aller sur le site Diffusion brownienne.

1. Regarder l'animation 1 montrant le mouvement aléatoire d'une particule dans le plan.

Cette animation simule le mouvement d'une particule, la direction et le mouvement changeant de façon aléatoire après chaque choc contre une molécule d'eau.



© Cned - Académie en ligne

Expliquer pourquoi le mouvement n'est que statistiquement isotrope (identique dans toutes les directions).



**Figure 4 :** *Mouvement aléatoire d'une particule dans le plan*

2. Regarder la simulation 2. On considère 5 000 particules browniennes situées initialement au centre du carré gris et effectuant chacune leur propre mouvement aléatoire. Justifier. au vu de cette animation, le caractère isotrope de la diffusion.

3. Citer quelques phénomènes où cet aspect microscopique permet d'expliquer le comportement de la matière à notre échelle.

Lorsque la température augmente, les chocs contre les particules de pollen sont plus violents et plus rapprochés dans le temps car la vitesse des molécules d'eau entre deux chocs est plus grande.

Einstein, en 1905, Jean Perrin et Paul Langevin, en 1908, ont permis de comprendre que ce mouvement était un mouvement d'agitation thermique dont l'intensité était proportionnelle à la température absolue T.

Dans un gaz enfermé dans un récipient, les molécules s'entrechoquent entre elles et sur les parois. Si l'on augmente la température en chauffant le gaz à volume constant, les molécules ont toujours un mouvement désordonné, mais leur vitesse augmente et les chocs sont plus violents. La moyenne des chocs sur les parois du récipient se traduit à notre échelle par une augmentation de la pression.

## Expérience : Diffusion d'un colorant dans un verre d'eau

On laisse tomber, à l'instant t = 0, quelques gouttes de colorant dans deux verres d'eau, à des températures différentes. On constate après quelques minutes que la diffusion du colorant est plus rapide dans le verre de droite qui contient l'eau la plus chaude. Cette expérience montre que l'agitation thermique favorise la diffusion de colorant dans l'eau et ceci d'autant plus vite que la température est plus élevée.



© Cned - Académie en ligne

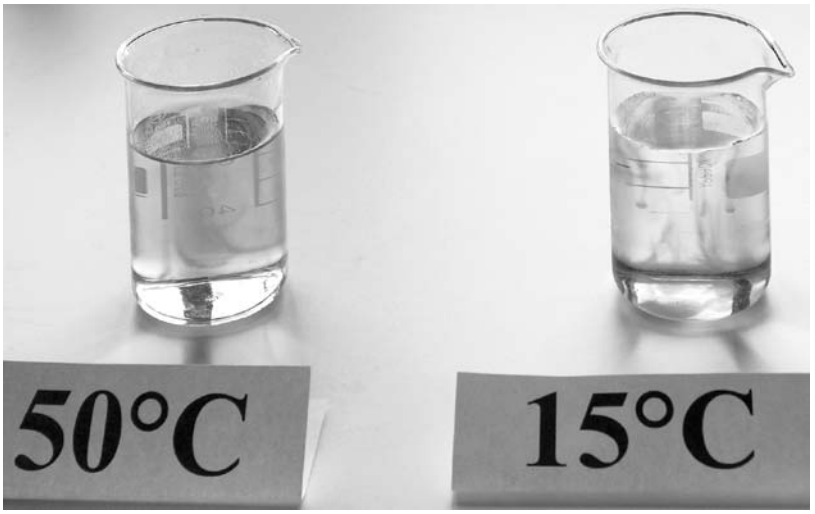



**Figure 5 :** *Diffusion d'un colorant dans un verre d'eau*

Ce mouvement d'**agitation thermique** permet de comprendre comment un gaz, un liquide ou un solide stocke l'énergie calorifique lorsqu'on le chauffe. La chaleur est stockée sous forme d'**énergie cinétique** d'agitation thermique par les molécules ou atomes qui constituent le système.

## 2. Transferts thermiques

Nous allons étudier dans ce paragraphe les trois types de transfert thermique.

### a) Transfert par conduction

La conduction de la chaleur est le transport de chaleur des parties chaudes vers les parties plus froides du même corps sans mouvement de matière à l'échelle macroscopique.

Tenons par une extrémité une cuillère à café et plongeons l'autre extrémité dans de l'eau très chaude. La chaleur se propage de la partie la plus chaude vers la partie la plus froide. La personne ne pourra pas tenir la cuillère longtemps car la chaleur se propage dans celle-ci et augmente sa température.

Si nous refaisons la même expérience avec une cuillère en bois, on pourra la tenir longtemps sans problème car la chaleur ne se propage pas.

Essayons de comprendre pourquoi un métal permet à la chaleur de se propager alors qu'une tige en bois ne le permet pas.

Il est intéressant de faire l'analogie avec la conduction de l'électricité.

| | Métal | Bois |
|---|---|---|
| Conduit l'électricité | Oui | Non |
| Conduit la chaleur | Oui | Non |



© Cned - Académie en ligne

Nous savons que, dans un métal, il y a des électrons libres qui peuvent se déplacer librement au sein du métal. Ce sont ces électrons qui sont responsables de la conduction de l'électricité. Dans un morceau de bois, qui ne possède pas d'électrons libres, le courant ne passe pas. C'est un isolant.

Cette analogie de comportement pour la conduction de la chaleur permet d'expliquer comment la chaleur s'écoule dans un métal. À l'échelle microscopique, les électrons au contact de la source chaude absorbent l'énergie calorifique et la stockent sous forme d'énergie cinétique. La vitesse des électrons augmente. Ces électrons vont perdre cette énergie cinétique élevée au cours des chocs successifs contre les ions métalliques qui forment la structure rigide du métal. Ces ions vont eux-mêmes dissiper cette énergie reçue au cours des chocs sous forme de chaleur. Ainsi, **la chaleur se propage de proche en proche sans déplacement de matière** par ce mécanisme.

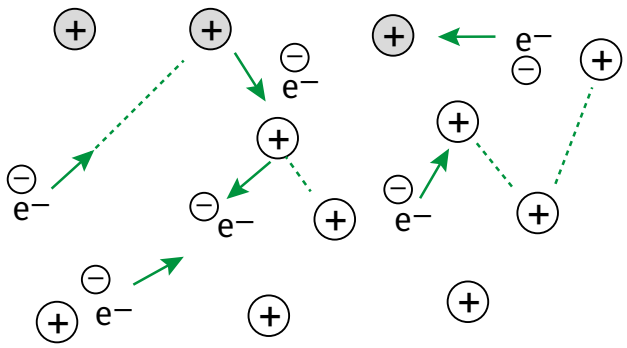



**Figure 6 :** *Électrons libres dans un métal*

## b) Transfert par convection

Ce mode de transfert de chaleur implique **un déplacement de matière**. C'est un phénomène bien connu et exploité par les pilotes de planeurs et les oiseaux. Au pied des falaises, l'air chauffé par le soleil et la chaleur dégagée par les roches se dilatent avec l'augmentation de température. **L'air chaud alors moins dense que l'air froid des couches plus élevées s'élève.** Ce mouvement vertical ascendant des couches d'air chaud transporte la chaleur vers les zones plus froides. L'air froid descend pour prendre la place de l'air chaud. Les masses d'air se mettent spontanément en mouvement, c'est le phénomène de **convection naturelle**.

### Activité expérimentale

Mettez de l'eau froide dans une casserole et faites chauffer cette eau par le fond sur une cuisinière. Observez en regardant par-dessus et vous verrez l'eau se mettre en mouvement. La convection, par le brassage, égalise rapidement la température de toute la masse d'eau. La figure 7 montre la convection dans l'air à l'extrémité d'une cigarette, les particules microscopiques de carbone en suspension dans la fumée rendant visibles ses déplacements.



© Cned - Académie en ligne



**Figure 7 :** *Mouvement de convection d'une fumée de cigarette*

Dans une installation de chauffage central urbain, on **force la convection** par une pompe pour transporter la chaleur de la production à l'utilisation.

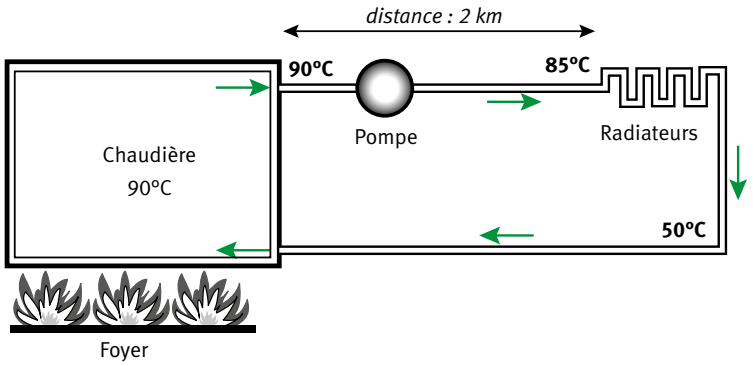



**Figure 8 :** *Chauffage central : convection forcée*

## c) Transfert par rayonnement

Un corps chaud (le soleil, un radiateur électrique) émet un rayonnement électromagnétique, constitué de nombreuses radiations visibles, infrarouge, etc. La lumière que nous envoie le Soleil traverse une région vide de toute matière. **Contrairement aux transferts thermiques par conduction et par convection, qui nécessitent un support matériel, le transfert par rayonnement peut avoir lieu dans le vide.**

### Expérience que l'on peut voir au Palais de la Découverte montrant le transfert de chaleur par rayonnement

On place deux miroirs paraboliques en face l'un de l'autre mais assez éloignés. Au foyer de l'un des miroirs, une flamme dégage de la chaleur par rayonnement. Ce rayonnement est renvoyé par le premier miroir vers l'autre miroir qui le refo-



© Cned - Académie en ligne

calise vers son foyer. On peut comme cela enflammer de l'herbe sèche si elle est mise au foyer du deuxième miroir.

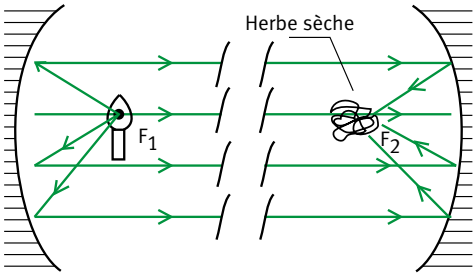



**Figure 9 :** *Transfert par rayonnement*

# 3. Résistance thermique

## a) Loi des transferts de chaleur

Mettons en contact deux corps à des températures différentes. Le corps le plus chaud se refroidit au contact du corps le plus froid qui, lui, se réchauffe. **Le transfert de chaleur se fait toujours dans le sens des températures décroissantes.** Autre exemple qui amène au même constat : dans une maison, en hiver, il faut maintenir le chauffage, car il faut apporter constamment de la chaleur pour compenser la chaleur qui s'échappe à travers les murs et les fenêtres.

Le physicien français Joseph Fourier a établi les lois des échanges thermiques. Voyons sur un exemple.

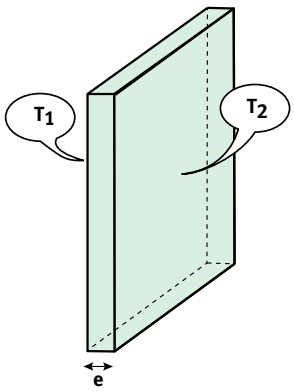



**Figure 10**

Considérons une plaque de verre plane de surface S et d'épaisseur e. Une des faces est maintenue à la température $T_1$ et l'autre à la température $T_2$. Ces températures ne dépendant pas du temps, le régime est qualifié de permanent.

On mesure la quantité de chaleur Q qui traverse la plaque pendant le temps $\Delta t$.



© Cned - Académie en ligne

***Définition*** $\phi$ est le **flux thermique** (ou **puissance thermique**), c'est-à-dire la quantité de chaleur qui traverse la plaque par unité de temps.

$$\phi = \frac{Q}{\Delta t}$$

Joseph Fourier a montré qu'en régime permanent **le flux thermique** $\phi$ passant à travers une paroi **est proportionnel à la différence de température entre les deux faces de la paroi** $T_2 - T_1$.

## b) Résistance thermique

Depuis la classe de 2de, vous connaissez la loi d'Ohm. Si l'on applique une différence de potentiel $\Delta U = U_1 - U_2$ entre l'entrée et la sortie d'un fil conducteur, celui-ci est parcouru par un courant I. I s'exprime en ampères et correspond à la charge q qui traverse par seconde le conducteur. La loi d'Ohm est $\Delta U = RI$ . $R = \frac{\Delta U}{I}$ est la résistance électrique.
Le courant électrique I à travers le matériau conducteur est proportionnel à la différence de potentiel $\Delta U$.

Le flux de chaleur $\phi$ à travers la plaque de verre est proportionnel à la différence de température $\Delta T$ entre les deux faces de la plaque.

On définit, par analogie avec la résistance électrique, une résistance thermique $R_{th} = \frac{\Delta T}{\phi}$ et la loi de Fourier énoncée au paragraphe précédent peut s'écrire sous la forme :

$$\phi = \frac{T_2 - T_1}{R_{th}}$$

**Activité 7**



Faire une analyse dimensionnelle et montrer qu'une résistance thermique s'exprime en $K.W^{-1}$.

La résistance thermique d'une plaque de verre de surface S et d'épaisseur e est :

$$R_{th} = \frac{1}{\lambda}\frac{e}{S}.$$

l caractérise le matériau à travers lequel s'écoule la chaleur. On l'appelle conductivité thermique du matériau.

**Activité 8**



1. Faire une analyse dimensionnelle puis indiquer et montrer qu'une conductivité thermique s'exprime en $W.K^{-1}.m^{-1}$.
2. Exprimer le flux de chaleur $\phi$ à travers une plaque de verre plane de surface S et d'épaisseur e, entre les faces de laquelle on maintient une différence de température $\Delta T = T_1 - T_2$.
   Plus le matériau est isolant plus le flux de chaleur traversant ce matériau est faible.
3. On donne la conductivité de deux matériaux, l'un un métal très bon conducteur de la chaleur et l'autre d'un mauvais conducteur de la chaleur comme le verre :

   $$\lambda_1 = 1{,}0\ K.W^{-1}.m^{-1} \text{ et } \lambda_2 = 48{,}0\ K.W^{-1}.m^{-1}.$$

   Laquelle choisiriez-vous pour le verre ?



© Cned - Académie en ligne

**Remarque**

Pour l'exemple précédent, on obtient $\phi = \lambda S \frac{\Delta T}{e}$. On constate que plus la surface S est grande, plus le flux est important, et pour une valeur fixée de S et $\Delta T$, le flux sera d'autant plus grand que la vitre sera mince.

# 4. Énergie interne

## a) Bilans d'énergie mécanique

Lançons un caillou en l'air. Il possède :

- une énergie potentielle dépendant à chaque instant de son altitude ;
- une énergie cinétique $E_c = \frac{1}{2} m V^2$.

Si le caillou descend sous l'effet de son poids, il perd de l'énergie potentielle et gagne de l'énergie cinétique. Ces deux variations sont quasiment égales en valeur absolue.

Considérons maintenant une arbalète. Elle a emmagasiné l'énergie qu'a dépensée l'archer pour la tendre sous forme d'énergie potentielle élastique.



**Figure 11**

Lorsqu'on libère la corde par un mécanisme approprié, cette énergie potentielle est transférée à la flèche sous forme d'énergie cinétique $E_c = \frac{1}{2} m v^2$.

On peut définir ainsi une grandeur énergétique constante appelée énergie mécanique : $E_m = E_c + E_p$.

Par contre, si on touche les différentes pièces mises en contact avec la flèche, on peut se rendre compte que leur température a légèrement augmenté. La relation précédente n'est donc pas tout à fait exacte dans ce cas et on a :

$$E_m = E_p + E_c + \text{chaleur}$$



© Cned - Académie en ligne

Cette énergie transférée sous forme de chaleur existe également dans le premier exemple (caillou) mais elle est trop faible pour être observable facilement. Lorsque nous effectuons des bilans d'énergie, nous ne pouvons donc pas nous contenter de l'énergie mécanique mais nous devons également considérer les transferts thermiques (chaleur).

## b) Notions d'énergie totale et d'énergie interne

Considérons un récipient rigide contenant de l'eau et lançons-le du haut d'un promontoire. Il va acquérir de l'énergie sous forme d'énergie cinétique, tandis que son énergie potentielle de pesanteur va diminuer.

On peut aussi, en le laissant immobile, lui apporter de l'énergie en le chauffant. Nous savons que le liquide va stocker cet apport d'énergie sous forme de chaleur en augmentant son agitation thermique, c'est-à-dire son énergie cinétique sous forme microscopique.

L'énergie cinétique microscopique, ici, est la somme des énergies cinétiques de chacune des molécules de liquide qui s'agitent en tous sens.

On appellera cette énergie microscopique, principalement ici sous forme d'énergie cinétique d'agitation thermique, énergie interne U.

L'énergie totale du système sera $E = U + E_m$.

U = énergie interne d'origine microscopique

$E_m = E_c + E_p$ d'origine macroscopique

***Exemple*** Considérons le gaz sortant à grande vitesse (v = 800 km/h) et à température élevée (T = 1 000°C) d'une tuyère d'avion à réaction. Prenons comme système une « tranche » de gaz de masse m comprise entre les deux plans $P_1$ et $P_2$.

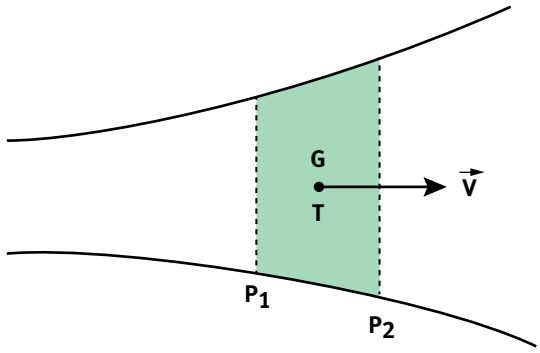



**Figure 12 :** *Détente de gaz dans une tuyère*

Il possède une énergie cinétique macroscopique $\frac{1}{2}mV^2$ où V est la vitesse du centre de gravité de la « tranche », et une énergie cinétique microscopique $E_{c\ micro}$ d'agitation thermique liée à la température du gaz.

$U = E_{c\ micro}$



© Cned - Académie en ligne

$E_m = \frac{1}{2}mV^2 = E_{c\ macroscopique}$, les autres formes d'énergie macroscopique, principalement sous forme d'énergie potentielle, étant négligeables devant la grande énergie cinétique du gaz à la sortie de la tuyère.

Donc $E = U + E_m = E_{c\ micro} + E_{c\ macroscopique}$

## 5. Chaleur et capacité thermique

Quand on chauffe de l'eau dans une casserole, plus la température doit être élevée, plus il faut fournir de chaleur. Plus la masse d'eau à chauffer est grande, plus il faut fournir de chaleur.

Si Q est la quantité de chaleur pour chauffer une masse m d'eau de la température $T_1$ à la température $T_2$, Q est proportionnel à m et à $T_2 - T_1$.

$$Q = m \times c \times \Delta T = m \times c \times (T_2 - T_1)$$

c caractérise la matière que l'on chauffe, c'est la capacité thermique massique de matière. Cette grandeur correspond à la quantité d'énergie à fournir pour élever l'unité de masse de matière de un degré.

Unités $Q$ en joules, $m$ en kilogrammes, $q_2 - q_1$ variation de température en degrés (°C).

Donc $c$ s'exprime en $J.kg^{-1}.K^{-1}$.

**Remarques**

- La variation de température $T_2 - T_1$ a la même valeur en degrés et en kelvins car
$$T(K) = \theta(°C) + 273{,}15.$$
La capacité $c$ pourra donc aussi être exprimée en $^{A\ (X_A, Y_A)}$.
- On peut écrire aussi $Q = C(T_2 - T_1)$ où C = $mc$. C est la capacité thermique du système.

**Activité 9**



**Capacités thermiques massiques de quelques matériaux exprimées en $J.kg^{-1}.K^{-1}$ à 25 °C**

| | |
|---|---|
| Fer | 444 |
| Cuivre | 385 |
| Plomb | 336 |
| Huile liquide | 880 |
| Sable | 835 |
| Verre | 720 |
| Béton | 880 |
| Eau liquide | 4185 |

1. On peut remarquer une valeur élevée de la capacité thermique massique de l'eau. Voyez-vous une importance climatique importante de cette propriété ?



© Cned - Académie en ligne

2 À l'inverse, une famille de matériaux a une valeur très faible de capacité thermique massique. Donner son nom et proposer une explication de cette faible capacité thermique en utilisant l'interprétation microscopique de la chaleur.

## 6. Bilan énergétique d'un système physique

Lorsqu'on fait un bilan énergétique, il faut tout d'abord bien définir le système sur lequel on fait ce bilan. Considérons par exemple comme système de la vapeur d'eau enfermée dans un piston et portée à haute température dans une chaudière (figure 13).

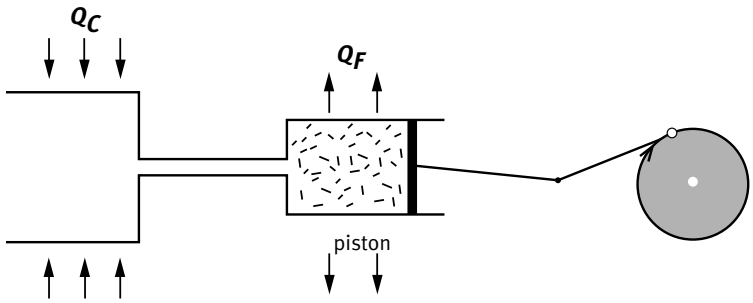



**Figure 13**

Ce gaz reçoit une quantité de chaleur $Q_C$ de la source chaude (chaudière). Ensuite, en détendant dans le piston, il fournit un travail mécanique $W$ qui fera avancer une machine. Au contact de l'extérieur considéré comme une source froide, cette vapeur va céder une quantité de chaleur $Q_F$. Au cours de cette évolution, l'état microscopique, c'est-à-dire son énergie interne U, aura varié. Elle sera passée de la valeur initiale $U_1$ à la valeur finale $U_2$, traduisant une modification microscopique parfois complexe avec éventuellement un changement d'état physique.

On pourra ainsi écrire sous une forme plus pratique, entre autres pour les applications industrielles, le principe de conservation de l'énergie, principe qui ne se démontre pas (comme tout principe) et qui, à ce jour, a toujours été vérifié.

Avant d'écrire ce principe, on prendra comme convention de **compter positivement l'énergie reçue par le système** sous toutes ses formes et **négativement l'énergie rejetée à l'extérieur**. Il est donc extrêmement important de bien définir le système avant de faire un bilan.

Pour notre exemple, le système est la masse m de vapeur d'eau introduite dans le piston. Elle reçoit de la chaudière une quantité de chaleur $Q_C$ ; donc $Q_C > 0$. À la sortie, étant à une température plus faible qu'au départ, mais encore plus élevée qu'à l'extérieur, elle va rejeter de la chaleur. Cette quantité de chaleur $Q_F$ reçue par l'extérieur a été perdue par notre système. Donc $Q_F$ est négatif vis-à-vis du système. En se détendant, le gaz fournit du travail mécanique à l'extérieur pour faire avancer la machine. Donc, vis-à-vis du système, W est négatif.

Les énergies sous toutes les formes échangées avec le système seront des grandeurs algébriques.



© Cned - Académie en ligne

On peut alors écrire le principe de conservation de l'énergie sous la forme suivante :

**Toute l'énergie que reçoit le système sert à augmenter son énergie interne.**

$$\Delta U = \sum Q_i + \sum W_i$$

les grandeurs $Q_i$ et $W_i$ étant comptées algébriquement.

Dans notre exemple : $\Delta U = Q_C + Q_F + W$ avec $Q_C > 0$, $Q_F < 0$ et $W < 0$.

**Activité 10**



Un motocycliste descend, moteur éteint, une route rectiligne. La masse totale, conducteur plus machine, est M = 100 kg. La portion de route, rectiligne, a une longueur L = 100 m et fait un angle de 15 degrés avec l'horizontale. On donne les caractéristiques du mouvement, au départ (en haut de la pente) et à l'arrivée (en bas).

| | Altitude (m) | Vitesse | $E_p$ | $E_c$ | $E_m$ |
|---|---|---|---|---|---|
| Haut | | 36 km/h | | | |
| bas | 0 | 18 km/h | | | |

1. Compléter le tableau : altitude, énergie cinétique, énergie potentielle et énergie mécanique.

2. L'ensemble de freinage, constitué de deux freins à disques de masse totale $m$ = 200 g, est en acier de chaleur massique $c$ = 416 J.kg$^{-1}$.K$^{-1}$. À la fin du freinage, la température de cet ensemble a augmenté de 115 degrés.

   a) Calculer l'augmentation d'énergie interne du système de freinage. D'où vient cette augmentation ?

   b) Quelle quantité de chaleur a été évacuée dans l'air par la ventilation des freins ?

   c) Quelle serait l'augmentation de température des freins si, en l'absence de ventilation, toute la chaleur de freinage avait été absorbée par les freins ?

***Donnée numérique*** g = 9,8 m.s$^{-2}$.

# D Pour conclure

## 1. Résumé

Le monde microscopique, hors de portée de nos sens, est un monde totalement différent de celui dans lequel nous vivons. Le plus petit grain de sable, la plus petite goutte d'eau contient un nombre d'atomes ou de molécules gigantesque, dépassant plusieurs milliards de milliards.

L'Homme, afin d'agrandir le domaine de ses connaissance, a cherché à voir de ses propres yeux l'infiniment petit. À la fin du XVI$^{e}$ siècle, le savant Galilée a été l'un



© Cned - Académie en ligne

des premiers à inventer le microscope. Nous disposons maintenant de microscopes très performants, mais la microscopie optique a ses limites, liées aux propriétés de la lumière (diffraction).

Malgré cette limitation inhérente à la lumière, le physicien Robert Brown observa, au début du XIXe siècle, un phénomène étonnant, qui permit de commencer à comprendre le comportement des atomes et molécules à l'échelle atomique. Un liquide dans un verre nous paraîtra immobile, alors que les molécules le constituant sont animées d'un mouvement désordonné, dit mouvement d'agitation thermique, et cette agitation augmente avec la température.

L'énergie est maintenant un concept qui ne vous est pas inconnu. L'énergie existe sous plusieurs formes (cinétique, potentielle, élastique...) mais il est une forme d'énergie, la chaleur, qui est restée longtemps mystérieuse et que la connaissance du comportement des atomes à l'échelle microscopique a permis de comprendre. La chaleur est stockée par les molécules sous forme d'énergie cinétique d'agitation thermique.

Dès qu'il y a des écarts de températures entre deux endroits voisins, il y a transfert de chaleur. Ces transferts peuvent se faire sous trois types :

- Transfert de chaleur par conduction
- Transfert de chaleur par convection
- Transfert de chaleur par rayonnement.

L'Homme moderne est un grand consommateur d'énergie, mais celle-ci est chère. Aussi a-t-on développé des techniques pour, par exemple, isoler les bâtiments contre les pertes (onéreuses) d'énergie. La notion de résistance thermique permet de traiter les écoulements de chaleur comme un problème d'électricité.

Une différence de potentiel $V_2 - V_1$ aux bornes d'une résistance est la cause d'un courant électrique I à travers celle-ci. Loi d'Ohm :

$$V_2 - V_1 = RI$$

Une différence de température $T_2 - T_1$ de part et d'autre d'un mur est la cause d'un courant d'énergie (puissance thermique $\phi$) à travers celui-ci. $T_2$ . $T_1$ et $\phi$ sont liés entre par une loi analogue à la loi d'Ohm de l'électricité :

$$T_2 - T_1 = R_{th}\ \phi$$

où $R_{th}$ est une grandeur que l'on appelle résistance thermique. La résistance thermique dépend des dimensions et du type de matériau traversé par la chaleur.

La chaleur absorbée par un corps, qu'il soit solide, liquide ou gaz, verra sa température augmenter. Cette énergie d'origine microscopique, que l'on appelle énergie interne U, s'ajoutera à son énergie cinétique ou (et) potentielle d'origine macroscopique.

L'énergie totale d'un système est donc la somme de ses énergies microscopique et macroscopique :

$$E = U + E_c + E_p$$

On constate que certains corps absorbent plus la chaleur que d'autres. On caractérise cette aptitude à emmagasiner l'énergie calorifique par la capacité thermique de ce corps, notée C.



© Cned - Académie en ligne

Pour une variation de température $\Delta T$, l'énergie interne d'un corps de capacité thermique C augmentera de $\Delta U$ selon la relation :

$$\Delta U = C\,\Delta T$$

ou encore, si on est en présence d'un corps de masse m et de capacité thermique massique $c$ :

$$\Delta U = m \times c \times \Delta T$$

$c$ caractérise la matière que l'on chauffe, c'est la chaleur massique de la matière. Cette grandeur correspond à la quantité d'énergie à fournir pour élever l'unité de masse de matière de un degré.

Unités $Q$ en joules, $m$ en kilogrammes, $q_2 - q_1$ variation de température en °C.

Donc $c$ s'exprime en $J\,.\,kg^{-1}.\,K^{-1}$.

L'eau liquide est un corps de grande capacité thermique. Elle absorbe la chaleur solaire en été et la restitue en hiver. Elle joue un rôle modérateur dans les zones côtières, comme la Bretagne, où les hivers sont moins rigoureux que dans les régions continentales, comme la Bourgogne.

De même, on peut expliquer le climat exceptionnellement doux au bord du lac de Côme, l'un des plus grands lacs des Alpes italiennes, en Lombardie. Sa surface est de 140 $km^2$ et sa profondeur 410 m ; il a donc, avec toute l'eau qu'il contient, une grande capacité thermique.



**Figure 14 :** *Lac de Côme, Isola Bella*

## 2. Exercices d'apprentissage

### Exercice 1 — Pertes thermiques

Pour mesurer les pertes thermiques à travers un bâtiment, on réalise une petite construction cubique d'arête a = 2 m. Les quatre murs et le plafond sont en béton de 7,5 cm d'épaisseur et de conductivité thermique $\lambda_1 = 1{,}5 W.K^{-1}.m^{-1}$. Le sol sur lequel repose ce petit bâtiment est calorifugé ; on pourra donc négliger toute perte thermique par le sol.



© Cned - Académie en ligne

À l'extérieur, les murs sont à la température constante $T_2 = 10\,^{\circ}C$. À l'intérieur, un radiateur de résistance $R = 10\,\Omega$, parcouru par un courant $I = 20\,A$, permet, lorsque l'équilibre thermique est atteint, de maintenir une température $T_1$ constante.

1. Quel avantage présente une résistance électrique parcourue par un courant I constant pour fournir de la chaleur dans cette expérience ?

2. Les dimensions de la construction, étant petites, permettent de considérer que les pertes thermiques sur chaque mur et le plafond, constitués du même matériau, de même épaisseur et de même surface, sont égales. Calculer le flux thermique à travers chaque paroi. Dans une maison de dimensions plus grandes, les pertes thermiques sont, à matériaux identiques, beaucoup plus grandes. Pouvez-vous donner une raison à ce constat ?

3. Calculer la résistance thermique d'une paroi de béton aux dimensions ci-dessus. Quelle sera la température intérieure à l'équilibre thermique, c'est-à-dire quand l'apport compense les pertes ?

4. Afin de limiter les pertes de chaleur, on isole de l'intérieur chaque paroi de béton par de la laine de verre que l'on plaque entre le béton et une cloison de plâtre.

**Caractéristiques des constituants d'un mur isolé**

| | Épaisseur e | Surface S | Conductivité thermique |
|---|---|---|---|
| Béton | $e_1 = 7,5\,cm$ | $4\,m^2$ | $\lambda_1 = 1,5 W.K^{-1}.m^{-1}$ |
| Laine de verre | $e_2 = 15\,cm$ | $4\,m^2$ | $\lambda_2 = 0,035 W.K^{-1}.m^{-1}$ |
| Plâtre | $e_2 = 1\,cm$ | $4\,m^2$ | $\lambda_3 = 0,70 W.K^{-1}.m^{-1}$ |

5. Quel courant devra-t-on faire passer dans le radiateur électrique pour maintenir la même température $\theta_1$ à l'intérieur ?

## Exercice 2 — Pompe à chaleur

Dans une pompe à chaleur, un fluide frigorigène parcourt un circuit fermé comprenant :

- Un échangeur qui absorbe une puissance thermique $P_1$ dans une nappe d'eau souterraine dont la température $\theta_1 = 7\,°C$ reste sensiblement constante toute l'année.
- Un moteur électrique fournissant au fluide une puissance P pour le comprimer et le faire circuler.
- Une série de radiateurs à l'intérieur d'une maison, au contact desquels le fluide cède une puissance thermique $P_2$ pour maintenir une température constante $\theta_2 = 25\,°C$.
- Un détendeur pour ramener le fluide frigorigène à basse pression. Le détendeur est une pièce sans parties mobiles qui n'échange aucune puissance avec l'extérieur.

$P_1$, $P_2$ et P sont des grandeurs positives.



© Cned - Académie en ligne

Le schéma de l'installation est représenté ci-dessous.

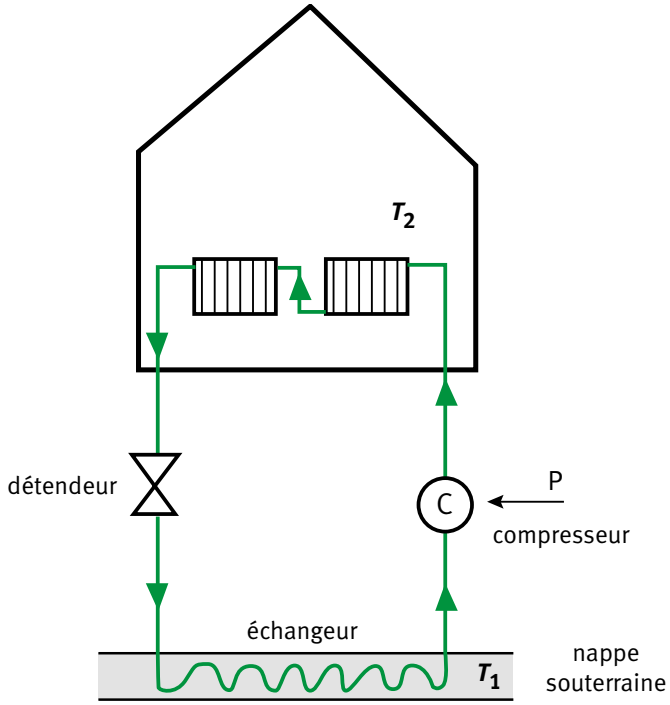



**Figure 15 :** *Pompe à chaleur*

Le système dont on va faire le bilan thermique est le fluide frigorigène, qui met le temps t pour effectuer un cycle (un tour complet). Toutes les grandeurs énergétiques sont des grandeurs algébriques, c'est-à-dire qu'elles sont comptées positivement quand elles sont effectivement reçues par le système et négativement quand elles sont cédées à l'extérieur du système.

Sur un cycle, exprimer :

1. La quantité de chaleur $Q_1$ reçue algébriquement par le fluide au contact de l'échangeur ? Quel est son signe ? Justifier.
2. La quantité de chaleur $Q_2$ reçue algébriquement par le fluide au contact des radiateurs ? Quel est son signe ? Justifier.
3. Le travail mécanique W reçu algébriquement de la part du moteur. Quel est son signe ? Justifier.
4. Faire un bilan énergétique sur un cycle en reliant la variation d'énergie interne $\Delta U$ aux grandeurs exprimées dans les trois questions précédentes.
5. Après avoir fait un tour complet, les molécules de fluide se retrouvent dans les mêmes conditions de température et de pression. Que peut-on dire de la valeur numérique de $\Delta U$ ?
   Quelle relation lie alors P, $P_1$ et $P_2$ ?
6. Les mesures faites sur la pompe à chaleur en régime permanent donnent :
   P = 5 kW, $P_2$ = 55 kW.



© Cned - Académie en ligne

Le propriétaire de la pompe ne dépense que l'énergie nécessaire pour faire marcher le compresseur. C'est la dépense. La recette est la chaleur que l'on récupère dans la maison.
Pour une pompe à chaleur, on définit une grandeur e que l'on appelle efficacité :

$$e = \frac{recette}{dépense}$$

Exprimer $e$ en fonction de deux des trois puissances. Calculer sa valeur numérique.

7 Essayons de comprendre la signification physique de l'efficacité. Si l'on utilise un chauffage électrique et que l'on a besoin pour maintenir les pièces d'une maison à température constante, quelle puissance électrique devrez-vous payer à EDF pour fournir un kW en puissance thermique ?
En payant la même somme pour faire « tourner » la pompe à chaleur ci-dessus, quelle puissance thermique récupérerez-vous ? Conclusion ?

## Exercice 3

Dans une centrale thermique, il y a :

- Une chaudière dans laquelle on brûle du charbon pour porter de l'eau à l'état de vapeur à haute température et haute pression.
- Une turbine dans laquelle la vapeur d'eau se détend pour faire tourner la turbine. La turbine est couplée à un alternateur qui crée de l'énergie électrique.
- Un condenseur où l'eau est récupérée à l'état liquide et à basse pression, avant d'être renvoyée à la chaudière.

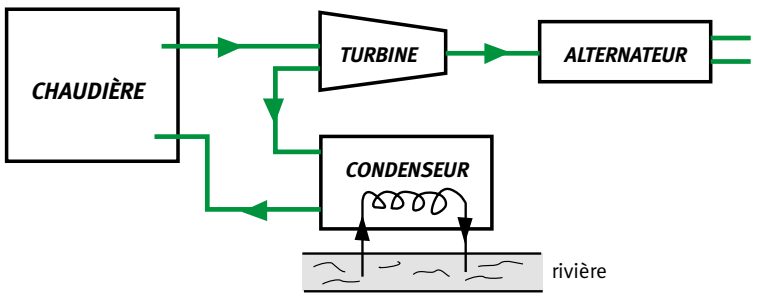



**Figure 16 :** *Centrale thermique*

1 Donner la chaîne de transformation de l'énergie entre l'entrée de la turbine et la sortie de l'alternateur.

2 Le rendement de l'alternateur est $r_A = 1$, celui de la turbine est $r_T = 0{,}84$. La puissance électrique fournie par l'alternateur est de 1 000 MW. La puissance thermique de la chaudière vaut $P_C = 3\,400\ MW$.
Quelle est la puissance thermique fournie par la vapeur dans la turbine ?

3 On fournit de l'énergie, qui a un coût, dans la chaudière. On récupère de l'énergie électrique à la sortie de l'alternateur que l'on peut vendre à des utilisateurs extérieurs. Comment définiriez-vous le rendement de cette centrale ? Quelle est sa valeur ?



© Cned - Académie en ligne

4. L'eau fait un cycle fermé. Elle sort à une température $T_C$ de la chaudière, subit une détente dans la turbine, où elle cède de l'énergie, elle arrive à une température basse dans le condenseur, puis retourne dans la chaudière, d'où elle ressort à la température $T_C$ .
   Après un cycle (un tour complet), que peut-on dire de la variation d'énergie interne de l'eau ?
   De ce constat, peut-on calculer la puissance thermique rejetée dans le condenseur, que l'on appelle aussi source froide ? Si oui, calculer cette puissance $P_F$.

5. Calculer la capacité thermique de 1 $m^3$ d'eau.

6. Afin de maintenir la température du condenseur constante, on fait circuler, à l'intérieur du condenseur, dans un serpentin, de l'eau d'une rivière. Pour des raisons écologiques, l'augmentation de température de l'eau de la rivière à la sortie du serpentin est limitée à 10 degrés. Quel doit être le débit D de l'eau pour que cette condition soit vérifiée ? On fera pour cela un bilan sur le condenseur. Quel est le type de transfert qui se produit entre l'eau du condenseur et l'eau du serpentin : conduction, convection où rayonnement ?

***Donnée numérique*** Chaleur massique de l'eau : c = 4 180 $J.kg^{-1}.K^{-1}$.



© Cned - Académie en ligne

# 3 Transferts quantiques d'énergie

## A Objectifs d'apprentissage

- Connaître le principe de l'émission stimulée.
- Connaître les principales propriétés du laser.
- Associer un domaine spectral à la nature de la transition mise en jeu.

## B Pour débuter le chapitre

### Interaction lumière/atome

Pour comprendre le fonctionnement d'un laser, il nous faut, au préalable, rappeler et compléter quelques connaissances que nous avons sur l'interaction entre une onde lumineuse et un atome ou une molécule.

**• Émission spontanée**

Supposons un atome ou une molécule dans un état excité d'énergie $E_j$. Cet état est instable pour l'atome. Il redescend spontanément à un niveau d'énergie inférieur $E_i$ en émettant, sous forme de lumière, une énergie caractéristique $E$ (un photon) de valeur correspondant à l'écart entre les deux niveaux.

$$E = E_j - E_i$$

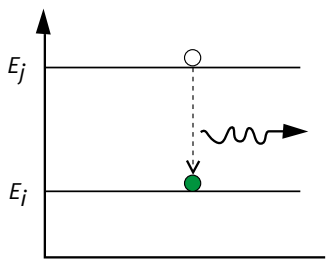



**Figure 17 :** *Émission spontanée*

Un photon peut être considéré comme un paquet d'ondes lumineuses dont la fréquence $\nu$ est donnée par la relation fondamentale de Planck :

$$h\nu = E_j - E_i$$

où $h$ est la constante de Planck : $h = 6{,}626\,10^{-34}$ J.s.



© Cned - Académie en ligne

### • Absorption

De la même façon, cette molécule peut passer de son niveau fondamental d'énergie $E_1$ à un niveau excité d'énergie $E_i$ en absorbant un photon dont l'énergie $E$ correspond à l'écart entre les deux niveaux.

$$E = E_j - E_1$$

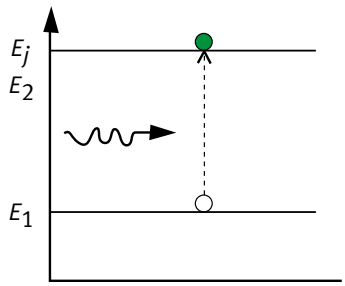



**Figure 18 :** *Absorption*

**Remarque**

L'émission spontanée se produit dans n'importe quelle direction de l'espace.

Einstein, en 1917, évoque, dans un article très en avance sur son temps, une troisième possibilité d'interaction entre la matière et la lumière : l'émission stimulée.

### • Émission stimulée

Considérons un milieu dans lequel des atomes se trouvent dans un état excité de niveau $E_3$.

L'émission stimulée correspondra au phénomène où un photon d'énergie $E = E_3 - E_2$ présent dans le milieu provoquera ou stimulera l'émission d'un autre photon en désexcitant un atome du niveau $E_3$ au niveau $E_2$.

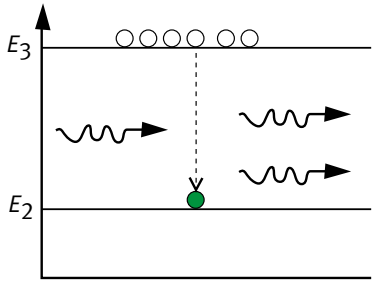



**Figure 19 :** *Émission stimulée*



© Cned - Académie en ligne

Ce second photon émis, appelons-le photon jumeau, a toutes les caractéristiques du premier photon. Il aura la même fréquence, la même direction de propagation et la même phase.

Que veut dire « même phase » ? Les ondes lumineuses associées à ces photons oscillent en même temps et sont synchronisées, comme le montre la figure 20. Cette propriété s'appelle la cohérence. Nous l'avons déjà rencontrée dans la séquence 1 (chapitre 5 ; paragraphe B1) : il était montré l'impossibilité d'obtenir des interférences à partir de deux sources laser émettant des faisceaux lumineux monochromatiques de même longueur d'onde car les ondes émises n'étaient pas cohérentes entre elles.

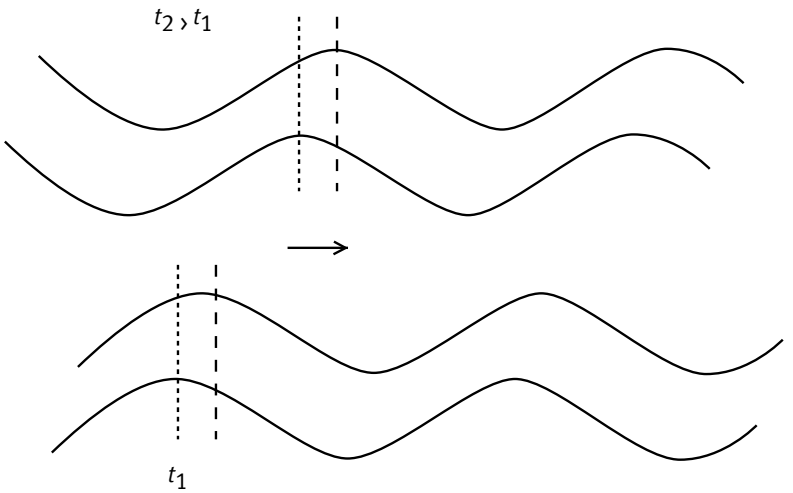



**Figure 20 :** *Deux ondes cohérentes à deux instants*

Ces deux photons donnent à leur tour naissance à deux nouveaux photons induits. Cela donne très vite à cette émission un caractère très directif, très intense et parfaitement défini en fréquence et en longueur d'onde.

C'est une émission stimulée par l'onde incidente, d'où le nom d'émission stimulée. Sans la présence d'une onde lumineuse incidente, ce type d'émission n'existe pas.

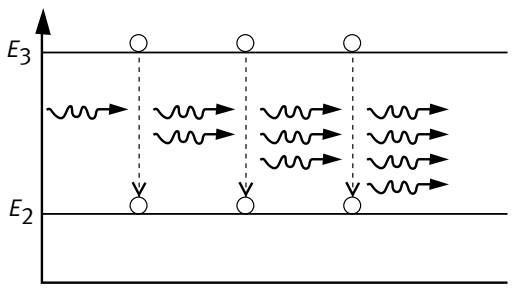



**Figure 21 :** *Émission stimulée*



© Cned - Académie en ligne

Cette émission sera fondamentale dans l'effet laser. Un laser utilise l'émission stimulée pour amplifier une onde lumineuse. Le mot LASER est un acronyme pour « Light Amplification by **Stimulated Emission** of Radiation ».

# C Pour apprendre

Si l'on arrive à entretenir l'émission stimulée, on pourra créer une amplification de la lumière dans une direction unique.

Quels sont les problèmes à surmonter pour faire un laser ?

Peut-on faire un laser avec n'importe quel atome ?

## 1. Population des niveaux d'énergie

Supposons que nous disposions d'un très grand nombre d'atomes identiques en équilibre thermique.

Un constat : tous les atomes ne sont pas dans leur état fondamental d'énergie. Le physicien Boltzmann a montré que :

- La population la plus nombreuse est celle du niveau énergétique le plus bas, donc le plus stable.
- La population à un niveau donné est toujours plus faible que celle des niveaux inférieurs.
- Une équation (l'équation de Boltzmann : hors programme) permet de connaître le nombre d'atomes à un niveau donné. Globalement, la population des niveaux diminue lorsque l'énergie du niveau augmente, et cette variation est exponentielle (donc rapide).

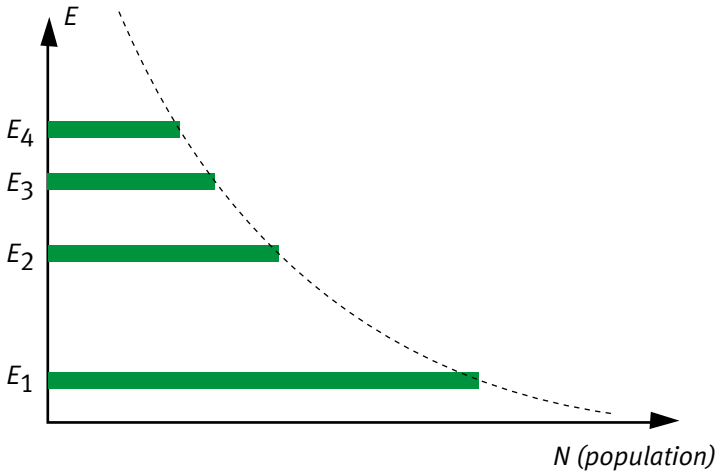



**Figure 22 :** *Occupation des niveaux d'énergie*



© Cned - Académie en ligne

***Exemple*** Considérons deux niveaux d'énergie $E_1$ et $E_2$ distants de 0,5 eV à la température ambiante (27 °C = 300 K).

Si, au niveau fondamental $E_1$, le plus bas, nous avons par exemple un milliard d'atomes, $N_1 = 10^9$, alors, au niveau supérieur $E_2$, la population de ce niveau sera $N_2 = 4$.

Vu les différences gigantesques de population sur les deux niveaux, l'absorption l'emportera sur l'émission stimulée. Un photon sera absorbé pour chaque atome qui passera à un niveau d'énergie supérieur. Il y aura donc **atténuation du faisceau lumineux** qui traversera le milieu.

## 2. Pompage optique

### a) Que faut-il pour que le faisceau laser soit amplifié et non atténué ?

Il faut que l'émission stimulée l'emporte sur l'absorption.

Plus il y a d'atomes dans l'état fondamental, plus il y aura d'atomes qui pourront aller dans un état excité en absorbant un photon. De même, plus il y aura d'atomes dans un état excité, plus il y aura de photons émis quand ceux-ci redescendront dans un état inférieur.

En conclusion, l'émission ou l'absorption est proportionnelle à la population sur le niveau de départ.

Il faudra donc, pour avoir une amplification du faisceau, **inverser les populations des niveaux**, c'est-à-dire peupler les niveaux plus élevés en dépeuplant les niveaux inférieurs.

Alors l'émission stimulée l'emportera sur l'absorption et le faisceau sera amplifié.

L'inversion de population, condition nécessaire pour obtenir l'effet laser, nécessite un **apport d'énergie très rapide**. Le procédé d'inversion est appelé **pompage**. Il existe de nos jours de nombreux types de lasers ayant chacun leur procédé de pompage. Nous ne les mentionnerons pas tous mais, pour les principaux, on a :

- pompage optique : excitation des atomes par une source lumineuse intense ;
- pompage par décharges électriques ;
- pompage par passage de courant.

Le pompage optique a été inventé par le physicien français Alfred Kastler, invention pour laquelle il a obtenu le prix Nobel de physique en 1956.

### b) Peut-on faire un laser avec n'importe quel atome ?

Le problème de l'inversion de population étant résolu, peut-on faire un laser avec n'importe quel atome ? La réponse est non. Expliquons pourquoi.

Il ne faut pas, quand on fait passer un grand nombre d'atomes sur le niveau d'énergie supérieur, les laisser retomber spontanément au niveau d'énergie infé-



© Cned - Académie en ligne

rieur. Or, pour la majorité des atomes, c'est ce qu'il se passe : **l'émission spontanée** dépeuple aussitôt le niveau qui vient d'être « chargé ».

Heureusement, il existe des éléments qui possèdent des états que l'on appelle « **métastables** » pour lesquels l'émission spontanée est très faible sur certains niveaux d'énergie. C'est sur ces niveaux que l'on cherche à stocker beaucoup d'atomes avant de les forcer à un niveau inférieur par émission stimulée.

C'est ce que l'on a réalisé avec le laser à rubis, un laser dit à trois niveaux.

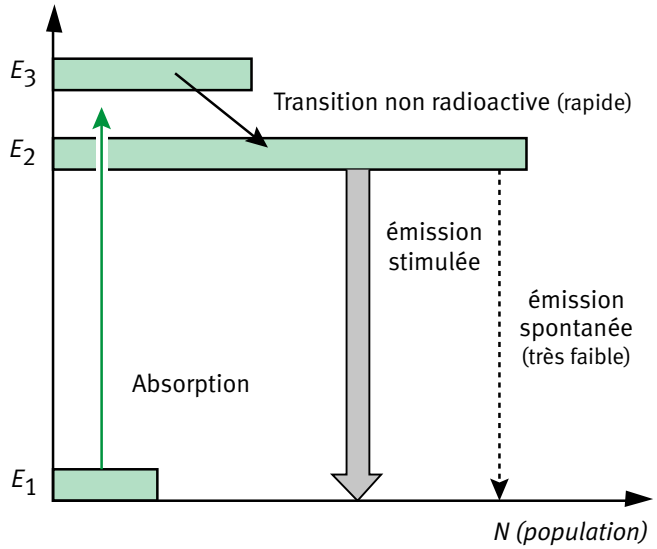



**Figure 23 :** *Laser à rubis, à trois niveaux*

Le pompage optique a lieu du niveau $E_1$ au niveau $E_3$. Ensuite, les atomes passent du niveau $E_3$ au niveau $E_2$ par une transition non radiative, c'est-à-dire sans émission de lumière. Le niveau $E_2$ est un niveau métastable, permettant de stocker les atomes pour réaliser l'inversion de population et pour lequel l'émission spontanée est peu probable.

## 3. La cavité résonante

Le milieu actif rendu amplificateur par un mécanisme de pompage est inséré dans une cavité constituée de deux miroirs plans parallèles. Enfermée entre ces miroirs, la lumière fait de multiples allers et retours ; l'émission stimulée se reproduit des milliards de fois. L'un des miroirs qui n'est pas complètement réfléchissant (coefficient de réflexion en énergie R = 99,99 %) laisse échapper le faisceau laser.

Cette cavité doit avoir une longueur multiple de $\frac{\lambda}{2}$ où $\lambda$ est la longueur d'onde de la radiation émise. On retrouve cette condition dans tous les systèmes générant des ondes stationnaires.



© Cned - Académie en ligne

## Activité 11

### Document : étude d'un laser He–Ne d'après « Cavité optique et faisceaux gaussiens »

(Yannick Dumeige et Jean-Francois Roch, 18 novembre 2002)

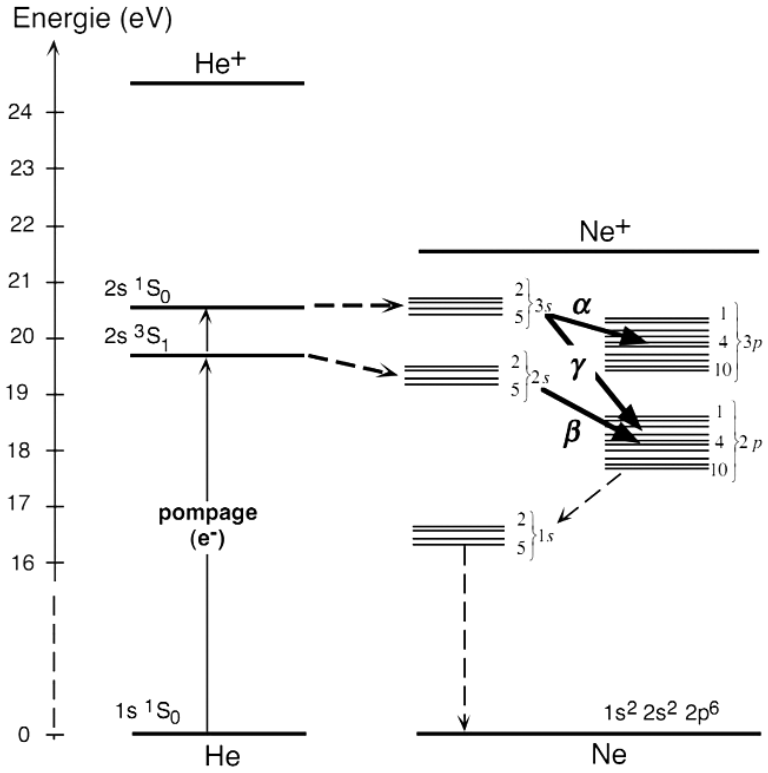



**Figure 24 :** *Niveaux d'énergie des atomes He et Ne, et principales raies laser possibles représentées en flèches grasses*

On remarquera la coïncidence entre les niveaux $2s^1S$ et $2s^3S$ de l'hélium et les niveaux 2s et 3s du néon. Les différentes raies situées dans le domaine visible correspondent à des transitions entre les sous-niveaux des groupes 3s, 2s et 2p et 3p du néon. La transition la plus intense $3S_2 \rightarrow 2P_4$ correspond à la raie rouge à $\lambda = 632{,}8$ nm bien connue de ce laser. Les He–Ne verts fonctionnent sur la raie à $\lambda = 543{,}5$ nm sur laquelle le gain optique est le plus faible. Le premier laser He–Ne construit en 1961 par Ali Javan aux Bell Labs (Murray Hill, NJ) [1] fonctionnait sur la raie à 1,15 mm. L'effet laser sur la raie rouge fut démontrée une année plus tard [2].

Bien qu'il ne constitue pas lui-même le milieu actif, l'hélium joue un rôle essentiel dans le processus de pompage optique qui aboutit à la création de l'inversion de population entre les niveaux précédents. Les chocs des électrons sur les atomes d'hélium portent ceux-ci dans les deux niveaux métastables $2s^3S_1$ et $2s^1S_0$. Ces niveaux ont des énergies qui coïncident sensiblement avec celles des niveaux 2s et 2p de l'atome de néon. Un processus d'échange d'énergie par collision résonante permet de peupler ces niveaux, ce qui réalise à travers quatre étapes l'inversion de population nécessaire pour l'obtention du gain laser.



© Cned - Académie en ligne

La figure 25 donne les différents niveaux d'énergie de l'ion $Ne^+$. On constate que la répartition des niveaux est plus complexe que pour l'atome d'hydrogène car, à la différence de ce dernier élément, l'ion sodium $Na^+$ possède 10 électrons. Sur cette figure, nous donnons les trois principales raies d'émission à partir de niveaux métastables.

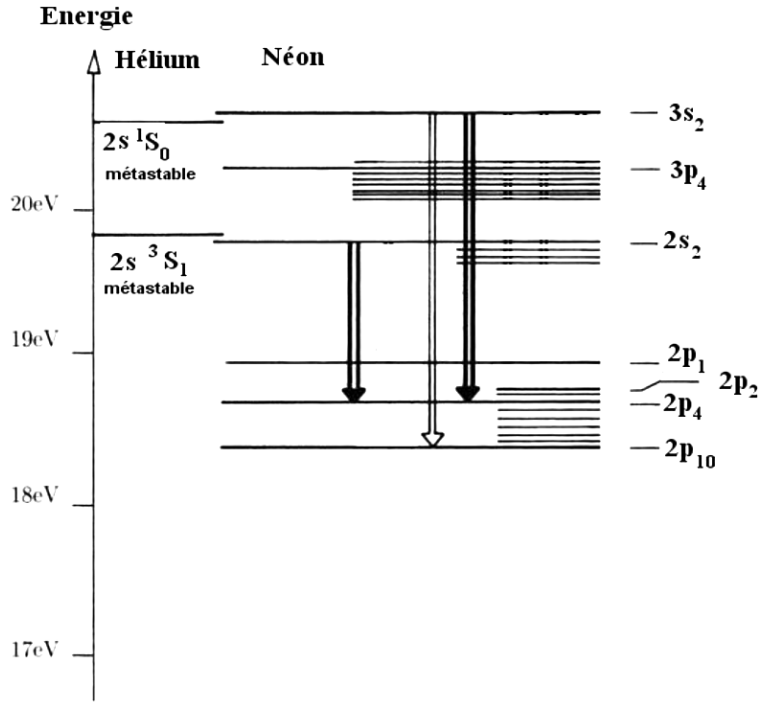



**Figure 25**

1. La transition correspondant au passage des niveaux $3s^2 \rightarrow 2p^4$ à la transition émet la raie rouge à $\lambda = 632{,}8$ nm. Retrouver la valeur de cette longueur d'onde à partir d'une exploitation de la figure 25. Il sera difficile de retrouver précisément cette valeur compte tenu de la précision des mesures que l'on peut avoir avec un double décimètre, mais un repérage soigné donnera une valeur proche de la valeur réelle de $\lambda$.

2. Toujours en exploitant la figure 25, calculer les longueurs d'onde d'émission correspondant aux transitions $3s_2 \rightarrow 2p_{10}$ et $2s_2 \rightarrow 2p_4$. Laquelle correspond à l'émission de la raie verte ? Dans quel domaine d'émission se situe la troisième raie ?

3. À partir des trois paragraphes précédents et du document suivant, effectuer un devoir de synthèse d'une quinzaine de lignes dans lequel vous expliquerez comment émettre un faisceau laser à partir d'un mélange gazeux d'ions $He^+$ et $Ne^+$.



© Cned - Académie en ligne

## 4. Propriétés du rayonnement laser

Les caractéristiques du rayonnement laser sont :

- L'onde émise est **monochromatique**.
- le faisceau émis est **très peu divergent** : quelques milliradians. Cette propriété est une conséquence des multiples réflexions ayant lieu dans la cavité laser. En conséquence, la puissance lumineuse concentrée dans le faisceau est très élevée. Par exemple, le faisceau d'un petit laser hélium néon d'une puissance d'émission de quelques milliwatts a une luminance, dans le rouge, mille fois supérieure à celle du soleil.

La luminance est l'intensité lumineuse d'une source lumineuse dans une direction donnée, divisée par l'aire apparente de cette source dans cette même direction.

**Activité 12**



Un faisceau laser a un rayon de 1 mm à la sortie d'un laser. Afin de mesurer la divergence du faisceau, on dirige le faisceau perpendiculairement à un mur distant de D = 100 m. On observe une tache lumineuse circulaire de rayon R = 6 cm.

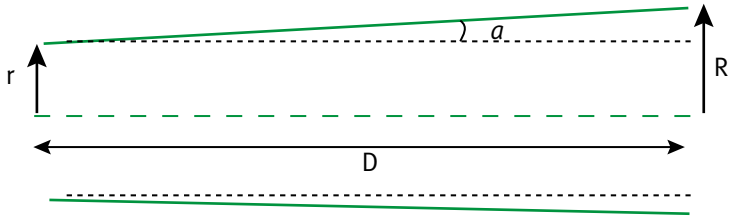



**Figure 26**

1. Exprimer $\tan\alpha$ en fonction de r, de R et de D (figure 26).
2. Pour les petits angles, quand ils sont exprimés en radians, on a : $\tan\alpha \approx \alpha$. Calculer $\alpha$, angle de divergence du faisceau. Exprimer $\alpha$ en radians puis en degrés.

**Activité 13**



À partir du document vidéo disponible à l'adresse suivante, expliquer pourquoi les sabres laser utilisés dans les films *Star wars* sont irréalistes : http://www.universcience.tv/media/3629/star-wars-et-le-sabre-laser.html

## 5. Constituants d'un laser

Un laser comprend :

- un milieu actif ;
- une source lumineuse intense apportant l'énergie suffisante pour réaliser le pompage optique dans le milieu actif ;
- deux miroirs parallèles dont l'un est semi-transparent créant une cavité optique.



© Cned - Académie en ligne

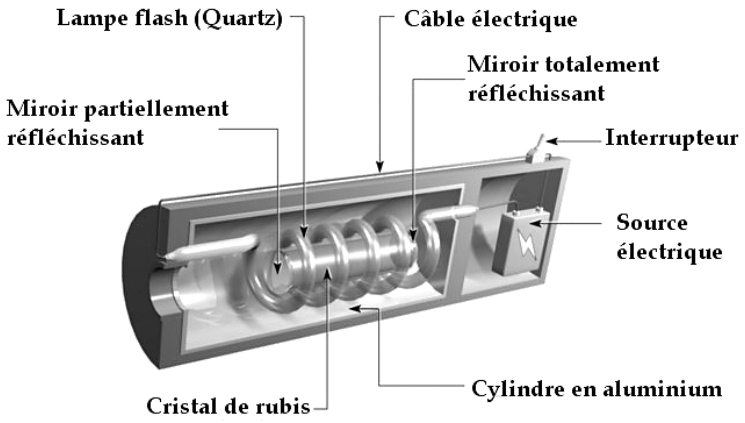



**Figure 27 :** *Laser à rubis (source documentaire)*

## Activité 14



❶ À partir de la figure 25, sur un laser à rubis, indiquer quels sont les éléments suivants :

**a)** l'élément constituant le milieu actif ;

**b)** l'élément constituant la source apportant l'énergie pour réaliser le pompage optique ;

**c)** les éléments limitant la cavité résonante.

Le rubis est un élément qui utilise trois niveaux pour obtenir l'effet laser. **En prenant pour origine le niveau** $E_1$, les niveaux 2 et 3 ont pour valeur : $E_2 = 1{,}71\,eV$, $E_3 = 2{,}26\,eV$.

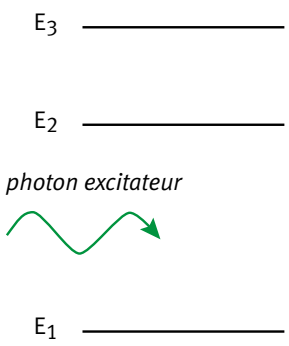



**Figure 28**

❷ Quel est le niveau métastable ?

Quelles sont la longueur d'onde de la radiation émise et sa couleur ?

❸ Ce laser émet par impulsions brèves, chaque impulsion a une puissance de 10 W et dure une nanoseconde. La fréquence $f$ d'émission des impulsions est de 100 MHz. Quelle est la puissance moyenne d'émission du laser ?

***Donnée*** $h = 6{,}626\ 10^{-34}$ J.s.



© Cned - Académie en ligne

## 6. Quelques lasers

Il est difficile de classer les différents types de lasers. Cette classification dépend du ou des critères choisis : nature du milieu amplificateur, puissance, utilisation…

### a) Lasers solides

Les lasers solides utilisent comme milieu amplificateur des verres dopés (rubis, chrome, néodyme).

Ce sont des lasers puissants qui peuvent émettre dans le visible, l'ultraviolet, les rayons X.

Pour les plus puissants, ces lasers émettent par impulsion.

### b) Lasers liquides

Le milieu actif est un liquide, colorant organique, dont on peut régler la longueur d'onde d'émission. La gamme d'émission s'étend de l'ultraviolet à l'infrarouge.

### c) Laser à gaz

Le milieu actif est un gaz contenu dans un tube isolant. Les plus connus sont les lasers à argon, hélium-néon et $CO_2$. Ces derniers émettre de fortes puissances dans l'infrarouge : $\lambda = 10\,\mu m$.

## 7. Quelques applications des lasers

### a) Applications théoriques

Les lasers ont toujours été, depuis leur début, des instruments de choix en recherche fondamentale. C'est une source de choix car elle est stable, quasi monochromatique et, au besoin, puissante. Elle a toujours été très utilisée dans les laboratoires de recherche et a permis de comprendre et d'expliquer des phénomènes physiques fondamentaux.

Actuellement, des lasers de grande puissance sont utilisés en physique nucléaire dans l'étude de la fusion atomique.

### b) Applications médicales

Elles sont nombreuses. Le laser est utilisé en chirurgie, en particulier en chirurgie de l'œil. Citons aussi les applications en neurochirurgie, en odontologie, etc.

En recherche médicale, le laser est utilisé pour étudier l'interaction de la lumière avec les tissus biologiques.



© Cned - Académie en ligne

### c) Autres applications

Applications dans le domaine grand public, citons :

- Diodes laser utilisées dans la lecture des CD et DVD.
- Utilisation comme fil à plomb ou comme guide dans les travaux publiques et le bâtiment.
- Lecteurs de codes-barre.
- Imprimantes laser.

Dans des domaines plus scientifiques, les lasers sont utilisés en météorologie pour analyser la pollution dans l'atmosphère, en télécommunications pour les transmissions dans les fibres optiques.

Nous ne pouvons citer toutes les applications qui existent maintenant et qui ne cessent d'augmenter.

# D Pour conclure

## 1. Résumé

L'interaction de la lumière avec la matière a depuis toujours intéressé les physiciens. C'était un des domaines de recherche fondamentale les plus étudiés à la fin du XIX$^{e}$ siècle et au début du XX$^{e}$ siècle.

Les niveaux d'énergie des atomes sont quantifiés et les électrons qui gravitent autour du noyau peuvent **absorber** ou **émettre** des quanta d'énergie lumineuse.

La longueur d'onde $\lambda$ d'un photon émis lors d'une transition du niveau i au niveau j est donnée par la relation de Planck : $h\nu = h\frac{c}{\lambda} = E_i - E_j$

Un phénomène nouveau, évoqué par Einstein et mis en évidence expérimentalement, est **l'émission stimulée**, c'est-à-dire l'émission de lumière par les atomes déclenchée par un photon.

Cette émission stimulée permet, lorsqu'on a beaucoup d'électrons dans un état d'énergie excité, d'**amplifier** le faisceau incident.

Mais, en réalité, lorsqu'on considère un système, un gaz par exemple, à l'équilibre thermique, les atomes sont en grande majorité dans leur état fondamental. Plus le niveau d'énergie des états est élevé, moins il y a d'atomes dans ces états. Ainsi, si l'on éclaire ce gaz, il y aura plus de photons absorbés que de photons émis. Le faisceau sera donc atténué.

Il faudra donc, pour amplifier un faisceau lumineux, **inverser les populations**, c'est-à-dire densifier les niveaux d'énergie plus élevés au détriment du niveau fondamental qui, lui, devra être dépeuplé.

La maîtrise de ce processus d'inversion aura une conséquence importante : la réalisation des **amplificateurs de lumière**, les **lasers**.



© Cned - Académie en ligne

**Conditions pour obtenir l'effet laser**

**a)** Réaliser l'inversion de population par une méthode appelée pompage.

**b)** Trouver les bons éléments. En effet, tous les atomes ne peuvent convenir. Il faut que les électrons restent un temps suffisant dans un niveau excité pour qu'il soit suffisamment peuplé et qu'un photon déclenche l'émission stimulée. Ces niveaux d'énergie particuliers sont des niveaux dits métastables, et tous les atomes n'en possèdent pas.

**c)** Afin d'avoir une grande amplification, le faisceau doit passer et repasser dans le milieu amplificateur dans une **cavité** constituée de deux miroirs parallèles dont l'un n'est pas complètement réfléchissant. Pour que le faisceau ne se détruise pas par interférences dans la cavité, celle-ci doit être **résonante**, c'est-à-dire que sa longueur doit être un multiple de la demi-longueur d'onde de la lumière émise.

Les lasers sont très utilisés en recherche scientifique, médicale, et dans la vie courante.

## 2. Exercices d'apprentissage

### Exercice 4

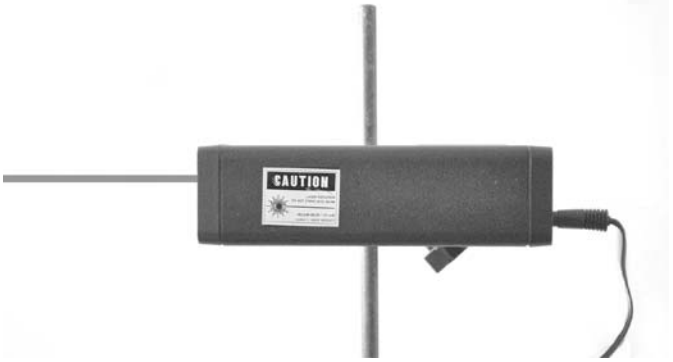
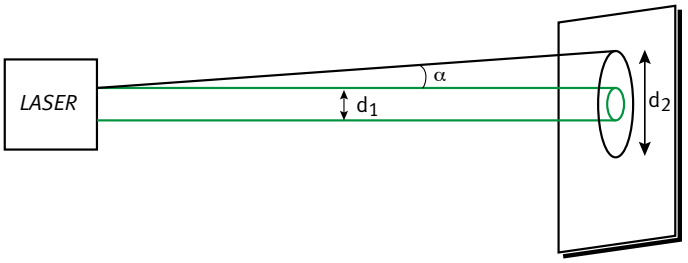



**Figure 29 :** *Laser de laboratoire hélium-néon*

Un petit laser de laboratoire émet un faisceau de lumière monochromatique, de longueur d'onde 632,8 nm, de diamètre $d_1 = 1$ mm à sa sortie avec une puissance P = 95 mW. La divergence du faisceau est caractérisée par son demi-angle au sommet $\alpha = 0{,}1$degré.

1. Quelles sont la fréquence d'émission de la radiation et la couleur du faisceau ?
2. Calculer le diamètre $d_2$ de la tache située à 5 mètres du laser.






© Cned - Académie en ligne

3. À la surface de la Terre, l'éclairement énergétique moyen du Soleil (puissance reçue sur unité de surface éclairée) est $E_S = 1{,}2 kW.m^{-2}$. Comparer l'éclairement E du faisceau sur l'écran à $E_S$. Conclusion.

## Exercice 5 Télémétrie laser

Lors de la mission Apollo 11, les cosmonautes ont déposé des miroirs en coin de cube qui ont la propriété de renvoyer une lumière incidente de la direction d'où elle vient. Placé au foyer d'un télescope sur Terre, un laser envoie une impulsion très brève, de longueur d'onde $\lambda = 632{,}8\,\text{nm}$ vers ces miroirs situés sur la Lune. L'impulsion d'énergie 0,5 J est émise pendant 100 picosecondes. Une partie de l'énergie est reçue en écho 2,457 secondes après l'émission.

1. Calculer la puissance d'émission de cette impulsion.
2. Calculer la distance Terre-Lune.
3. Quelle est l'énergie de chaque photon ? Combien de photons ont été émis pendant une impulsion ?
4. Le signal d'écho est très faible E = 4,71 femto joules (1 femto joule = $10^{-15}$ J). Combien de photons ont été reçus dans cet écho ?

## Exercice 6

Un laser à gaz carbonique, utilisé comme laser de puissance, émet dans le domaine non visible. La longueur d'onde d'émission est $\mathrm{l} = 10{,}6\ \mathrm{mm}$.

1. Dans quel domaine de longueur d'onde se situe cette émission ?
2. La puissance d'émission étant élevée, P = 400 W, ce type de laser ne peut fonctionner que par impulsion. Chaque impulsion dure 1 ms et la fréquence d'émission f = 200 Hz. Quelles sont la puissance et l'énergie d'une impulsion ?



© Cned - Académie en ligne

# 4 Aspect ondulatoire de la lumière

## A Objectifs d'apprentissage

- Savoir que la lumière présente des aspects ondulatoire et corpusculaire.
- Extraire et exploiter des informations sur les ondes de matière et sur la dualité onde-particule.
- Connaître et exploiter la relation p = h/l.
- Identifier des situations physiques où le caractère ondulatoire de la matière est significatif.
- Extraire et exploiter des informations sur les phénomènes quantiques pour mettre en évidence leur aspect probabiliste.

## B Pour débuter le chapitre

Nous savons que pour se propager d'une source à notre oreille, le son a besoin d'un support matériel : l'air, l'eau ou un solide. La lumière solaire, pour atteindre notre planète, la Terre, traverse le vide. C'est donc une grande différence avec le son : elle n'a pas besoin de support pour se propager.

### Activité 15

**Une controverse scientifique**



La science a souvent avancé par des échanges de points de vue contradictoires sur la nature de l'Univers qui nous entoure. Parmi ceux-ci s'est posée la question de savoir si de la lumière est un flux de particules (hypothèse corpusculaire) ou un paquet d'ondes (hypothèse ondulatoire).

À l'aide d'une recherche sur Internet ou dans une encyclopédie, associer une année au phénomène découvert, au physicien dans la liste suivante :

- Thomas Young, Albert Einstein, René Descartes, Isaac Newton ;
- Dispersion, réfraction, effet photo-électrique, interférences ;
- 1678, 1637, 1905, 1801.

Classer ces associations en deux ensembles suivant qu'elles contribuent à une hypothèse corpusculaire ou ondulatoire de la lumière.



© Cned - Académie en ligne

| Hypothèse corpusculaire | | | Hypothèse ondulatoire | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Année | Physicien | Phénomène | Année | Physicien | Phénomène |
| | | | | | |
| | | | | | |
| | | | | | |
| | | | | | |

Il fallut attendre le début du XIX$^{e}$ siècle quand le médecin anglais Thomas Young réalisa, en 1801, une expérience d'interférences avec la lumière, laquelle confirme que la lumière est une onde.

# C Pour apprendre

## 1. Aspect ondulatoire de la lumière

### a) Expérience des fentes de Young

On réalise l'expérience suivante. Une source laser hélium néon émettant une lumière quasi monochromatique rouge éclaire deux fentes verticales très fines, parallèles, distantes de quelques dixièmes de millimètre. Derrière ces fentes, on place un écran sur lequel on observe la figure d'interférences. On observe suivant la direction Ox des franges alternativement rouges et noires, ce qui est typique du phénomène d'interférences.

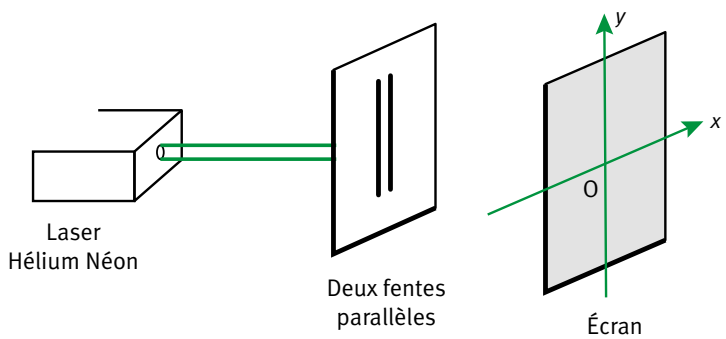



**Figure 30 :** *Schéma de l'expérience d'interférences*

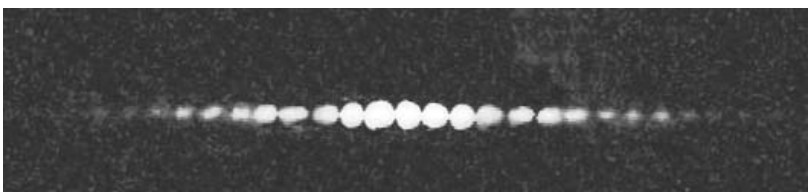


**Figure 31 :** *Figure d'interférences*



© Cned - Académie en ligne

Reprenant la théorie d'Huygens, Augustin Fresnel expliqua le résultat de l'expérience de Young par le comportement ondulatoire de la lumière, sans préciser la nature des ondes lumineuses.

De nombreuses autres expériences d'interférences et de diffraction vinrent confirmer le caractère ondulatoire de la lumière.

### b) Diffraction de la lumière

Lorsqu'on envoie un faisceau laser sur une fente très fine, ou sur un fil très fin (cheveu), on observe, sur un écran placé derrière cet objet, une figure de diffraction caractéristique du comportement ondulatoire de la lumière.

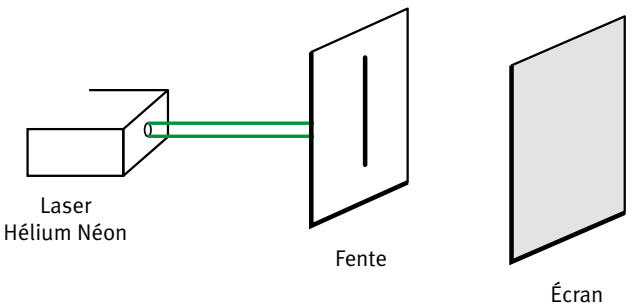



**Figure 32 :** *Schéma de l'expérience de diffraction*

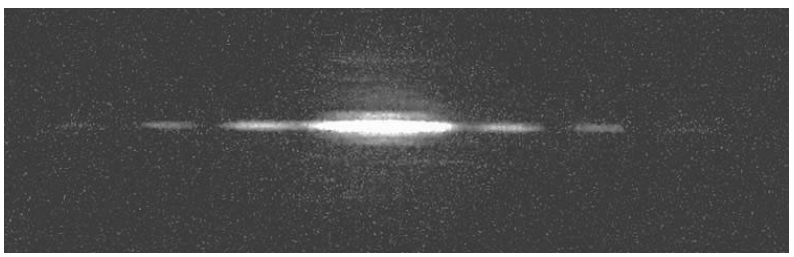


**Figure 33 :** *Figure de diffraction*

## 2. Aspect particulaire de la lumière

La nature de la lumière, qui est une onde électromagnétique, fut comprise et expliquée principalement par les travaux de Hertz et Maxwell. Le modèle ondulatoire de la lumière était pleinement accepté par la communauté scientifique… jusqu'à ce que Einstein, au début du XX$^{e}$ siècle énonçât que la lumière devrait aussi présenter un aspect corpusculaire.

### a) Découverte de l'effet photoélectrique

Une expérience, l'effet photoélectrique, vint jeter le trouble. L'effet photoélectrique est la propriété qu'ont certains métaux d'émettre des électrons lorsqu'ils



© Cned - Académie en ligne

sont éclairés. On avait constaté que l'émission électronique par un métal illuminé n'existait que si la longueur d'onde était suffisamment courte ( $\lambda < \lambda_0$ ). Au-delà de cette valeur seuil $\lambda_0$ , l'effet ne se produit plus, ceci **quelle que soit l'intensité de l'éclairement**.

En 1905, Einstein expliqua l'effet photoélectrique, ce qui lui valut d'obtenir le prix Nobel de physique en 1921. Essayons d'expliquer comment l'effet photoélectrique remet en cause l'aspect ondulatoire de la lumière.

Dans un métal, il y a des électrons libres, c'est-à-dire des électrons qui peuvent se déplacer librement dans le métal, sans pouvoir en sortir, à moins d'un apport d'énergie. Cette énergie peut être fournie par la chaleur en chauffant le métal ou par apport d'énergie lumineuse en éclairant le métal. Cette énergie pour faire sortir un électron du métal est appelée énergie d'extraction $E_S$.

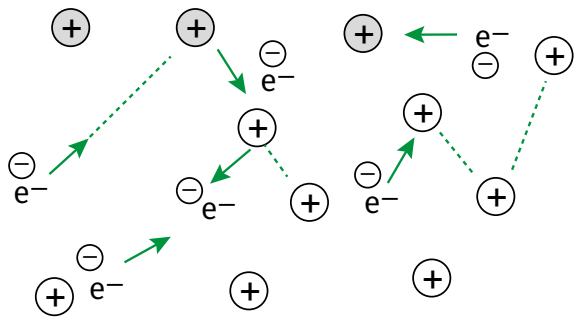



**Figure 34 :** *Électrons libres dans un métal*

**Activité 16**



1. Rappeler l'expression de l'énergie d'un photon de longueur d'onde $\lambda$.
2. On considère trois photons de longueurs d'onde $\lambda_1 = 350\ nm$ ; $\lambda_2 = 0{,}9\ \mu m$ et $\lambda_3 = 500\ nm$. Dans quels domaines des ondes électromagnétiques se situe chacun de ces photons : visible, ultraviolet, infrarouge ?
3. Calculer leurs énergies en électron-volts. Quel est le photon le plus énergétique ?

***Donnée***

- Constante de Planck : $h = 6{,}67\ 10^{-34}\ J.s$.
- Vitesse de la lumière dans le vide : $c = 310^8\ m.s^{-1}$.

## b) Expérience sur l'effet photoélectrique

Éclairons une plaque métallique chargée placée sur un électroscope avec un faisceau lumineux de longueur d'onde $\lambda > \lambda_0$. L'électroscope permet de constater s'il y a, ou non, une fuite de charges. En effet, les feuilles de l'électroscope sont écartées ; elles se repoussent car elles sont chargées d'électricité de même signe (apportées par la plaque métallique). S'il y a fuite de charges du conducteur unique constitué par la plaque métallique et l'électroscope, les feuilles de ce dernier, ne se repoussant plus, retombent.



© Cned - Académie en ligne

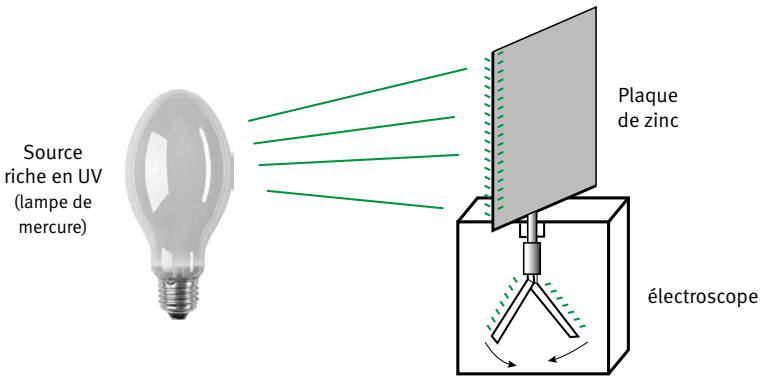



**Figure 35 :** *Expérience sur l'effet photoélectrique*

On pourrait penser qu'en augmentant l'intensité de l'onde, c'est-à-dire en augmentant l'apport d'énergie sous forme d'énergie lumineuse, on pourrait transférer, à partir d'une certaine intensité, l'énergie d'extraction suffisante pour « arracher » un électron libre du métal. Il n'en est rien : on constate que les feuilles de l'électroscope restent écartées, ce qui prouve qu'aucune charge n'est partie. Par contre, si le faisceau est de courte longueur d'onde $\lambda < \lambda_0$ (ultraviolet), les feuilles de l'électroscope retombent, ce qui prouve que des électrons ont quitté le conducteur. De plus, cette émission a lieu même avec un faisceau de très faible intensité.

***Conclusion*** L'énergie transmise de la lumière aux atomes dépend seulement de la fréquence (ou de la longueur d'onde) et pas de l'intensité du faisceau lumineux.

Pour expliquer ce phénomène Einstein a émis l'hypothèse suivante : l'énergie lumineuse est transportée par des photons, chaque photon est un quantum d'énergie. Si $\nu$ est la fréquence de la radiation lumineuse, la quantité d'énergie du photon est :

$E = h\nu = \dfrac{hc}{\lambda}$, où $h$ est la constante de Planck $h = 6{,}626\ 10^{-34}$ J.s.

Un faisceau lumineux est constitué de grains (ou photons) d'énergie $E = h\nu$. Quand un photon rencontre un électron, il lui transmet son énergie et, si cette énergie $E = h\nu$ est supérieure à l'énergie $E_s$ de seuil, cet électron est extrait du métal.

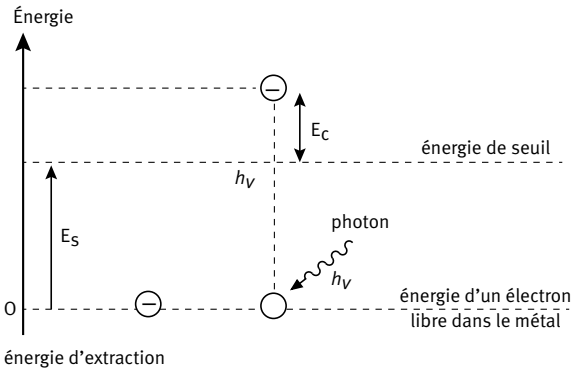



**Figure 36 :** *Énergie d'extraction*

Lorsqu'il est supérieur à E, le surplus d'énergie transmis par le photon est évacuée par l'électron sous forme d'énergie cinétique $E_c$.



© Cned - Académie en ligne

## c) La lumière est-elle une onde ou constituée de photons ?

La lumière montre un comportement ondulatoire puisque l'on peut observer des phénomènes de diffraction et d'interférences. Mais, avec l'effet photoélectrique, elle montre un comportement corpusculaire. La question que l'on peut se poser légitimement : la lumière est-elle une onde ou constituée de photons ?

Elle est l'un et l'autre et, selon le phénomène où elle intervient, c'est son aspect corpusculaire ou ondulatoire qui se manifeste. Cependant, disons que l'aspect ondulatoire est celui avec lequel nous sommes le plus habitués. La raison pour laquelle les photons ne font pas partie de notre quotidien est que le nombre de photons dans un faisceau lumineux est énorme, et nous n'en voyons que les effets collectifs, pas individuels.

On peut faire l'analogie avec un courant d'eau sortant d'un robinet, l'eau jouant le rôle de la lumière. En réduisant le débit au robinet, le diamètre du filet d'eau se réduit. Mais, en diminuant encore ce débit, le filet d'eau se réduit. De même, l'intensité lumineuse émise par une lampe se réduit quand on diminue le courant qui la traverse. Si nous fermons davantage le robinet, nous commençons à voir tomber des gouttes. Il sort de l'orifice du robinet des « quanta » d'eau indivisibles.

De même, en dessous d'une certaine intensité lumineuse, une source émet des quanta de lumière un par un : plus on réduit l'intensité, plus le nombre de quanta est faible, mais chaque quantum garde la même énergie $E = h\nu$.

## d) Expériences d'interférences lumineuses à très faible intensité

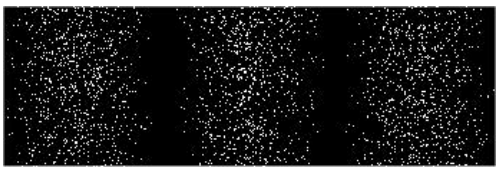
On éclaire un système de fentes de Young avec un faisceau lumineux de très faible intensité. L'intensité est si faible que l'on peut considérer que les photons arrivent un par un sur le détecteur (une plaque photographique).

### Activité expérimentale

Avec des poses courtes, la répartition des impacts semble aléatoire mais, si la durée de l'expérience est suffisante, on observe sur le détecteur que les impacts forment des franges analogues à la figure d'interférence classique.



250 photons



1000 photons



© Cned - Académie en ligne

Faire la recherche suivante à l'aide d'un moteur de recherche : **Univ Le Mans physique divers**.

Sur la page affichée, choisir **mécanique quantique**. On se trouve alors sur la page http://ressources.univ-lemans.fr/AccesLibre/UM/Pedago/physique/02/divers/interphot.html

Observer la figure d'interférences pour les quatre simulations proposées, le détecteur recevant 250, 500, 1000 et 5 000 photons. Plus le nombre de photons envoyé est grand, plus on se rapproche d'une figure d'interférence en faisceau d'intensité classique.

On pourra, sur le site suivant, choisir le nombre de photons et voir les figures d'interférences obtenues.

Le site suivant obtenu sur le même moteur de recherche : **cortial.net** puis **animations interactives**, puis **interférences à deux ondes** et enfin **photons**, permet de faire varier le nombre de photons. Il suffit de « cliquer » une fois pour lancer l'animation, cliquer à nouveau une fois pour arrêter, puis encore un clic pour continuer, etc. Si l'on recommence, un double clic permet d'effacer l'écran précédent… et de recommencer.

http://web.cortial.net/bibliohtml/sttyng_j.html

# 3. Particules et ondes de matière

## a) L'hypothèse de Louis de Broglie

L'effet photoélectrique, la théorie de Planck, l'émission (ou l'absorption) discontinue de lumière par les atomes, les travaux d'Einstein, avec sa célèbre formule signifiant que la masse avait une énergie, amenèrent le Français Louis de Broglie à émettre une hypothèse hardie.

Sa réflexion portait sur l'énergie, une grandeur quantifiée chez Planck, dotée de masse chez Einstein.

Ainsi, par le rapprochement des deux expressions $E = h\nu$ (Planck) et $E = mc^2$ (Einstein), il lui apparut possible d'associer une notion corpusculaire, la masse $m$, à une grandeur ondulatoire, la fréquence $\nu$, d'où $mc^2 = h\nu$, soit encore $mc = h\frac{\nu}{c}$.

Avec $= \frac{c}{\nu}$, où $c$ est la vitesse de la lumière, on obtient : $mc = \frac{h}{\lambda}$.

***Remarque*** $mc$ est homogène à une quantité de mouvement ($p = mc$).

Mais une telle équivalence s'appliquerait-elle à un corps matériel, un caillou ou un électron ?

En 1923, Louis de Broglie énonça qu'à toute particule matérielle en mouvement à la vitesse v est associée une onde dont la longueur d'onde $\lambda$ est donnée par la formule $p = mv = \frac{h}{\lambda}$. On retrouve la longueur d'onde de l'onde associée à la



© Cned - Académie en ligne

particule de masse m animée de la vitesse v donnée par la célèbre formule dite formule de de Broglie où *c*, vitesse de la lumière, est remplacée par *v*, vitesse de la particule de masse *m*. Soit $\lambda = \frac{h}{p}$.

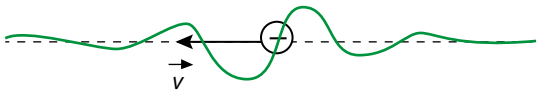



**Figure 37 :** *Onde associée à un électron*

Rappelons quelques ordres de grandeur pour lesquels nous avons observé des interférences ou de la diffraction :

| Expérience | Ordre de grandeur de $\lambda$ | Largeur de l'obstacle |
|---|---|---|
| Vagues sur une cuve à ondes | Centimètre | De plusieurs centimètres au millimètre |
| Acoustique | Du mètre à 5 cm | Inférieur au mètre (largeur d'une porte) |
| Optique | 0,4 à 0,8 $\mu m$ | Entre 100 et quelques micromètres |

On observe expérimentalement ces phénomènes si l'obstacle diffractant a une dimension du même ordre de grandeur que la longueur d'onde λ. Ces phénomènes sont encore observables si l'ouverture ne dépasse pas quelques dizaines de fois λ. Au-dessus de cette limite, il n'y a plus d'interférences ni de diffraction.

## Activité 17



❶ Calculer la longueur associée aux objets suivants :

| Objet | Masse | Vitesse | $\lambda$ |
|---|---|---|---|
| Obus | 1 kg | 600 km/h | |
| Balle de tennis | 58 g | 200 km/h | |
| Électron | $9\ 10^{-31}$ kg | 50 000 km/s | |

❷ Compte tenu des valeurs des longueurs d'onde associées, le caractère ondulatoire peut-il se manifester dans une expérience de diffraction ou d'interférences ?

Cette théorie des ondes de matière désarçonna le monde scientifique par son audace révolutionnaire.

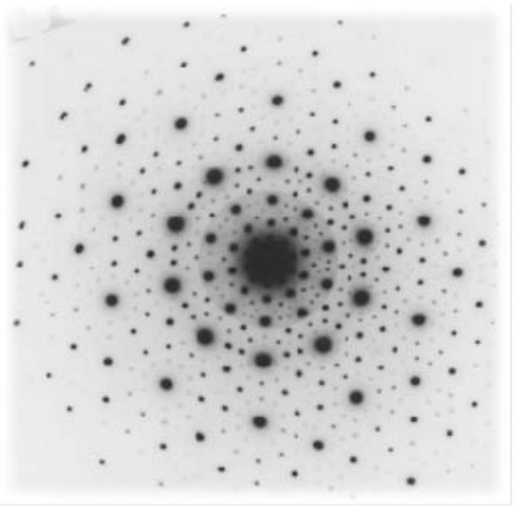
Les conséquences étaient immenses. En effet, puisqu'une onde est associée à un électron, on doit pouvoir observer des interférences ou un phénomène de diffraction. C'est l'expérience que réalisèrent, en 1927, les physiciens américains Davisson et Germer.



© Cned - Académie en ligne

## b) L'expérience de Davisson et Germer

Lorsqu'on envoie un faisceau de rayons X sur un cristal (solide dont les atomes sont répartis régulièrement suivant des symétries bien précises), on observe des figures de diffraction.



R. Côté, Cours « Mécanique quantique ».

**Figure 38 :** *Diffraction obtenue par un faisceau de rayons X sur un cristal*

L'analyse d'une figure de diffraction telle que celle ci-dessus permet de connaître la structure à l'échelle microscopique du cristal étudié.

Le choix des rayons X pour cette expérience est lié à la longueur d'onde de cette radiation $\lambda$. $\lambda$ est égal à quelques dixièmes de nanomètres, ce qui correspond aux dimensions entres atomes ou ions dans le cristal. Comme pour la diffraction par une fente en lumière visible, les phénomènes de diffraction sont bien visibles lorsque la fente ou le fil qui crée la diffraction a des dimensions voisines de la longueur d'onde de la lumière.

**Activité 18**



1. Calculer l'énergie en eV d'un photon X de longueur d'onde 0,1 nm.
2. Calculer la longueur d'onde associée à un électron de masse m animé d'une vitesse de 1500 km/s.

On constate que les longueurs d'onde calculées sont du même ordre de grandeur.

Davisson et Germer ont eu l'idée d'envoyer un faisceau d'électrons sur un cristal de nickel placé dans le vide. Ils ont obtenu une figure de diffraction identique à celle qu'auraient donnée des rayons X de même longueur d'onde. La preuve de l'hypothèse de Louis de Broglie était expérimentalement démontrée. Louis de Broglie reçut pour cette découverte le prix Nobel de physique en 1933.



© Cned - Académie en ligne

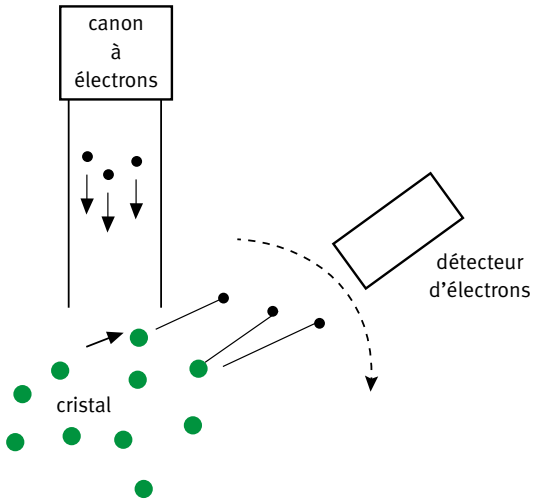



**Figure 39 :** *Dispositif expérimental de l'expérience de Davisson et Germer*

### c) Interférences obtenues avec des électrons

On a observé des figures d'interférences en envoyant des électrons sur deux fentes, comme le montre le montage simplifié ci-dessous. La réalisation pratique est, par contre, plus délicate que l'expérience des fentes de Young avec une onde lumineuse. En effet, les longueurs d'onde associées aux électrons sont au maximum de l'ordre du nanomètre. Il faut donc que la distance entre les deux fentes ne soit pas supérieure à quelques nanomètres.

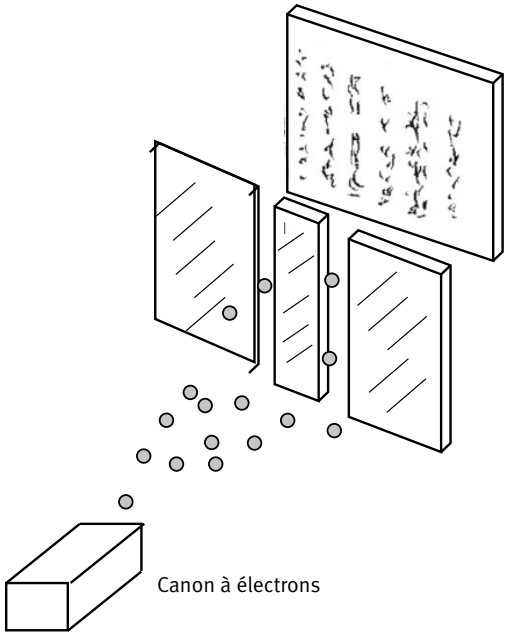



**Figure 40 :** *Interférences obtenues avec des électrons*



© Cned - Académie en ligne

# 4. Applications des ondes de matière

## a) Le microscope électronique

Dans un microscope électronique, un faisceau d'électrons remplace le faisceau lumineux du microscope classique.

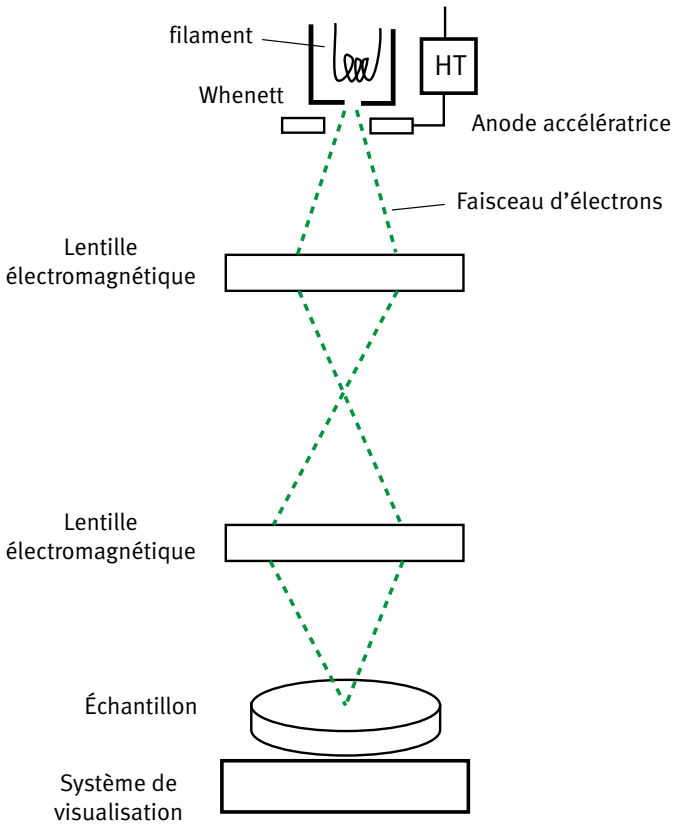



**Figure 42 :** *Schéma microscope électronique*

Un canon à électrons émet un faisceau d'électrons émis par effet thermoélectronique à partir d'un filament de tungstène chauffé à 2 500 °C. Ces électrons sont accélérés à partir du Whenelt par une haute tension réglable de 10 à 150 kV. Des lentilles électroniques agissent sur les électrons pour les dévier dans leur course grâce à des champs magnétiques créés par de puissants bobinages et les faire converger sur l'échantillon à observer.

**Activité 19**



1. Calculer l'énergie acquise par un électron après avoir été accélérée depuis une vitesse nulle par une tension U = 10 kV.
2. Quelle est la vitesse acquise par cet électron sachant que toute cette énergie se retrouve sous forme d'énergie cinétique ?
3. En déduire la longueur d'onde associée par cet électron.

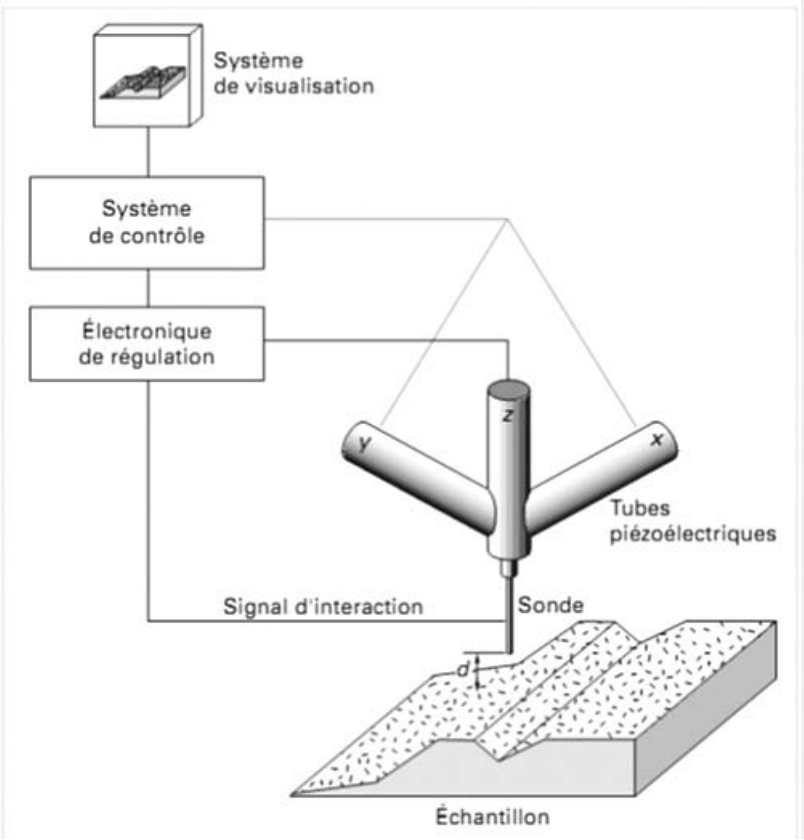


© Cned - Académie en ligne

4 En admettant que la résolution de cet appareil, c'est-à-dire l'aptitude à séparer des détails voisins, ne pourra pas être inférieure à la longueur de l'onde associée aux électrons, calculer cette résolution minimale.

## b) Le microscope à effet tunnel

Une aiguille, qui joue le rôle de sonde, est maintenue à une distance d constante d'un échantillon par des tubes piézoélectriques. La **piézoélectricité** est la propriété que possèdent certains corps de se déformer lorsqu'on leur applique un champ électrique. Elle permet de contrôler les déplacements de la sonde inférieure au nanomètre.




Éric Balnois, Université de Bretagne occidentale.

**Figure 43 :** *Principe du microscope à effet tunnel*

Ce microscope est une application de la dualité onde-corpuscule. Considérons un électron libre dans un échantillon métallique. Il ne peut sortir du métal car son énergie mécanique est inférieure à l'énergie de seuil qui lui permettrait de quitter le métal. Pour rejoindre la sonde située à une distance d, l'électron est bloqué par une « barrière de potentiel » qu'il ne peut franchir.



© Cned - Académie en ligne

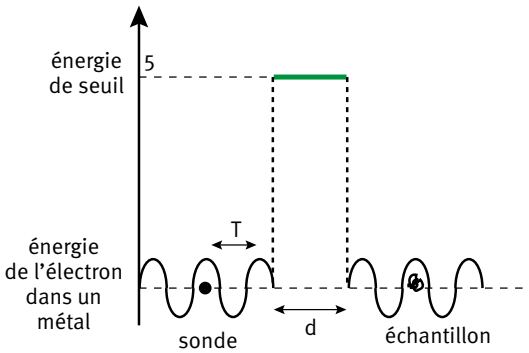
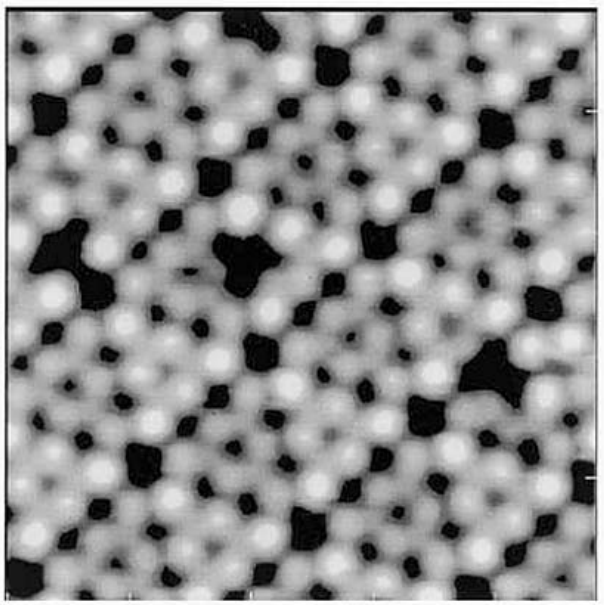



**Figure 44 :** *Barrière de potentiel*

Cependant, si l'onde associée à la particule est comparable à la distance d entre l'échantillon et la pointe de la sonde, la mécanique quantique prévoit que la particule peut traverser par effet tunnel cette barrière de potentiel. En mécanique classique, l'électron ne peut aller de l'échantillon à la sonde qu'en acquérant une énergie suffisante pour passer au-dessus de la « barrière de potentiel ». La mécanique quantique autorise à traverser la barrière de potentiel comme s'il existait un tunnel, d'où le nom d'effet tunnel.

Pour une distance d, on mesure un courant caractéristique I = f(d) passant de l'échantillon à la sonde. Si l'on déplace à courant constant, la sonde suivra la surface de l'échantillon à une distance d constante. On aura à l'échelle atomique une cartographie de la surface.



Franck SALVAN, Franck TMIBAUDAU GPEC, Faculté des Sciences de Luming Université de la Méditerranée.

**Figure 45 :** *Atomes à la surface d'un échantillon observés par microscopie par effet tunnel*



© Cned - Académie en ligne

### Activité expérimentale

À l'aide d'un moteur de recherche, aller sur le même site de l'université du Mans **Univ Le Mans physique divers**.

Sur la page affichée, choisir **mécanique quantique**, puis la rubrique **barrière de potentiel**.

Sur l'animation est visualisée une onde qui peut être l'onde associée à un électron. La mécanique quantique décrit le comportement des particules à l'échelle atomique à partir de leur onde associée. Nous verrons plus loin que plus l'***amplitude*** en un point de l'onde associée est **grande**, plus la probabilité de trouver la particule dans une petite région entourant ce point sera importante.

Laisser les calculs « compliqués » hors programme pour vous, et aller directement en bas de page pour lire les paramètres que vous pouvez modifier avant de lancer la simulation.

1. Fixer la largeur de la barrière à a = 1 et l'énergie des particules incidentes à E = 3.

Vous observez une valeur T = 28 %, ce qui signifie que 28 % des particules incidentes traversent la barrière de potentiel. L'amplitude de l'onde associée après traversée de la barrière de potentiel plus faible traduit ce pourcentage.

2. Faire varier seulement la largeur de la barrière de potentiel. Comparer l'amplitude de l'onde associée après traversée et le taux de T de traversée. Quelles conclusions pouvez-vous tirer ?
3. Fixer la largeur de la barrière de potentiel à a = 1, puis faire varier l'énergie des particules incidentes en dessous de l'énergie de la barrière fixée à 5 (unité arbitraire). Qu'en concluez-vous sur le taux de traversée et l'amplitude de l'onde associée ?

## 5. Aspect probabiliste de l'expérience des fentes de Young

Revenons sur l'expérience des fentes de Young en très faible flux lumineux, c'est-à-dire éclairées photon par photon (où la même expérience lorsqu'on bombarde deux fentes avec des électrons).



**Figure 46 :** Chaque particule est détectée par son impact très précis sur le détecteur. On constate cependant un éparpillement des impacts, ce qui signifie qu'on ne peut prédire où va arriver exactement notre particule ou notre photon sur la plaque de détection.



© Cned - Académie en ligne

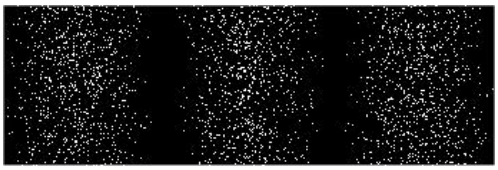


**Figure 47 :** Si l'on continue d'enregistrer les impacts des photons ou particules que l'on envoie, on constate qu'une figure apparaît (ressemblant à une figure d'interférences) avec des zones claires où de nombreux impacts ont lieu et des zones sombres où il y a très peu d'impacts.

En termes statistiques, on peut dire que la probabilité d'un impact est très grande dans une zone claire et extrêmement faible dans une zone sombre.

Cette expérience des franges de Young présente à la fois un caractère ondulatoire et probabiliste. La particule est une onde puisque l'on observe des franges d'interférences et une particule par son impact quand on la détecte.

L'onde traduit un comportement statistique des particules. Pour un photon (ou un électron) particulier, on ne sait pas par quelle fente il passe, ni où il arrivera exactement. On sait seulement avec quelle probabilité dans une région choisie du détecteur.

La mécanique quantique a permis de décrire l'onde comme une fonction $\Psi(x,y,z,t)$ caractérisant l'état de la particule à l'instant t. On admettra, dans une théorie que nous ne pouvons développer ici, que $\|\Psi(x,y,z,t)\|^2 d\tau$ est la probabilité de trouver la particule à l'instant t dans un volume $d\tau$ entourant le point M de coordonnées (x, y, z).

Ainsi, dans la figure de diffraction obtenue par un faisceau de rayons X sur un cristal, la probabilité de trouver l'électron sur une tache sombre est plus importante qu'en un autre point.

En mécanique classique, la deuxième loi de Newton $m\frac{d\vec{v}}{dt}=\sum\vec{F}$ décrit le mouvement et donne la trajectoire de la particule.

En mécanique quantique, il n'est plus question de trajectoire puisqu'il s'agit d'une onde. L'équation de Schrödinger remplace la deuxième loi de Newton pour décrire le comportement de cette onde.

## 6. L'équation de Schrödinger $H\Psi = E\Psi$

**En mécanique quantique, le comportement de l'électron s'étudie à partir de son onde associée**, qui est une fonction $\Psi(x,y,z,t)$ caractérisant l'état de la particule à l'instant t. La grandeur $\|\Psi(x,y,z,t)\|^2 d\tau$ est la probabilité de trouver la particule à l'instant t dans un volume $d\tau$ entourant le point M de coordonnées (x, y, z).

L'équation de Schrödinger remplace la deuxième loi de Newton pour décrire le comportement de cette onde. Elle se formule de la manière suivante :

$H\Psi = E\Psi$ (l'étude de cette équation est hors programme)

H est une fonction complexe qui prend en considération les interactions de l'électron avec les autres particules qui l'environnent. Appliquée à l'électron unique de l'atome d'hydrogène, l'équation de Schrödinger permet de connaître la fonction d'onde $\Psi$ pour chaque niveau d'énergie de l'électron. Cette équation montre également que la répartition des niveaux d'énergie de l'électron dans l'atome



© Cned - Académie en ligne

d'hydrogène est bien discontinue, comme l'ont prouvé expérimentalement les spectres d'émission de cet atome.

En mécanique quantique, il n'est plus question de trajectoire puisqu'il s'agit d'une onde. L'équation de Schrödinger remplace la deuxième loi de Newton pour décrire le comportement de cette onde.

La mécanique quantique ou ondulatoire a permis de donner une image plus réaliste du comportement des électrons autour du noyau d'un atome.

On représente par des niveaux de gris les régions où la densité de probabilité est plus ou moins grande.

À l'intérieur de cette orbitale, la probabilité de présence de l'électron varie en fonction de la distance r au noyau.

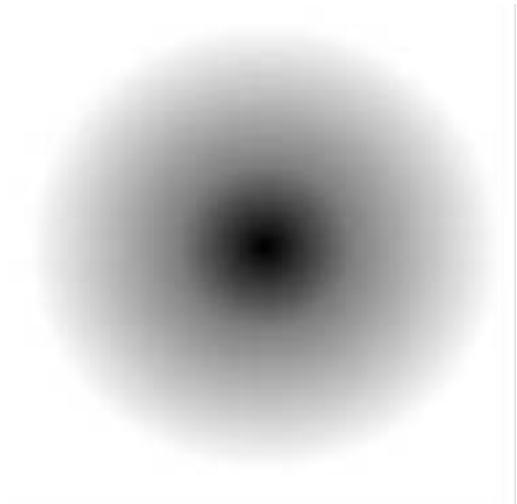


**Figure 48 :** *Nuage électronique de l'atome d'hydrogène*

# D Pour conclure

## 1. Résumé

La **lumière** présente un **double comportement** :

- Comportement **ondulatoire** qui se manifeste par des phénomènes d'**interférences** et de **diffraction**.
- Comportement **corpusculaire**, qui se manifeste par l'**effet photoélectrique**.

Les **particules de matière** comme l'électron présentent également un **double comportement** :

- **Corpusculaire**, obéissant aux lois de la mécanique énoncées par Newton.
- **Ondulatoire**, suggéré par Louis de Broglie (1923) et vérifié expérimentalement par Davisson et Germer (1927).



© Cned - Académie en ligne

En conséquence, **un électron possède une onde associée** de longueur d'onde $\lambda = \frac{h}{mv}$, typiquement de l'ordre du nanomètre et en dessous.

**Importance des ondes de matière**

Le comportement ondulatoire a permis de repousser les limites d'observation de la matière à l'échelle atomique.

Les ondes lumineuses permettent d'observer des détails supérieurs à 400 nm. Les ondes de matière permettent d'observer des détails de l'ordre du dixième de nanomètre.

D'autres microscopes, comme le microscope à effet tunnel, permettent de descendre à ces limites de résolution.

**Importance théorique des ondes de matière**

Elles montrent que la mécanique classique doit être abandonnée à l'échelle atomique. Une **particule** n'a plus un comportement **déterministe** (les mêmes causes créent les mêmes effets) mais un comportement **probabiliste**.

La mécanique quantique doit remplacer la mécanique classique et étudier le comportement de la matière à partir de son onde associée.

## 2. Exercices d'apprentissage

### Exercice 7

**Réacteur à neutrons**

Dans un réacteur à neutrons, comme celui de l'Institut Laue-Langevin, à Grenoble, on peut produite de puissants flux de neutrons à trois températures différentes :

| Type de neutrons | Température (K) | Vitesse ($m.s^{-1}$) | P = mv |
|---|---|---|---|
| Neutrons chauds | 2 000 | 7 000 | |
| Neutrons froids | 25 | 786 | |
| Neutrons thermiques | 300 | 2720 | |

***Données numériques***

- Masse du neutron, $m = 1{,}675\ 10^{-27}$ kg.
- Constante de Planck h = $6{,}63\ 10^{-34}$ J.s.

1. Calculer les quantités de mouvement de chaque type de neutrons, puis leur longueur d'onde de de Broglie associée.
2. On préfère, comme dans l'expérience de Davisson et Germer, « bombarder » des cristaux avec des neutrons plutôt qu'avec des protons, bien que ces derniers aient sensiblement la même masse que le proton. Les protons sont pourtant très faciles à produire : il suffit d'ioniser un atome d'hydrogène. Il y a donc une raison de choisir des neutrons, laquelle ?



© Cned - Académie en ligne

3. On désire réaliser une diffraction de neutrons sur un cristal dont les distances interatomiques sont autour de 0,4 nm. On sait que la diffraction d'une onde par le cristal est optimale lorsque la longueur d'onde est le plus proche possible de cette valeur. Quel type de neutrons choisiriez-vous : chauds, froids ou thermiques ?



**Figure 49 :** *Réacteur à neutrons, Institut Laue-langevin de Grenoble*
http://fr.wikipedia.org/wiki/Institut_Laue-Langevin

## Exercice 8 Effet photoélectrique

On éclaire un métal avec un faisceau de lumière monochromatique de longueur d'onde l.

Un photon d'énergie $E = h\nu$ est absorbé par un électron lui communiquant l'énergie suffisante pour s'extraire du métal. Cette énergie est supérieure à l'énergie $E_S$ d'extraction du métal.

1. Sachant que l'énergie de l'électron extrait se retrouve sous forme d'énergie cinétique $E_C$, donner la relation liant E, $E_C$ et $E_S$. En déduire la relation reliant la vitesse $v_0$ , la fréquence $\nu$ de la radiation lumineuse et l'énergie de seuil $E_S$.
2. On réalise l'expérience suivante : la surface plane du conducteur éclairée par le faisceau de lumière de la question précédente constitue l'une des armatures d'un condensateur plan. Elle est maintenue au potentiel zéro volt. L'autre armature est portée par un générateur de tension, au potentiel U que l'on peut faire varier entre $+U_{max} et -U_{max}$ .



© Cned - Académie en ligne

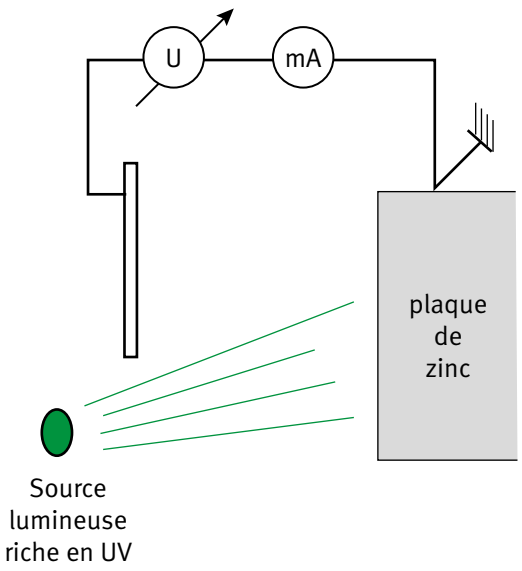



**Figure 50 :** *Expérience sur l'effet photoélectrique*

Lorsque U est positif, indiquer, après avoir reproduit le schéma, le sens du champ électrique $\vec{E}$.

L'électron quitte le métal avec une vitesse $v_0$ . Avec U > 0, l'électron sera-t-il accéléré ou ralenti ?

3. On choisit le signe de U tel que l'électron soit ralenti. On augmente alors $|U|$ jusqu'à ce que le courant détecté par le milliampèremètre devienne nul. Soit $U_1 = |U|$ à cette valeur qui rende le courant nul.

Que peut-on dire de la vitesse de l'électron juste avant que $|U|$ atteigne la valeur $U_1$ ?

Expliquer qualitativement le mouvement de l'électron lorsque $|U|$ devient légèrement supérieur à $U_1$. L'électron atteint-il la plaque ? Que peut-on dire de la vitesse de l'électron lorsque $|U| = U_1$ ? Comment varie le courant électrique autour de la valeur $U_1$ ?

4. On se place dans la situation où $|U| = U_1$. Quelle est l'énergie mécanique de l'électron quittant le métal avec la vitesse $v_0$ ?

Quelle est l'énergie mécanique de l'électron à son arrivée sur l'autre plaque du condensateur ?

En appliquant la loi de conservation de l'énergie mécanique, en déduire l'énergie cinétique de l'électron à la sortie du métal. On fera l'hypothèse que les éventuels chocs d'un électron sont élastiques, c'est-à-dire sans perte d'énergie.

***Donnée*** Énergie potentielle d'une particule de charge q dans un champ électrostatique en un point de potentiel U : $E_p = q.U$.

*On suppose l'énergie potentielle de pesanteur négligeable.*



© Cned - Académie en ligne

**5** On éclaire successivement le métal avec diverses sources lumineuses et l'on mesure, dans chaque cas, le potentiel d'arrêt $U_1$. On obtient le tableau suivant :

| $U_1(V)$ | 0,76 | 0,96 | 1,17 | 1,37 | 1,58 |
|---|---|---|---|---|---|
| $\nu(Hz)$ | $5\,10^{14}$ | $5,5\,10^{14}$ | $6\,10^{14}$ | $6,5\,10^{14}$ | $7\,10^{14}$ |
| $\lambda(nm)$ | | | | | |

Compléter ce tableau.

Reporter sur un graphe ces points avec $U_1$ en ordonnée et $\nu$ en abscisse. Constater que l'on peut obtenir une loi affine : $U_1 = a\nu + b$.

À partir des questions précédentes, exprimer $a$ et $b$ en fonction de $h$, de $\nu$ et de $E_S$.

À partir du tableau de mesures, calculer $a$ et b. Cette expérience a été réalisée en 1916 par Millikan. Montrer que l'on peut calculer h, constante de Planck, à partir de la pente de la droite donnée par le graphique. Calculer également à partir de ce tableau de mesure l'énergie de seuil $E_s$, énergie que l'on exprimera en électron-volts.



© Cned - Académie en ligne

# 5 Pour clore la séquence

## A Fiche de synthèse

Galilée (1564-1642) a été le véritable initiateur de l'esprit scientifique moderne. Avec lui, on ne pouvait espérer comprendre le monde qui nous entoure sans les mathématiques comme outil et la méthode expérimentale comme moyen d'investigation. Les progrès de la science ont amené les physiciens à voir ce qui était hors de portée de leurs sens, c'est-à-dire l'infiniment petit. Louis Pasteur, pour ne citer que lui, a exploré l'infiniment petit. Dans ce nouveau continent, il a découvert ses habitants, les microbes.

Le monde microscopique, hors de portée de nos sens, est un monde totalement différent de celui dans lequel nous vivons. Le moindre objet à peine visible, un grain de sable, une goutte d'eau, contient un nombre d'atomes ou de molécules gigantesque, dépassant tous les nombres que nous sommes habitués à utiliser dans le monde où nous vivons.

De Galilée à Pasteur, les savants ont développé des outils de plus en plus performants, les microscopes. Mais ces outils, même performants, ont toujours des limites. Ainsi, Pasteur pouvait voir les microbes, mais pas les virus, qui étaient encore trop petits. C'est là le génie de Louis Pasteur d'avoir pu combattre et vaincre un ennemi invisible, le virus de la rage.

Parallèlement aux progrès de la médecine, l'observation de l'infiniment petit a non seulement confirmé l'hypothèse atomique, mais aussi montré des comportements curieux des atomes et des molécules. Par exemple, de l'eau au repos dans un verre nous semble immobile. Observées au microscope, des particules de pollen en suspension dans cette eau sont animées d'un mouvement désordonné, mouvement qui augmente avec la température. C'est pour cela qu'on l'a appelé mouvement d'agitation thermique.

### 1. Infiniment petit et transfert d'énergie

L'énergie existe sous plusieurs formes : énergie de mouvement ou énergie cinétique, énergie potentielle de pesanteur (plus un corps est élevé au-dessus du sol, plus son énergie potentielle est importante), énergie potentielle élastique, etc.

Mais il est une forme d'énergie, la chaleur, qui est longtemps restée mystérieuse et que la connaissance du comportement des atomes à l'échelle microscopique a permis de comprendre.

Dès qu'il y a des écarts de températures entre deux endroits voisins, il y a transfert de chaleur. Ces transferts peuvent se faire sous trois types.



© Cned - Académie en ligne

### a) Transfert de chaleur par convection

Ce mode de transfert a lieu dans les fluides. Dès qu'un liquide ou un gaz s'échauffe, il se dilate, devient moins dense et, tout naturellement, se déplace en altitude vers les zones plus froides. La chaleur est ainsi transférée dans un autre par mouvement macroscopique de matière.

### b) Transfert de chaleur par rayonnement

Ce transfert a lieu par ondes électromagnétiques dans le domaine de l'infrarouge. On ressent cet apport de chaleur devant un radiateur électrique ou en été au soleil. Ce transfert d'énergie ne nécessite pas de support pour se propager (la chaleur solaire traverse le vide pour nous atteindre).

### c) Transfert par conduction

L'étude de ce mode de transfert à l'échelle microscopique a permis de comprendre comment la chaleur se transmettait dans les milieux conducteurs comme les métaux. Les électrons stockent l'énergie calorifique sous forme d'énergie cinétique d'agitation thermique. Ensuite, au cours des chocs contre les ions de la carcasse rigide du métal, ils restituent cette énergie sous forme de chaleur.

## 2. Résistance thermique

L'Homme moderne est un grand consommateur d'énergie, mais celle-ci est chère. Aussi a-t-on développé des techniques d'isolation pour limiter les pertes (onéreuses) d'énergie. La notion de résistance thermique permet de traiter les écoulements de chaleur comme un problème d'électricité.

Une différence de potentiel $V_2 - V_1$ aux bornes d'une résistance est la cause d'un courant électrique I à travers celle-ci. Loi d'Ohm :

$$V_2 - V_1 = RI$$

Une différence de température $T_2 - T_1$ de part et d'autre d'un mur est la cause d'un courant d'énergie (puissance thermique $\phi$) à travers celui-ci. $T_1 . T_2$ et $\phi$ sont liés entre par une loi analogue à la loi d'Ohm de l'électricité :

$$T_2 - T_1 = R_{th}\phi$$

où $R_{th}$ est une grandeur que l'on appelle résistance thermique. La résistance thermique dépend des dimensions et du type de matériau traversé par la chaleur.

## 3. Capacité thermique et énergie interne

Tous les corps n'ont pas la même aptitude à absorber de la chaleur. On caractérise cette aptitude à emmagasiner l'énergie calorifique par la capacité thermique de ce corps, notée C.



© Cned - Académie en ligne

Pour une variation de température $\Delta T$ d'un corps de capacité thermique C, la quantité de chaleur reçue sera $Q = C\Delta T$.

Cette énergie stockée à l'échelle microscopique par les atomes, les ions ou les molécules s'appelle énergie interne U. Donc, une variation de température $\Delta T$ entraînera une variation d'énergie interne :

$$\Delta U = C\Delta T$$

ou encore, si on est en présence d'un corps de masse m et de capacité thermique massique c :

$$\Delta U = m \times c \times \Delta T$$

L'énergie totale d'un système est donc la somme de ses énergies microscopique et macroscopique :

$$E = U + E_c + E_p$$

## 4. Interaction des atomes avec la lumière

Les niveaux d'énergie des atomes qui gravitent autour du noyau sont quantifiés. Ces électrons interagissent avec la lumière. Ils peuvent **absorber** ou **émettre** de la lumière suivant des conditions bien précises. Cette émission ou absorption ne se fait pas de façon continue, mais par quantités discrètes, par quantum d'énergie lumineuse.

La longueur d'onde $\lambda$ d'un photon émis lors d'une transition du niveau i au niveau j est $h\nu = h\frac{c}{\lambda} = E_i - E_j$ (loi de Planck).

L'émission d'énergie peut se faire selon deux processus.

- Émission spontanée
  L'électron dans un état excité perd son énergie spontanément en émettant un quantum d'énergie lumineuse encore appelé photon, la longueur d'onde du photon étant donnée par la loi de Planck.
- Émission stimulée
  Pour certains éléments, et à certains niveaux d'énergie, l'émission du photon sera déclenchée par un photon rigoureusement de même énergie. Ainsi, de proche en proche, le nombre de photons émis identiques, sera de plus en plus grande. Le faisceau traversant un milieu contenant des atomes dans ces mêmes états sera amplifié.

## 5. Effet laser

On peut, grâce à l'émission stimulée, amplifier un faisceau lumineux. Einstein avait émis cette hypothèse. Mais il a fallu attendre plusieurs décennies avant que le premier le premier laser ne fonctionne. Il faut en effet réaliser certaines conditions très rigoureuses pour qu'un amplificateur de lumière fonctionne.



© Cned - Académie en ligne

**Conditions pour obtenir l'effet laser**

**a)** Réaliser l'inversion de population par une méthode appelée pompage.
Dans un milieu émetteur, il y a plusieurs centaines de millions d'atomes. Plus il y aura d'atomes, plus il pourra y avoir de photons émis ou absorbés. C'est l'absorption qui l'emporte sur l'émission car, ordinairement, les atomes sont majoritairement dans leur état fondamental : il y aura surtout de l'absorption. Il faudra donc favoriser l'émission en inversant les populations des niveaux. Il faudra donc, dans un laser, une source d'énergie qui « videra » le niveau d'énergie fondamental, donc excitera les atomes pour les amener presque tous dans un état excité. On aura alors inversé les populations des niveaux.

**b)** Trouver les bons éléments.
En effet, tous les atomes ne peuvent convenir. Il faut que les électrons restent un temps suffisant dans un niveau excité pour qu'il soit suffisamment peuplé avant qu'un photon ne déclenche l'émission stimulée. Ces niveaux d'énergie particuliers sont des niveaux dits métastables, et tous les atomes n'en possèdent pas.

**c)** Afin d'avoir une grande amplification, le faisceau doit passer et repasser dans le milieu amplificateur dans une **cavité** constituée de deux miroirs parallèles dont l'un n'est pas complètement réfléchissant. Pour que le faisceau ne se détruise pas par interférences dans la cavité, celle-ci doit être **résonante**, c'est-à-dire que sa longueur doit être un multiple de la demi-longueur d'onde de la lumière émise.

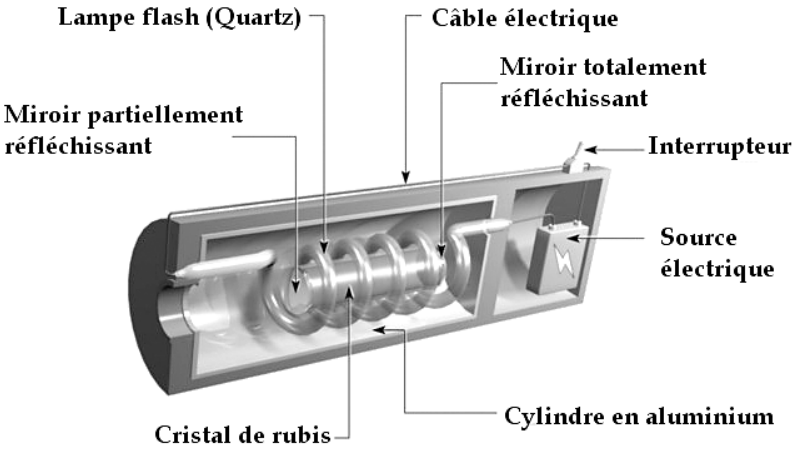



**Figure 51 :** *Laser*

Un laser comprendra, comme on peut le voir sur le schéma de la figure 21 :

- Une source d'énergie (lampe flash) qui apporte l'énergie suffisante pour exciter les atomes.
- Un milieu amplificateur où l'on pourra réaliser l'inversion de population, ici le cristal de rubis.
- Une cavité résonante dans laquelle le faisceau pourra s'amplifier, ici les deux miroirs dont l'un sera partiellement réfléchissant afin que le faisceau puisse sortir de la cavité.



© Cned - Académie en ligne

Le faisceau laser aura des caractéristiques que l'on n'a pas avec des sources classiques. Il est :

- très intense ;
- très peu divergent. Le pinceau émis sera quasi cylindrique ;
- cohérent. L'amplification se faisant par émission stimulée, tous les photons vibreront en phase. Cette dernière propriété est extrêmement intéressante pour la recherche en physique fondamentale et en télécommunication par exemple.

Les lasers sont très utilisés en recherche scientifique, médicale, dans les applications de pointe et dans la vie courante.

## 6. La lumière onde et corpuscule

La **lumière** présente un **double comportement** :

- Comportement **ondulatoire**, qui se manifeste par des phénomènes d'**interférences** et de **diffraction**.
- Comportement **corpusculaire**, qui se manifeste par l'**effet photoélectrique**.

Les **particules de matière** comme l'électron présentent également un **double comportement** :

- **Corpusculaire** obéissant aux lois de la mécanique énoncées par Newton.
- **Ondulatoire** suggéré par Louis de Broglie (1923) et vérifié expérimentalement par Davisson et Germer (1927).

En conséquence, **un électron possède une onde associée** de longueur d'onde $\lambda = \frac{h}{mv}$, typiquement de l'ordre du nanomètre et en dessous.
On a pu ainsi repousser les limites de l'observation de l'infiniment petit. Si Pasteur avait eu à sa disposition un microscope électronique, il aurait pu voir un virus. Avec un microscope électronique, il est possible de voir un atome, c'est-à-dire un objet de $10^{-10}$ m.

## 7. La mécanique quantique

À l'échelle de l'atome, la mécanique classique, que nous utilisons pour étudier le mouvement d'un objet sur une table à coussins d'air, comme nous l'avons fait en classe, n'est plus applicable.

Les expériences d'interférences réalisées avec des électrons nous montrent qu'il n'est plus possible de savoir où l'électron va arriver sur la plaque photographique. On peut simplement dire que la probabilité d'arriver sur une zone restreinte du détecteur est plus grande ou plus petite que sur telle autre zone. La notion de trajectoire n'a plus de signification. Le comportement de l'électron s'étudie à partir de son onde associée. La fonction d'onde associée est étudiée mathématiquement à partir de l'équation de Schrödinger, équation complexe dont l'étude est hors programme.



© Cned - Académie en ligne

# B Exercices de synthèse

## 1. Exercice de type Bac

**Exercice 1** **Du modèle classique au modèle quantique de l'atome**

Le premier atome à avoir été étudié au début du xx$^{e}$ siècle est l'atome d'hydrogène car c'est le plus simple des atomes. Un électron unique de masse m et de charge –e tourne autour du noyau constitué d'un proton de charge +e et de masse très grande devant celle de l'électron. Dans l'un des premiers modèles, proposé par Niels Bohr, en s'inspirant du mouvement des planètes autour du Soleil, l'électron tourne autour du noyau à vitesse constante, sur une trajectoire circulaire de rayon r. Le mouvement de l'électron est donc circulaire uniforme.

### ❶ Analyse classique du mouvement de l'électron

Un électron effectue, à la vitesse v constante, un mouvement circulaire de rayon r autour du noyau supposé immobile.

**a)** Quelle est l'expression de son accélération $\vec{a}$ en fonction de $v$ et de $r$ dans un mouvement circulaire uniforme ? Comment est dirigé le vecteur accélération par rapport au vecteur vitesse $\vec{v}$ ?

**b)** Donner l'expression, en fonction de $k$, de $e$ et de $r$, de la force électrique $\vec{F}$ à laquelle est soumis l'électron de la part du noyau.

**c)** Appliquer à cet électron la deuxième loi de Newton.

**d)** La force électrique $\vec{F}$ à laquelle est soumis l'électron dérive d'une énergie potentielle $E_p$. Donner l'expression de $E_P$ en fonction de $k$, de $e$ et de $r$. Donner également l'expression de $E_C$ en fonction de m et de v, vitesse de l'électron.

**e)** À partir de l'expression de l'énergie cinétique et de l'équation obtenue en **c)** à partir de la deuxième loi de Newton, montrer que l'énergie cinétique s'exprime sous la forme suivante $E_C = \frac{A}{r}$ où A est une constante dont on donnera l'expression en fonction de k et e. Quelle relation de proportionnalité obtient-on entre $E_C$ et $E_P$. Montrer alors que l'énergie mécanique a pour expression : $E = -\frac{ke^2}{2r}$.

**f)** Calculer la vitesse de l'électron sur une trajectoire circulaire de rayon r = 52,9 pm et le nombre de tours effectués par seconde.

### ❷ Condition de quantification

**a)** Dans le modèle classique développé dans la première question, r peut prendre toutes les valeurs possibles dans $\mathbb{R}$. Il en est donc de même pour l'énergie mécanique qui est une fonction de r. Ce résultat contredit que le spectre d'émission de l'atome soit un spectre de raies. Expliquer cette contradiction.

**b)** Nous allons introduire une condition de quantification à partir de l'onde associée à l'électron. L'application numérique de la question ❶ **f)** nous montre que l'électron fait un très grand nombre de tours par seconde. Donc, pour que



© Cned - Académie en ligne

l'onde associée ne se détruise pas par interférences, il faut que la trajectoire circulaire de l'électron ait une longueur L qui soit un multiple de cette longueur d'onde $\lambda$.

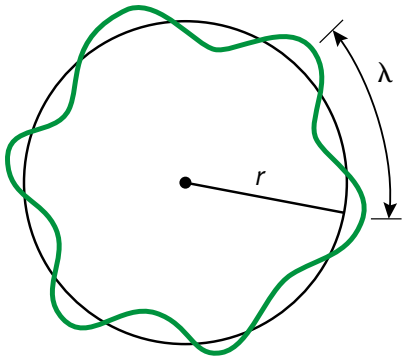



**Figure 52**

La condition de quantification sera donc : *Sortie numérique* .

Cette équation, dite condition de quantification, ne permet que certaines valeurs discrètes pour *r* et, par voie de conséquence, pour E.

Rappeler l'expression de la longueur d'onde associée à un électron de masse *m* animé de la vitesse *v*. À partir de cette expression et de la condition de quantification, trouver une relation reliant *m*, *v* et *r*, ne faisant plus intervenir $\lambda$.

**c)** À partir de l'expression précédente, et de la deuxième loi de Newton, montrer que la vitesse de l'électron sur son orbite peut se mettre sous la forme : $v = \frac{A}{r}$ avec $A = \frac{2\pi k e^2}{h}$. En déduire l'expression de r sous la forme $r = Bn^2$. Donner l'expression de B en fonction de *h*, de *k*, de *e* et de *m*.

**d)** En reportant cette expression de r dans celle de l'énergie mécanique obtenue en ❶ **e)**, montrer que l'énergie de l'électron est quantifiée et de la forme $E = -\frac{E_0}{n^2}$. Donner l'expression de $E_0$ en fonction de *k*, de *e*, *d m* et de *h*.

***Application numérique Données numériques***

Calculer $E_0$ en joules puis en électron-volts.

- k = $9.10^9$ SI ; masse de l'électron $m = 9{,}11\ 10^{-31}$ kg.
- Charge élémentaire : $e = 1{,}6\ 10^{-19}$ kg.
- Constante de Planck : $h = 6{,}63\ 10^{-34}$ J.S.

**e)** Les mesures des spectres d'émission de l'atome d'hydrogène ont montré que les niveaux d'énergie autorisés pour l'atome d'hydrogène s'expriment en électron-volts :

$$E_n = -\frac{13{,}6}{n^2}$$

Ce résultat est-il en accord avec le modèle classique auquel on a ajouté la condition de quantification ?



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 2 Étude de documents sur le microscope à force atomique

### *Document 1* Principe de fonctionnement

Dans un microscope à force atomique, une pointe miniature fixée à l'extrémité d'un cantilever (le terme anglais *cantilever* désigne une pointe suspendue en porte-à-faux) est proche de la surface d'un échantillon placé sur une platine de déplacement (balayage XYZ). Développé par G. Binnig et al. en 1986, le microscope à force atomique (AFM : *Atomic Force Microscope*) est né des considérations suivantes : les interactions entre pointe et surface sont importantes et donnent lieu, selon les distances pointe-surface, à des forces répulsives ou attractives agissant sur la pointe. Par mesure et contrôle de ces forces, un microscope adapté devrait permettre d'imager la topographie de la surface à étudier.

Le microscope à effet tunnel est basé sur le passage d'un courant entre la pointe et l'échantillon, aussi celui-ci doit-il être conducteur. Cette restriction est levée en microscopie de force qui peut être pratiquée sur toutes sortes de matériaux, indépendamment de leurs propriétés électriques.

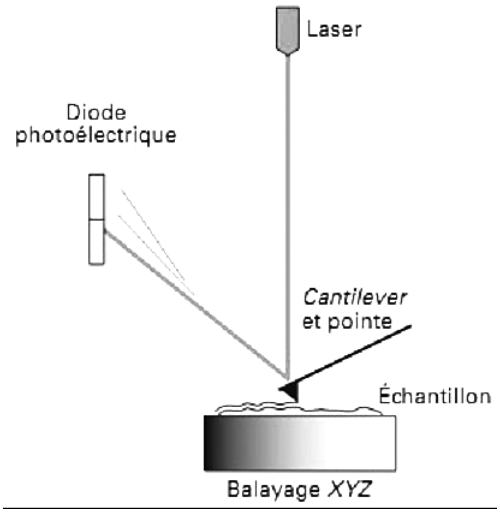



**Figure 53 :** *Principe de fonctionnement du microscope à force atomique*

- Nature des forces : l'interaction entre pointe et surface, de nature essentiellement électromagnétique, donne lieu à une grande variété de forces (répulsives, attractives, électrostatiques ou magnétiques, capillarité). Au contact immédiat de la surface, les forces répulsives à courte portée dominent par effet de répulsion coulombienne des nuages électroniques des atomes de la pointe et de la surface. À des distances de l'ordre du nanomètre ou plus, ce sont les forces à plus longue portée qui dominent (forces attractives de van der Waals).
- Intensité des forces mesurables : si l'on considère les forces de contact, répulsives, elles s'exercent de façon prédominante sur une portée de l'ordre de d = 0,02 nm et les forces correspondent environ pour ces deux cas limites à $10^{-7}$ N et $10^{-11}$ N.

Dans le cas des forces à longue portée, en particulier les forces de van der Waals, typiquement de $10^{-13}$ N à des distances de l'ordre de 10 nm.

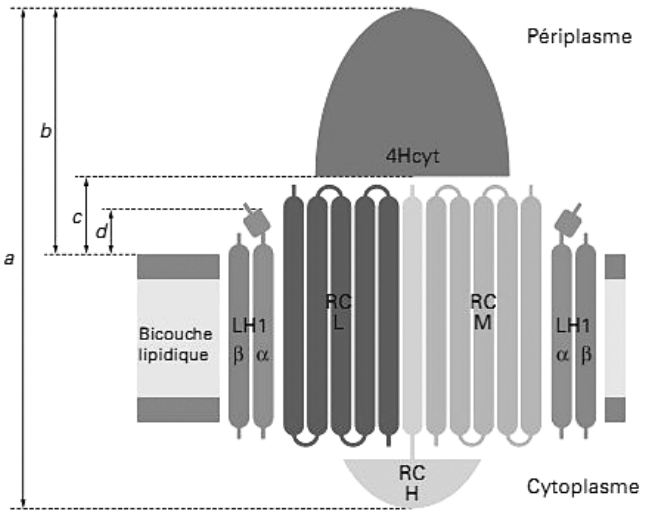


© Cned - Académie en ligne

*Document 2* **Quelques applications du microscope à force atomique**

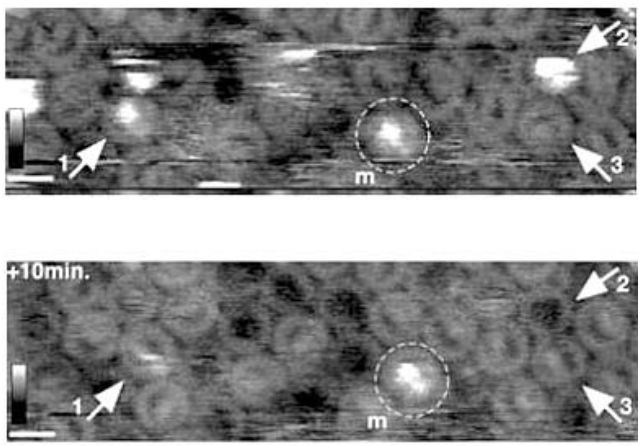
**a)** En photosynthèse, des assemblées de multiprotéines hautement organisées convertissent la lumière solaire en énergie biochimique avec une grande efficacité. L'AFM permet d'étudier ces complexes. La figure 54a représente une vue schématique du complexe photosynthétique de la multiprotéine (*Rhodopseudomonas vividis*). Les flèches verticales correspondent aux mesures de hauteur en AFM. Celle notée a a été mesurée : a = 12,4 ± 0,8 nm.

La figure 54b montre deux images en champ proche. La barre horizontale correspond à une longueur de 10 nm. Il est possible, comme on le voit ici, de « photographier » la surface de la multiprotéine, avant (photo du haut) et après (photo du bas).




ⓐ **multiprotéine**

**Figure 54a**




ⓑ images en champ proche

**Figure 54b**



© Cned - Académie en ligne

**b)** L'imagerie AFM peut être utilisée pour déterminer quantitativement des conformations de macromolécules flexibles. La figure 55 est une image de molécules d'alginate, molécule fibreuse très longue.

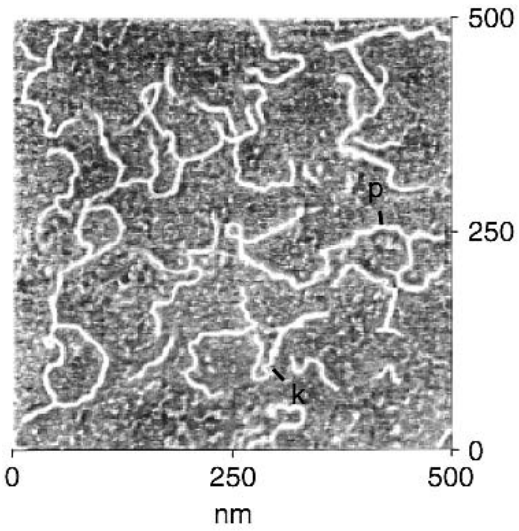



**Figure 55**

## *Document 3* La photosynthèse

Les végétaux chlorophylliens sont autotrophes, ce qui signifie qu'ils peuvent produire de la matière organique en utilisant des ressources minérales : de l'eau et des ions provenant de la solution du sol et du $C0_2$ atmosphérique. La production de matière organique se déroule dans des organites spécifiques, les chloroplastes localisés dans le cytoplasme des cellules des feuilles. D'un point de vue chimique, cette réaction correspond globalement à une oxydoréduction au cours de laquelle le carbone atmosphérique est réduit et l'oxygène de l'eau oxydée. Cette réaction chimique se déroulant à l'encontre des potentiels rédox nécessite de l'énergie. Celle-ci est apportée par l'énergie lumineuse captée par les pigments photosynthétiques.

1. Quel est l'ordre de grandeur de la dimension d'un atome ? Est-il justifié qu'à d = 0, 02 nm, la pointe puisse être en contact avec un atome ? Pourquoi les forces sont-elles alors répulsives ?

2. Y a-t-il contact entre la pointe et la surface pour d = 10 nm ? Pour cette distance, quel type de forces agissent entre la pointe et les atomes de la surface les plus proches ?

3. À partir de la figure schématisant le fonctionnement du cantilever, pouvez-vous expliquer son fonctionnement et l'intérêt de faire réfléchir un pinceau laser sur une barrette de photodiodes ?

4. Expliquer en quelques mots ce que l'on appelle photosynthèse. Avec une résolution identique, pourquoi le microscope à effet tunnel n'est-il pas adapté à ce type d'analyse ?



© Cned - Académie en ligne

**5** Exploiter l'image de la figure 5. Quel est l'ordre de grandeur du diamètre d'une fibre ? La pointe du cantilever ayant, à sa pointe, une largeur correspondant au 1/10$^{e}$ de celui du diamètre d'une fibre, pouvez-vous justifier si la largeur à la pointe est composée de :

- moins de 10 atomes ?
- entre 10 et 20 atomes ?
- plus de 20 atomes ?



© Cned - Académie en ligne

# Séquence 9

# Synthèses organiques

**Problématique**

La séquence 9 traite de tous les problèmes liés aux synthèses organiques.

Elle s'intéresse d'abord à la stratégie à mettre en œuvre pour réaliser une synthèse organique : choix des réactifs et du catalyseur, détermination des quantités pour chaque espèce, comment fixer les différents paramètres expérimentaux (température, durée de la réaction, pH…), quel montage utiliser, comment vérifier que le produit obtenu est bien celui que l'on désirait et, s'il n'est pas pur, comment le purifier.

On s'interrogera aussi sur la manière de mener une synthèse afin d'obtenir le meilleur rendement tout en maîtrisant les coûts de production. Cela signifie que, si le rendement d'une synthèse est meilleur en procédant d'une certaine façon, mais que cette manière de procéder coûte beaucoup plus cher qu'une autre qui donne un moins bon rendement, il vaudra mieux, tout compte fait, choisir la synthèse dont le rendement est moins bon.

Dans le cas d'une synthèse organique où un des réactifs est un composé polyfonctionnel, on se posera la question de savoir s'il est possible de trouver un autre réactif particulier qui puisse modifier une des fonctions sans toucher aux autres. Dans le cas où ce réactif particulier n'existe pas, peut-on changer temporairement (pendant la durée de la réaction) la fonction qui ne doit pas être modifiée pour qu'elle soit ainsi protégée, pendant que l'autre fonction réagira ? À la fin de cette synthèse, il faudra pouvoir rechanger la fonction qui avait été protégée, pour qu'elle revienne dans son état initial.

Cette séquence s'intéresse ensuite à l'impact que peut avoir la chimie organique qui réalise ces synthèses sur l'environnement. Une nouvelle chimie industrielle, appelée chimie durable, tente d'imposer ses vues dans des domaines aussi variés que l'économie d'atomes, la limitation des déchets, le choix des solvants et le recyclage de toutes les espèces non consommées lors des synthèses organiques.

On sait qu'à cause de la combustion des combustibles fossiles, la teneur en dioxyde de carbone de l'atmosphère terrestre a tendance à beaucoup augmenter : ne pourrait-on pas récupérer, puis utiliser, ce dioxyde de carbone pour obtenir d'autres produits ?

Pour finir cette séquence, et le cours de chimie, on recherchera, à travers divers documents, quelles relations la société française d'aujourd'hui entretient avec le monde scientifique, que ce soit dans le domaine de la recherche ou celui de la production industrielle.

## Sommaire


1. Prérequis
2. Stratégie de la synthèse organique
3. Sélectivité en chimie organique
4. La chimie organique et le monde moderne
5. Pour clore la séquence




© Cned - Académie en ligne

# 1 Prérequis

## A Connaître différentes fonctions de la chimie organique (niveau 1re S et terminale S)

Il n'est pas question de dresser une liste exhaustive de toutes les fonctions que l'on peut rencontrer en chimie organique mais il s'agit de revoir les principales fonctions déjà étudiées en 1re et en terminale.

Pour les hydrocarbures (molécules formées des seuls atomes de carbone et d'hydrogène), on a surtout parlé des alcènes, dont le modèle moléculaire présente une seule double liaison carbone-carbone, et des dérivés benzéniques, qui possèdent un noyau à six atomes de carbone ayant la forme d'un hexagone régulier.

Un alcène se nomme en remplaçant le « ane » de l'alcane par la terminaison « ène » et en précisant, si nécessaire, la place de la double liaison dans la chaîne carbonée.

### Test 1

Donner la formule semi-développée du 2,3-diméthylbut-1-ène.

On a ensuite rencontré surtout des fonctions oxygénées, à commencer par la fonction alcool qui est caractérisée par le groupement hydroxyle – OH.

Un alcool se nomme en remplaçant le « e » de l'alcane par la terminaison « ol » et en précisant, si nécessaire, la place du groupement – OH dans la chaîne carbonée.

### Test 2

Rechercher la formule semi-développée des deux alcools qui ont pour formule brute $C_3H_8O$. Donner le nom et la classe de ces deux alcools.

On a vu aussi la fonction aldéhyde et la fonction cétone, toutes deux caractérisées par le groupement carbonyle > C = O, celui de la fonction aldéhyde se trouvant toujours en terminaison de chaîne.

Une cétone se nomme en remplaçant le « e » de l'alcane par la terminaison « al », le carbone qui porte le groupement carbonyle a toujours le numéro 1.

Une cétone se nomme en remplaçant le « e » de l'alcane par la terminaison « one » et en précisant, si nécessaire, la place du groupement carbonyle dans la chaîne carbonée.



© Cned - Académie en ligne

## Test 3

Vérifier qu'il n'existe qu'un aldéhyde et qu'une cétone qui ont pour formule brute $C_3H_6O$. Préciser le nom de ces deux composés oxygénés.

La fonction amine primaire est caractérisée par le groupement amino $-NH_2$. Il existe des amines secondaires et tertiaires quand on remplace un « H » ou deux « H » du groupement amino par des radicaux alkyles.

Il existe deux façons de nommer les amines primaires :
- soit on considère le groupement amino comme un substituant de l'alcane et on nomme l'amine : n-aminoalcane ;
- soit on remplace le « e » de l'alcane par la terminaison « amine », mais on utilise surtout cette nomenclature lorsque le groupement amino se trouve en terminaison de chaîne.

Ainsi on nommera plutôt la molécule qui a pour formule $CH_3 - CH_2 - CH_2 - NH_2$ : la propanamine et celle qui a pour formule $CH_3 - CH(NH_2) - CH_3$ : le 2-amino-propane.

Dans les fonctions oxygénées, on a également rencontré la fonction acide carboxylique, qui est caractérisée par le groupement carboxyle – COOH.

Un acide carboxylique se nomme en remplaçant le « e » de l'alcane par la terminaison « oïque », le carbone qui porte le groupement carboxyle a toujours le numéro 1. On fait très souvent précéder son nom d'acide.

## Test 4

Donner la formule semi-développée et le nom des deux acides carboxyliques qui admettent pour formule brute $C_4H_8O_2$.

On a enfin rencontré deux molécules qui s'obtiennent à partir des acides carboxyliques : la première, qui provient de l'action d'un alcool sur un acide, appartient à la fonction ester et la seconde, qui provient de l'action d'une amine sur un acide, appartient à la fonction amide.

Pour nommer un ester, on remplace le « oïque » de l'acide par « oate » et on ajoute le nom du radical alkyle, qui est lié à l'atome d'oxygène, complété par un « e ».

Pour les amides, deux cas peuvent se présenter :
- soit la molécule possède le groupement $-CO - NH_2$ : il suffit alors de remplacer le « e » de l'alcane par la terminaison « amide »,
- soit la molécule possède le groupement $-CO - NH-$, il faut alors faire précéder de N-alkyl le nom de l'alcane dont le « e » a été remplacé par la terminaison « amide ».

## Test 5

Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque sur le propan-2-ol. Donner le nom de l'ester obtenu.



© Cned - Académie en ligne

## Test 6

Écrire l'équation de la réaction de l'acide éthanoïque sur la méthanamine. Donner le nom de l'amide obtenu.

# B Connaître quelques types de réactions possibles en chimie organique (niveau 1re S et terminale S)

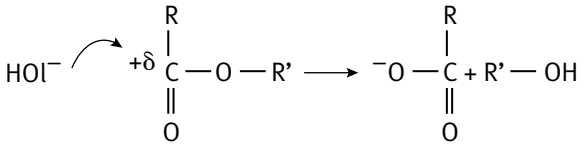
Dans ce paragraphe, il n'est pas question de passer en revue tous les types de réactions que l'on peut rencontrer en chimie organique : on se contentera de revoir les trois types de réactions vues en 1re et en terminale.

On peut d'abord citer les réactions de substitution : elles sont du type $W(\vec{P})$ .

Toutefois, on peut distinguer les substitutions nucléophiles et les substitutions électrophiles.

Dans une substitution nucléophile, le groupe Z est riche en électrons et va attaquer sur un site pauvre en électrons.

Par exemple, dans l'hydrolyse alcaline d'un ester, où le carbone de la fonction ester est un site pauvre en électrons parce qu'il est entouré par les deux atomes d'oxygène qui sont électronégatifs et l'ion hydroxyde est riche en électrons puisque c'est un ion négatif :




## Test 7

*Par la méthode d'Hoffmann, on peut transformer le chloroéthane en éthanamine en le faisant réagir sur l'ammoniac.*
Montrer que cette réaction est une substitution et relier par une flèche courbe les sites donneur et accepteur d'électrons dans l'étape suivante :

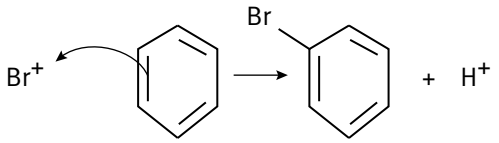
$$NH_3 + CH_3 - CH_2 - Cl \rightarrow CH_3 - CH_2 - NH_3^+ + Cl^-$$

Dans une substitution électrophile, le groupe Z est pauvre en électrons et va attaquer sur un site riche en électrons.

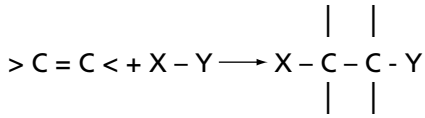
Par exemple, dans la bromation du benzène, où l'ion brome est pauvre en électrons puisque c'est un ion positif, et le cycle benzénique qui possède des doubles liaisons C = C, est un site riche en électrons :



© Cned - Académie en ligne

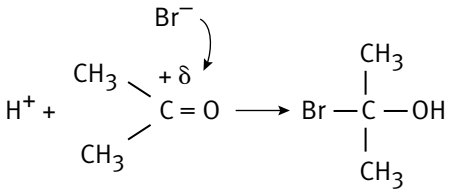



Il faut ensuite citer les réactions d'addition qui ne peuvent se produire que si la molécule organique possède des liaisons multiples. Elles sont du type :

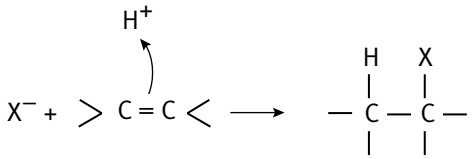



Dans ce cas encore, il existe des réactions d'addition nucléophiles et des réactions d'addition électrophiles.

Les réactions d'addition nucléophiles se rencontrent le plus souvent quand la molécule organique possède une double liaison > C = O, de telle sorte que le carbone constitue alors un site pauvre en électrons.
Tout ion négatif peut alors attaquer le site pauvre en électrons :




Les réactions d'addition sur les doubles liaisons carbone-carbone sont généralement électrophiles. L'addition des acides H – X (X représente un atome d'halogène) peut être expliquée par le mécanisme suivant :




## Test 8

*Pour additionner du dichlore sur le propène, on travaille en présence de chlorure d'aluminium $AlCl_3$. Le chlorure d'aluminium va servir à obtenir le composé électrophile (pauvre en électrons) qui va pouvoir ensuite se fixer sur la double liaison (site donneur d'électrons) :*

$$AlCl_3 + Cl\text{-}Cl \rightarrow AlCl_4^- + Cl^+$$

Écrire la seconde étape du mécanisme en traçant la flèche courbe entre les sites donneur et accepteur d'électrons. Nommer le produit obtenu.

Il faut enfin parler des réactions d'élimination : on peut dire que ce sont les réactions inverses des réactions d'addition puisque, le plus souvent, on élimine deux groupements de la molécule pour obtenir une liaison multiple.



© Cned - Académie en ligne

En milieu très basique, il est possible d'obtenir la réaction :

$$Cl - CH_2 - CH_3 + HO^- \rightarrow CH_2 = CH_2 + Cl^- + H_2O$$

## Test 9

*On se propose de refaire la réaction d'élimination précédente sur la molécule* $Br - CH(CH_3) - CH(CH_3) - C_6H_5$ *dans laquelle* $C_6H_5$ *représente un noyau benzénique.*

Quelle est la particularité de la molécule de départ ? Quelle sera la particularité de la molécule obtenue ? Quel est l'intérêt (du point de vue de la stéréochimie) d'étudier une réaction d'élimination sur une molécule de ce type ?

# C Savoir calculer le rendement d'une synthèse organique (niveau 1re S)

Lors de la synthèse de l'acétate de benzyle, on fait réagir l'acide acétique sur l'alcool benzylique ($C_6H_5 - CH_2 - OH$, où $C_6H_5$ représente un noyau benzénique).

## Test 10

Écrire l'équation de la réaction qui permet d'obtenir l'acétate de benzyle.

En prenant les précautions d'usage, on introduit dans un ballon les réactifs suivants : 15 mL d'acide acétique (densité 1,05), 10 mL d'alcool benzylique (densité 1,04) et 1 mL d'acide sulfurique concentré. On ajoute enfin trois grains de pierre ponce pour régulariser l'ébullition. Après avoir placé le ballon dans un montage à reflux, on porte ce mélange à ébullition douce pendant une demi-heure au moins.

## Test 11

1. Calculer les quantités de réactifs (en nombre de moles) utilisées pour réaliser la synthèse de l'acétate de benzyle. La réaction se déroule-t-elle dans les conditions stœchiométriques ? Sinon, quel est le réactif limitant ?
2. Dresser le tableau d'avancement de cette réaction et en déduire la masse maximale d'ester que l'on pourrait obtenir si la réaction était totale.

***Données*** Masses atomiques en $gmol^{-1}$ : H = 1 ; C = 12 ; O = 16.

À la fin du chauffage à reflux, on verse le contenu du ballon dans de l'eau froide très salée. On agite quelques instants, puis on transvase dans une ampoule à décanter dans laquelle on ajoute 25 mL de lessive de soude de telle sorte que la phase aqueuse devienne très basique. Il faut noter que la phase aqueuse, qui est très salée, constituera la partie inférieure dans l'ampoule à décanter et que, si l'on agite convenablement, à la fin de ce traitement par la soude, la partie supérieure de l'ampoule doit contenir de l'acétate de benzyle pratiquement pur.



© Cned - Académie en ligne

On recueille cette phase supérieure, on la sèche sur du sulfate de magnésium anhydre et on récupère l'ester pratiquement pur.
Il doit cependant contenir quelques traces de l'alcool benzylique qui n'a pas réagi, mais séparer l'ester et l'alcool est une tâche trop difficile car il faudrait réaliser une distillation fractionnée sous pression réduite : en effet, ils possèdent, tous les deux, des températures d'ébullition élevées et proches l'une de l'autre (sous la pression atmosphérique normale, 205 °C pour l'alcool et 215 °C pour l'ester).
On se contente de peser l'ester « brut » ainsi obtenu et l'on trouve une masse m = 9,8 g.

## Test 12

Déterminer le rendement de cette synthèse.

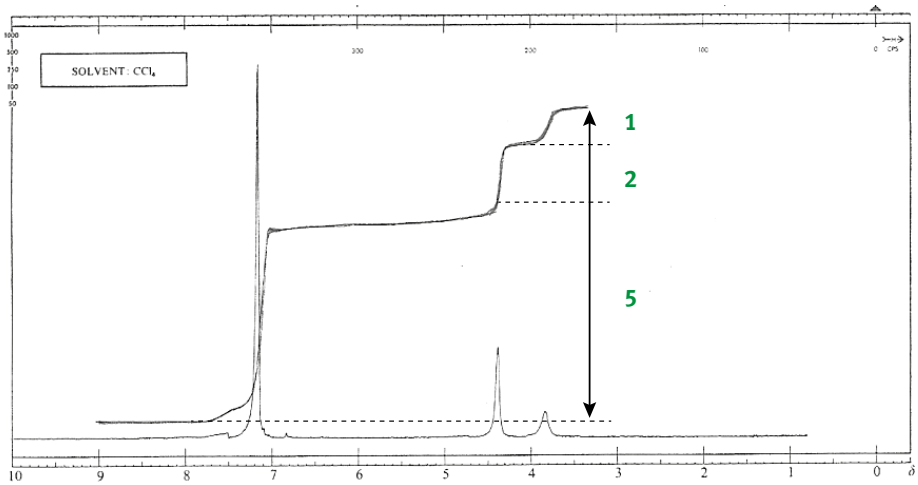
# D Connaître les différentes méthodes d'identification d'un composé organique (niveau terminale S)

Nous allons rappeler les principales connaissances à avoir dans ce domaine en résolvant l'exercice suivant : une molécule qui a pour formule brute $C_7H_8O$ a permis d'obtenir les trois spectres suivants. Quelle est sa formule semi-développée ?

### ➜ Spectre RMN

Dans ce cas, le spectre RMN est particulièrement instructif, il nous montre que la molécule possède trois sortes de protons :

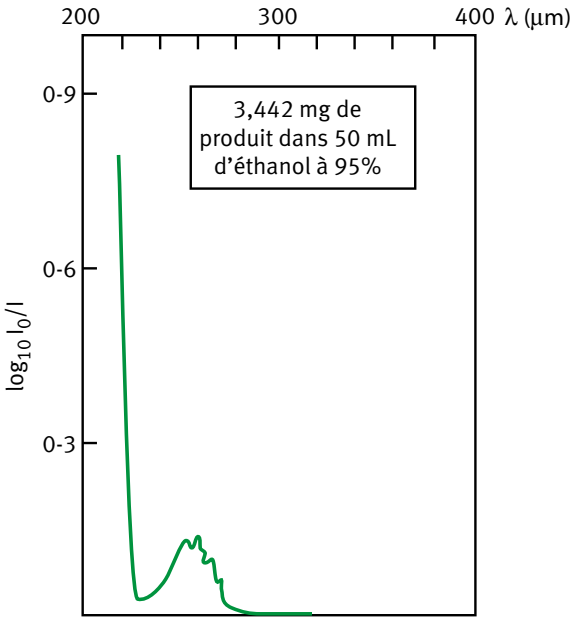
- cinq protons donnent un pic dans les champs faibles (vers 7,2 ppm) qui est caractéristique des protons qui appartiennent à un noyau benzénique ;
- deux protons appartiennent à une autre catégorie ;
- un dernier proton appartient, encore, à un autre catégorie.






© Cned - Académie en ligne

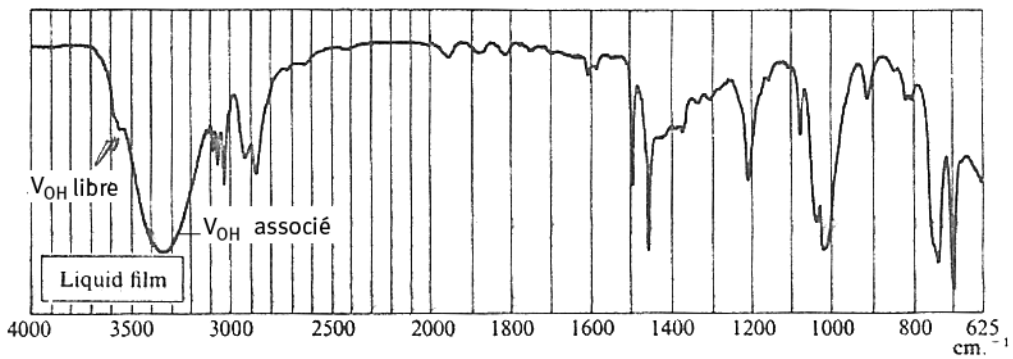
### ➜ Spectre UV




La bande que l'on peut observer vers 260 µm, sur le spectre UV, nous confirme bien l'existence d'un noyau benzénique dans la molécule qui est analysée.

### ➜ Spectre IR

On distingue, sur le spectre IR, une grosse bande vers 3 350 $cm^{-1}$ qui correspond à la bande – OH associée et, juste à côté, vers 3 550 $cm^{-1}$, une toute petite bande qui correspond à la bande – OH libre.
Les bandes entre 3 000 $cm^{-1}$ et 3 100 $cm^{-1}$ sont caractéristiques du benzène et du noyau benzénique.






© Cned - Académie en ligne

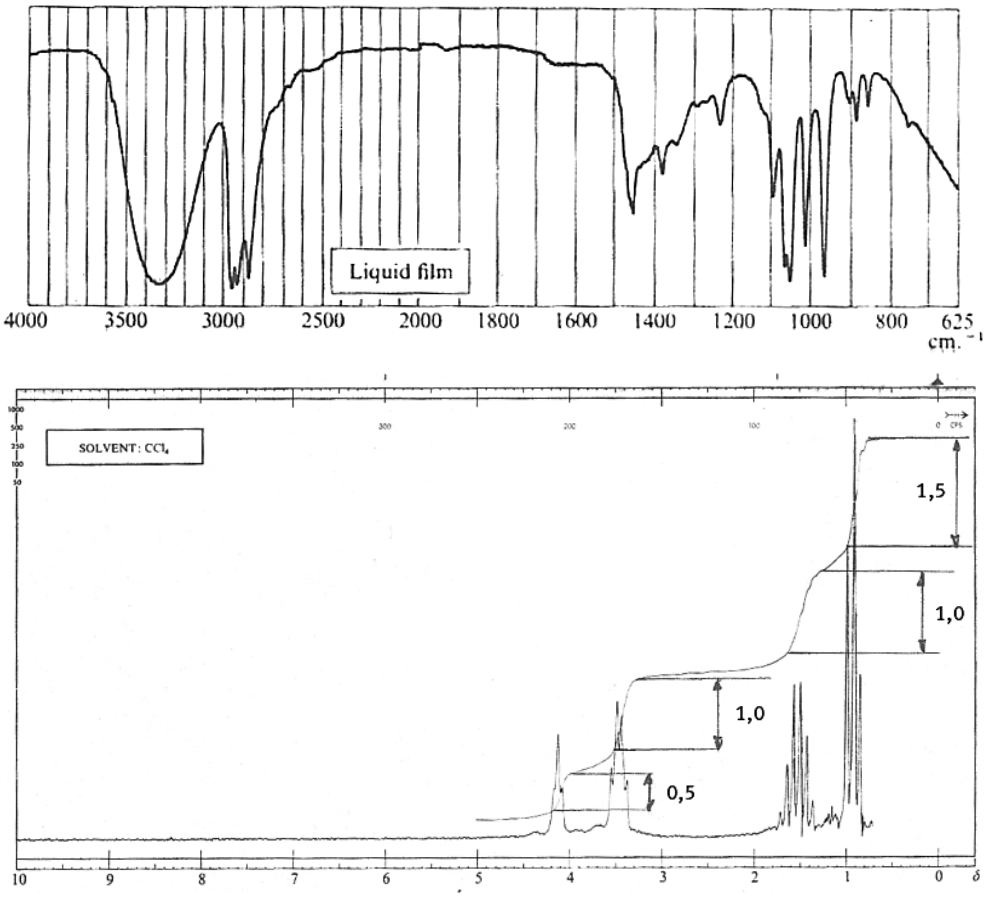
La molécule possède donc un noyau benzénique avec cinq protons, donc un groupement : $C_6H_5$ - ; elle possède aussi un groupement hydroxyle : - OH. D'après la formule brute de la molécule, $C_7H_8O$, il nous manque un carbone et deux hydrogènes qui sont équivalents d'après le spectre RMN ; il s'agit donc d'un groupement $-\ CH_2\ -$.

On en conclut que la formule semi-développée de la molécule analysée est : $C_6H_5$ - $CH_2$ - OH. Nous avons appris, lors du paragraphe précédent, qu'il s'agissait de l'alcool benzylique.

## Test 13

*Un composé a pour formule brute $C_3H_8O$. Il n'apparaît aucune bande sur le spectre UV. On donne successivement les spectres IR et RMN.*

Déterminer la formule semi-développée et le nom de la molécule analysée.






© Cned - Académie en ligne

# 2 Stratégie de la synthèse organique

## A Objectifs d'apprentissage

- Savoir choisir le protocole expérimental qui convient le mieux pour réaliser la synthèse d'un composé organique.
- Savoir calculer la quantité de réactifs à utiliser en fonction du protocole choisi.
- Effectuer une analyse critique de protocoles expérimentaux pour identifier les espèces mises en jeu, leurs quantités et les paramètres expérimentaux.
- Justifier le choix des techniques de synthèse et d'analyse utilisées.
- Comparer les avantages et les inconvénientrs de deux protocoles.
- Identifier des réactifs et des produits à l'aide de spectres et de tables fournies.

## B Pour débuter

### Pourquoi travailler en milieu basique lors de la synthèse de l'acide benzoïque ?

Pour synthétiser l'acide benzoïque, on fait réagir une solution aqueuse de permanganate de potassium, en milieu basique (pH > 12), sur l'alcool benzylique.

**Activité 1**



1. Écrire l'équation de la réaction qui a lieu entre les couples $C_6H_5 - COO^-$ / $C_6H_5 - CH_2OH$ et $MnO_4^-$ / $MnO_2$ puisque, en milieu basique, il se forme l'ion benzoate et que l'ion permanganate se transforme en dioxyde de manganèse.
2. Justifier pourquoi, si le pH est supérieur à 12, on peut admettre que le milieu réactionnel ne renferme que des ions benzoate *(on donne le $pK_a$ du couple acide benzoïque / ion benzoate : 4,2).*

Une fois la durée du chauffage à reflux terminée, on ajoute un peu d'éthanol, dans le milieu réactionnel encore chaud, pour éliminer l'excès de permanganate. On filtre ensuite sur büchner le mélange que l'on a refroidi, pour éliminer tout le dioxyde de manganèse qui est insoluble dans l'eau. On doit alors obtenir un filtrat totalement limpide. A 25° C, l'acide acétique et l'ion acétate sont miscibles à l'eau, alors que la solubilité de l'ion benzoate est de 650 $g.L^{-1}$ et celle de l'acide benzoïque de 2,4 $g.L^{-1}$.



© Cned - Académie en ligne

**Activité 2**



Quelles substances organiques renferme le filtrat totalement limpide que l'on vient d'obtenir ?

On place le filtrat dans un bain-marie glacé et on y verse progressivement une solution d'acide chlorhydrique concentré. Il se forme un précipité blanc qui est de l'acide benzoïque. On va filtrer, une nouvelle fois, sur Büchner pour récupérer l'acide benzoïque.

**Activité 3**



Écrire les deux réactions qui ont eu lieu, dans le filtrat, lorsqu'on a versé l'acide chlorhydrique.

On va filtrer, une nouvelle fois sur büchner, pour récupérer l'acide benzoïque.

**Activité 4**



1. Pourquoi avoir placé le filtrat dans un bain-marie glacé avant de verser l'acide chlorhydrique ?
2. Que peut-on penser du rendement de la synthèse et de la pureté de l'acide benzoïque obtenu par cette méthode ?

Supposons maintenant que la synthèse de l'acide benzoïque soit réalisée en milieu acide ($1 < pH < 2$) ; pour cela, on remplacera la solution d'hydroxyde de sodium (qui nous a permis de travailler en milieu basique) par une solution d'acide sulfurique.

**Activité 5**



1. Écrire l'équation de la réaction qui a lieu entre les couples $C_6H_5 - CH_2OH$ / $C_6H_5 - COOH$ et $MnO_4^-$ / $MnO_2$ puisque, en milieu acide, c'est l'acide benzoïque qui se forme et que l'ion permanganate se transforme toujours (en partie tout au moins) en dioxyde de manganèse.
2. Justifier pourquoi, si le pH est compris entre 1 et 2, on peut admettre que le milieu réactionnel ne renferme que de l'acide benzoïque *(on donne le $pK_a$ du couple : 4,2).*

Une fois la durée du chauffage à reflux terminée, on ajoute un peu d'éthanol, dans le milieu réactionnel encore chaud, pour éliminer l'excès de permanganate. On filtre ensuite sur Büchner le mélange que l'on a refroidi, dans un bain-marie glacé.

**Activité 6**



1. Où va se trouver l'acide benzoïque qui s'est formé lors de la synthèse ?
2. Que faudrait-il faire pour obtenir de l'acide benzoïque pur ?
3. Expliquer pourquoi il est bien plus intéressant de réaliser la synthèse de l'acide benzoïque en milieu basique qu'en milieu acide.



© Cned - Académie en ligne

# C Pour apprendre

Sur quelques exemples de synthèses organiques, on va s'interroger sur les points suivants :

- identification des participants,
- choix du montage,
- conditions stœchiométriques ou réactif limitant ?
- choix des paramètres expérimentaux,
- purification et analyse du produit obtenu,
- calcul du rendement,
- problèmes liés au coût et à la sécurité.

## 1. Synthèse de l'acétate de linalyle

### a) Synthèse au laboratoire de l'acétate de linalyle

Lors d'une séance de T.P., on doit introduire, dans un ballon de 250 mL :

- 10 mL de linalol ;
- 20 mL d'anhydride acétique ;
- quelques grains de pierre ponce.

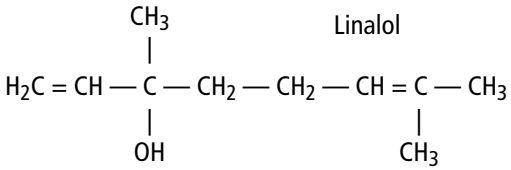
Adapter sur ce ballon le réfrigérant à reflux.

Mettre en route la circulation d'eau froide.

Chauffer à l'aide du chauffe-ballon, maintenir à ébullition douce pendant environ 25 minutes.

Le linalol (qui s'appelle, en nomenclature systématique, le 3,7-diméthyloct-1,6-diéne-3-ol) a pour formule :

Linalol



**Activité 7**

1. Préciser quels sont les réactifs parmi les substances introduites dans le ballon.
2. Écrire l'équation de la réaction et en déduire quels sont les produits obtenus.

**Activité 8**

1. Annoter le schéma du montage de la synthèse de l'acétate de linalyle.
2. Expliquer le rôle du chauffage à reflux.
3. Pourquoi faut-il chauffer le milieu réactionnel lors de la synthèse ?



© Cned - Académie en ligne

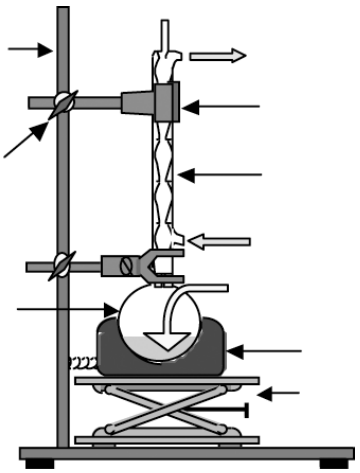


**Schéma du montage**

On donne quelques caractéristiques des substances intervenant lors de cette synthèse organique :

| | Linalol | Anhydride acétique | Acétate de linalyle |
|---|---|---|---|
| **Masse molaire (g.mol–1)** | 154 | 102 | 196 |
| **Densité** | 0,87 | 1,08 | 0,89 |
| **Température d'ébullition** | 199 | 139,5 | 220 |
| **Solubilité dans l'eau** | non | oui | non |

## Activité 9



1. Calculer les quantités de réactifs (en nombre de moles) utilisées pour réaliser la synthèse de l'acétate de linalyle.
2. La réaction se déroule-t-elle dans les conditions stœchiométriques ? Sinon, quel est le réactif limitant ?
3. En déduire la masse maximale d'ester que l'on pourrait obtenir si la réaction était totale.

On verse le contenu du ballon dans une ampoule à décanter qui contenait déjà 50 mL d'eau froide. On agite, puis on élimine la phase aqueuse. On ajoute, enfin, dans l'ampoule à décanter, 30 mL d'eau et 20 mL d'une solution d'hydrogénocarbonate de sodium à 20 %. On agite l'ampoule, en n'oubliant pas de purger aussi souvent que nécessaire.

De nouveau, on élimine la phase aqueuse et on récupère la phase organique que l'on verse dans un petit bécher qui contenait du sulfate de magnésium anhydre $MgSO_4$. On agite très doucement, puis on laisse décanter. Au bout de quelques minutes, on recueille la liqueur surnageante, que l'on verse dans un flacon fermé. On a déterminé la masse de ce flacon vide : $m_1 = 54{,}68$ g. On le pèse de nouveau quand il contient la phase organique : $m_2 = 63.15$ g.



© Cned - Académie en ligne

## Activité 10

1. Dessiner l'ampoule à décanter lorsque les deux phases sont séparées en précisant leur ordre, que vous justifierez.

2. Pourquoi faut-il purger l'ampoule lorsqu'on l'agite après avoir ajouté la solution d'hydrogénocarbonate de sodium ?

3. Quelle espèce chimique s'efforce-t-on essentiellement d'éliminer au cours des différents lavages ?

4. Quel est le rendement de la synthèse ?

Quand on observe la formule du linalol, on peut remarquer qu'elle possède un carbone asymétrique et qu'il existe donc deux énantiomères du linalol. Lors de l'estérification réalisée à l'aide de l'anhydride acétique, c'est la liaison –OH de l'alcool qui se casse, et le groupement acétyle $CH_3$ - CO - vient donc prendre la place de l'atome d'hydrogène. On dit que l'estérification se produit avec rétention de configuration, c'est-à-dire qu'un énantiomère « alcool » de configuration donnée produira un énantiomère « ester » de même configuration.

## Activité 11

1. L'une des étapes du mécanisme de la réaction est présentée ci-dessous. Relier par une flèche courbe les sites donneur et accepteur d'électrons.

$$H^+ + CH_3 - \underset{\underset{O}{\|}}{C} - O - CO - CH_3 \longrightarrow CH_3 - \underset{\underset{{}^+OH}{\|}}{C} - O - CO - CH_3$$

2. Dessiner, en représentation de Cram, les deux énantiomères du linalol et associer à chacun d'eux l'acétate de linalyle qui lui correspond.

3. Si on part d'un racémique du linalol, qu'obtiendra-t-on à la fin de la synthèse ?

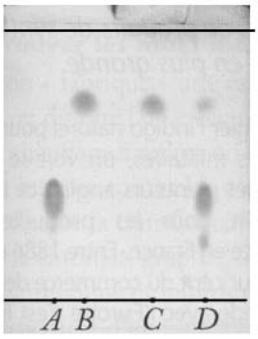
Au laboratoire, pour analyser le produit obtenu, on ne peut réaliser qu'une C.C.M. On se propose donc d'utiliser le linalol qui a servi de réactif lors de la synthèse, de l'acétate de linalyle commercial, de l'huile essentielle de lavandin qui renferme cet ester et le produit contenu dans le flacon.
L'éluant est obtenu en mélangeant 9 mL de cyclohexane et 1 mL d'acétate d'éthyle. On a déposé, sur une même ligne, les quatre substances sur la plaque de chromatographie. On a ensuite procédé à l'élution, puis, après avoir retiré la plaque de la cuve, on l'a séchée et révélée dans un bain de permanganate de potassium.



© Cned - Académie en ligne

**Activité 12**

Identifier les quatre dépôts A, B, C et D. Pour deux d'entre eux, le doute subsiste ; dites pourquoi.




L'huile essentielle de lavandin, qui est presque exclusivement constituée de linalol et d'acétate de linalyle, est utilisée, un peu en parfumerie, mais essentiellement par les « lessiviers » pour les détergents et les déodorants ménagers. La France détient le quasi-monopole de la production de l'huile essentielle de lavandin (un peu plus de 1000 tonnes par an), mais elle est fortement concurrencée par les produits de synthèse (linalol et acétate de linalyle) qui sont consommés en quantité 10 fois supérieure aux produits naturels.

Pour l'industrie, les produits de synthèse présentent de nombreux avantages par rapport aux produits naturels : régularité de l'approvisionnement, qualité et quantité constantes. Il est évident que, pour le produit naturel, d'une année sur l'autre, et la quantité, et la qualité peuvent varier sensiblement. Une organisation, le CIMEF, s'efforce de maintenir la compétitivité du produit naturel face à la concurrence des produits de synthèse, en misant précisément sur les défauts (manque de régularité malgré des efforts de standardisation) du produit naturel qui peuvent alors être valorisés en terme de marketing.

## b) Synthèse industrielle du linalol

Quand on veut obtenir de l'acétate de linalyle, dans l'industrie chimique, on procède comme au laboratoire : on fait réagir l'anhydride acétique sur du linalol.
Pour synthétiser le racémique du linalol, dans l'industrie chimique, on peut procéder de la manière suivante.
On démarre la synthèse avec deux réactifs de base : l'acétylène (ou éthyne) et l'acétone (ou propanone).

En présence d'amidure de sodium ($NaNH_2$) et d'eau, il se produit la réaction :

$$HC \equiv CH + CH_3 - CO - CH_3 \rightarrow HC \equiv C - C(CH_3)_2 - OH$$

**Activité 13**

Le rôle de l'amidure de sodium est de créer l'anion $HC \equiv C^-$. Justifier que la réaction s'effectue, ensuite, par addition sur un site accepteur d'électrons.

Localiser ce site dans la formule semi-développée de la propanone :

$$\begin{array}{c} CH_3 - C - CH_3 \\ \quad\quad\quad\quad \| \\ \quad\quad\quad\quad O \end{array}$$



© Cned - Académie en ligne

On réalise ensuite l'hydrogénation du produit obtenu, en présence de palladium désactivé, pour obtenir l'alcène correspondant :

$$HC \equiv C - C(CH_3)_2 - OH + H_2 \rightarrow H_2C = CH - C(CH_3)_2 - OH$$

**Activité 14**



Quel est le rôle du palladium désactivé lors de l'hydrogénation ? Que pourrait-il se passer si, lors de cette réaction, on utilisait du palladium normal et non du palladium désactivé ?

On fait ensuite réagir le bromure d'hydrogène HBr sur l'alcène formé lors de la réaction précédente :

$$H_2C = CH - C(CH_3)_2 - OH + H - Br \rightarrow H_2C = CH - C(CH_3)_2 - Br + H_2O$$

**Activité 15**



Le bromure d'hydrogène s'ionise : $H - Br \leftrightarrows H^+ + Br^-$. Montrer que la première étape de cette réaction est une attaque de l'ion $Br^-$ sur un site pauvre en électrons.

En présence d'éthanolate de sodium ($C_2H_5ONa$), le composé obtenu précédemment réagit sur l'acétoacétate d'éthyle pour donner majoritairement le produit :

$$H_2C = CH - C(CH_3)_2 - Br + CH_3 - CO - CH_2 - CO - O - C_2H_5 \rightarrow CH_3 - CO - \underset{\displaystyle (CH_3)_2C = CH - CH_2}{\underset{|}{CH}} - CO - O - C_2H_5 + H - Br$$

Ce produit est hydrolysé en milieu acide et chauffé longuement pour éliminer du dioxyde de carbone :

$$CH_3 - CO - \underset{\displaystyle (CH_3)_2C = CH - CH_2}{\underset{|}{CH}} - CO - O - C_2H_5 + H_2O \rightarrow CH_3 - CO - CH_2 - CH_2 - CH = C(CH_3)_2 + C_2H_5 - OH + CO_2$$

Pour finir, ce produit est soumis à l'action du bromure de vinyl magnésium ($CH_2 = CH - Mg - Br$) pour donner, après hydrolyse, le linalol :

$$CH_3 - CO - CH_2 - CH_2 - CH = C(CH_3)_2 + CH_2 = CH - Mg - Br + H_2O \rightarrow CH_2 = CH - (CH_3)C(OH) - CH_2 - CH_2 - CH = C(CH_3)_2 + HO - Mg - Br$$

**Activité 16**



Réécrire les équations des trois dernières étapes de la synthèse du linalol en utilisant, pour chaque molécule, sa formule topologique.

## 2. Synthèse du butanal

L'oxydation ménagée d'un alcool primaire tel que le butan-1-ol peut donner plusieurs produits de réaction selon les conditions opératoires : un aldéhyde (butanal) ou un acide carboxylique (acide butanoïque). Pour réaliser cette oxydation, on peut utiliser du dichromate de potassium en milieu acide, appelé mélange sulfochromique ($Na_2Cr_2O_7$, $2H_2O + H_2SO_4$), comme solution oxydante.

La difficulté à synthétiser le butanal provient du fait qu'un aldéhyde est plus facilement oxydable qu'un alcool primaire.



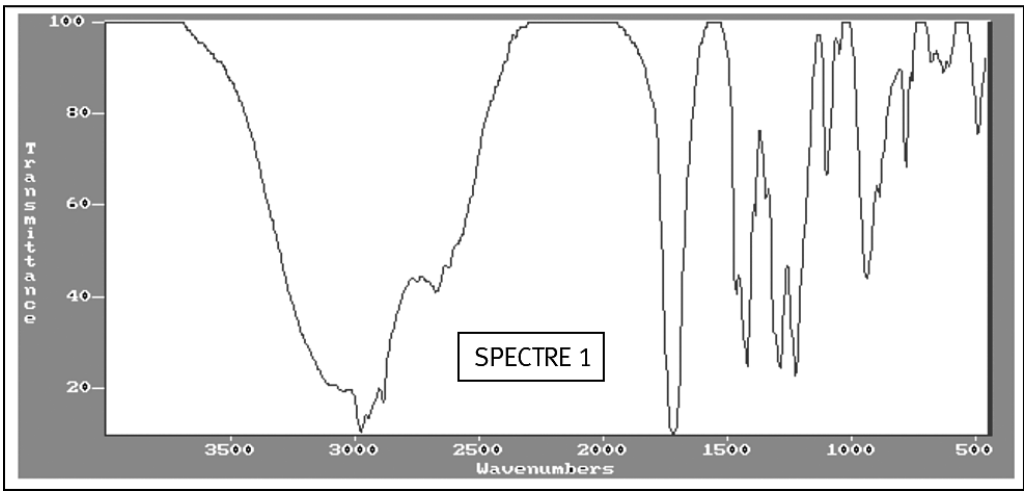
© Cned - Académie en ligne

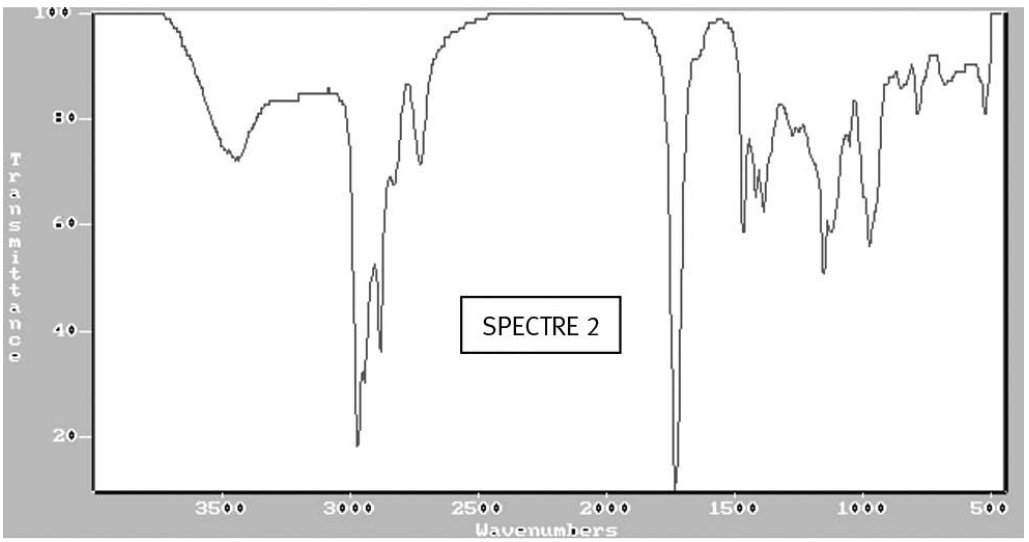
## Activité 17

Rappeler les demi-équations et les équations des réactions permettant d'obtenir le butanal puis l'acide butanoïque à partir du butan-1-ol. Les couples oxydo-réducteurs pouvant être mis en jeu dans cette réaction sont les couples $Cr_2O_7^{2-}$ / $Cr^{3+}$ $C_3H_7$ - COH / $C_3H_7$ - $CH_2OH$ et $C_3H_7$-COOH / $C_3H_7$ - COH en milieu acide.

## Activité 18

1. Pourquoi faut-il verser, peu à peu, le mélange sulfochromique dans le butan-1-ol, et non pas l'inverse ? Quel appareil doit, dans ces conditions, être obligatoirement utilisé dans le dispositif expérimental employé lors de cette synthèse ?
2. Le butanal est un liquide incolore, d'odeur âcre, qui bout à 75 °C. Faut-il utiliser un montage à reflux ou un montage pour la distillation, quand on réalise la synthèse du butanal ? Expliquer pourquoi et dessiner le montage que vous aurez choisi.
3. Les deux spectres IR suivants sont ceux du butanal et de l'acide butanoïque : quel est celui que l'on doit obtenir lorsqu'on réalise le spectre IR du produit de synthèse, s'il s'agit bien du butanal ?






© Cned - Académie en ligne

## 3. Synthèse et utilisation de l'aniline

L'aniline, qui a pour formule $C_6H_5$ - $NH_2$, peut aussi être nommée phénylamine ou aminobenzène puisque le groupement $C_6H_5$ - représente un noyau benzénique. On peut la considérer comme une amine primaire, mais le fait que le groupement « amino, - $NH_2$ » soit directement fixé sur le noyau benzénique lui confère des propriétés chimiques différentes des amines primaires aliphatiques.

Pour la première fois, en 1826, elle a été obtenue en distillant de l'indigo, mais, quelques années plus tard, le chimiste allemand August Wilhelm von Hofmann (1818-1892) montra que la molécule obtenue par distillation de l'indigo et celle obtenue par réduction du nitrobenzène étaient les mêmes.

L'aniline est la matière de base de l'industrie des colorants ; dans l'industrie, on se sert maintenant de l'aniline pour la fabrication de l'indigo. Elle est aussi utilisée dans l'industrie pharmaceutique et dans celle des matières plastiques, mais plus de la moitié de la production d'aniline est consommée en tant qu'accélérateur de la vulcanisation des caoutchoucs.

### a) La synthèse du nitrobenzène

Dans un bain d'eau glacée, on place un erlenmeyer de 100 mL, dans lequel on verse 10 mL d'acide nitrique fumant. On a préparé une burette remplie de benzène et on ajoute, goutte à goutte, 5 mL de benzène. On agite et, surtout, on contrôle la température qui ne doit jamais dépasser 40 °C. C'est la condition nécessaire pour n'obtenir que du « mono » nitrobenzène.

Une fois le benzène ajouté, et après avoir vigoureusement agité, on verse 15 mL d'eau et l'on transvase le tout dans une ampoule à décanter. Le nitrobenzène est un liquide huileux d'odeur caractéristique d'amande amère qui constituera la phase inférieure, après décantation.

**Activité 19**



Dans l'acide nitrique fumant, il existe des ions nitronium $NO_2^+$ ; l'ion nitronium réagit-il avec un site donneur ou accepteur d'électrons ? Justifier que la synthèse du nitrobenzène est une substitution.

Que se passera-t-il si la condition sur la température n'est pas respectée ? Est-il facile de s'en apercevoir expérimentalement ?

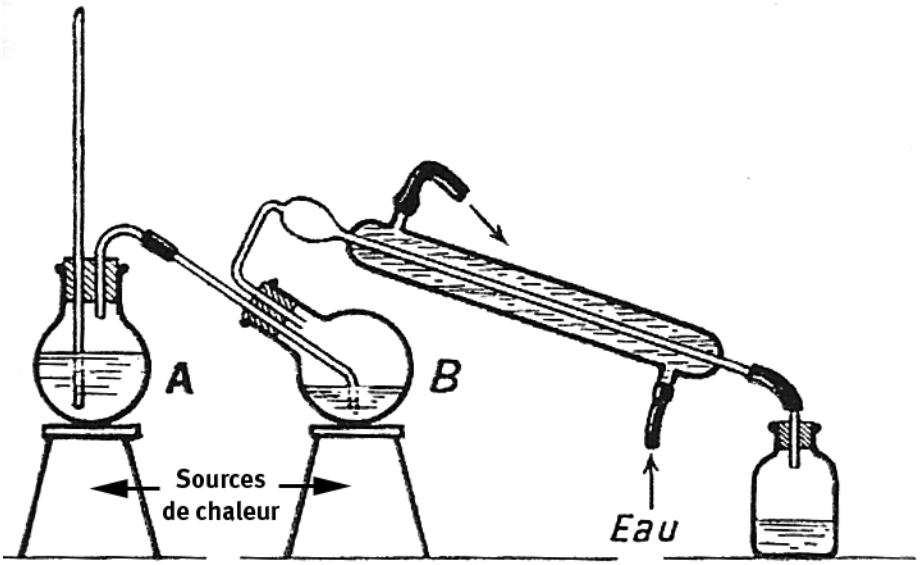
### b) La synthèse de l'aniline

On introduit dans un ballon, que l'on a placé dans un bain d'eau glacée, 10,5 mL de nitrobenzène et 23,0 g d'étain. On verse ensuite lentement, dans le ballon, car la réaction qui est exothermique risque de s'emballer, 50 mL d'une solution concentrée d'acide chlorhydrique.
Lorsqu'on a fini de verser l'acide, on chauffe le mélange à reflux, à environ 100 °C, pendant une demi-heure.
Puis on refroidit le ballon et on voit apparaître un solide jaune pâle. On verse alors dans le ballon une solution concentrée de soude jusqu'à dissolution complète du précipité qui venait de se former. Le milieu réactionnel prend alors une apparence opaque et une couleur brun-gris.



© Cned - Académie en ligne

Pour extraire l'aniline que l'on vient de synthétiser du mélange réactionnel, on doit procéder à un entraînement par la vapeur d'eau. Le ballon A du dispositif ci-après contient de l'eau que l'on doit faire bouillir, et le ballon B, le mélange réactionnel qui sera chauffé à environ 80 °C. Dans ces conditions, l'aniline est distillée en même temps que l'eau. On poursuit la distillation jusqu'à obtenir 60 mL de distillat.




On dissout du chlorure de sodium, dans le distillat, jusqu'à saturation, et on extrait l'aniline avec de l'éther. On sèche la phase organique avec du carbonate de potassium anhydre, puis on évapore l'éther. Pour finir, on opère une distillation sous vide de façon à obtenir de l'aniline pure.
On détermine la masse du produit synthétisé : 4,26 g.

**Activité 20**

*La synthèse de l'aniline est une réaction d'oxydoréduction : la première demi-équation qui est mise en jeu peut s'écrire :*

$$Sn + 4\ HCl = SnCl_4 + 4\ H^+ + 4\ e^-.$$

Écrire la deuxième demi-équation qui concerne le couple nitrobenzène / aniline et en déduire l'équation de la réaction.

**Activité 21**

Quelles substances contient essentiellement le distillat ?

Si l'on considère que le produit synthétisé est de l'aniline pure, quel est le rendement de la synthèse ?

***Données*** Densité du nitrobenzène : 1,1732 ; masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : H = 1 ; C = 12 ; O = 16 ; N = 14 et Sn = 118,7.

Pour vérifier la pureté du produit, on réalise un spectre IR du produit synthétisé : il montre que ce dernier ne renferme pas de nitrobenzène car le pic du groupement « $NO_2$ », qui se situe entre 1 510 et 1 570 $cm^{-1}$, n'apparaît plus.
Par contre, tous les pics attendus pour l'aniline apparaissent bien.
On réalise aussi un spectre RMN. On peut observer quatre pics : le premier à 3,71 ppm, le deuxième à 6,78 ppm, le troisième à 6,92 ppm et le quatrième à 7,31 ppm.



© Cned - Académie en ligne

**Activité 22**



Justifier que l'existence de ces quatre pics est compatible avec la formule chimique de l'aniline et en déduire le nombre de protons qui correspond à chaque pic.

**Activité 23**



*Il est intéressant de comparer les spectres UV et visible du benzène, de l'aniline et de l'ion anilinium ($C_6H_5$ - $NH_3^+$ ).*

*Les spectres du benzène et de l'ion anilinium présentent essentiellement deux bandes d'absorption : une bande E à 203 nm et une bande B à 254 nm. Le spectre de l'aniline présente aussi ces deux bandes mais la bande E à 235 nm et la bande B à 285 nm.*

Comment expliquer que le spectre UV de l'aniline soit différent de celui du benzène et que celui de son acide conjugué l'ion anilinium soit quasiment le même ?

## c) Synthèse de colorants à partir de l'aniline

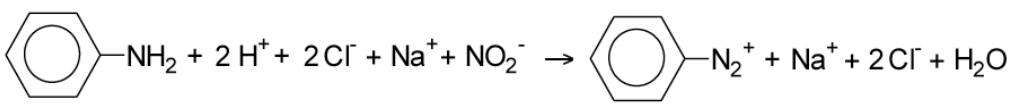
L'aniline est indissociable de l'industrie des colorants puisqu'elle a permis de synthétiser la mauvéine, qui a été le premier colorant produit de manière industrielle. Perkin, un jeune chimiste anglais, raconte qu'en essayant de synthétiser la quinine, il a oxydé une aniline pas très pure, qui contenait des traces de toluidine, par une solution de dichromate de potassium. Il a obtenu un solide noir. Il aurait pu penser que sa synthèse était ratée, mais il a eu l'idée « géniale » de diluer cette substance noire dans l'alcool et il a ainsi obtenu une solution de couleur violette. En renversant, par maladresse, une petite éprouvette de cette solution violette, il s'est alors aperçu que son contenu produisait sur sa blouse des taches indélébiles. C'est ainsi qu'il a inventé le premier colorant artificiel utilisable par l'industrie textile.

Comme Perkin avait aussi le sens des affaires, après avoir fait breveter sa découverte, il a fait fabriquer la mauvéine dans une usine proche de Londres et il a commercialisé son produit. Cela lui a permis d'acquérir richesse et gloire, puisque, en 1862, la reine Victoria portait une robe en soie colorée à la mauvéine, lors d'une sortie en public.

Depuis 1860, en Allemagne et en Angleterre, en utilisant l'aniline ou l'un de ses dérivés, on s'est efforcé de synthétiser des colorants qui constituent une famille importante : les colorants azoïques.

On va prendre l'exemple d'un colorant azoïque assez facile à synthétiser que l'on nomme le jaune d'aniline.

À partir de l'aniline, il est facile d'obtenir, par une réaction dite de nitrosation, un sel de diazonium qui est relativement stable

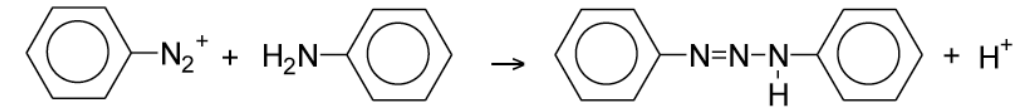



aniline — ion benzènediazonium

Le sel de diazonium obtenu à partir de l'aniline peut réagir avec tous les cycles aromatiques activés. Il peut, par exemple, réagir avec l'aniline elle-même :



© Cned - Académie en ligne




Le 1,3-diphényltriazène (jaune d'aniline) est un solide irritant pour la peau qui se présente sous forme de cristaux jaune d'or.

On introduit, dans un bécher de 400 mL, en respectant l'ordre cité : 10 mL d'aniline, 100 mL d'eau et 15 mL d'acide chlorhydrique concentré. Après avoir bien agité, on refroidit le mélange entre 0 °C et 5 °C, en le plaçant dans un cristallisoir qui contient des glaçons et du sel. Pendant ce temps, on prépare, dans un erlenmeyer de 100 mL, une solution de 3,7 g de nitrite de sodium dans 10 mL d'eau glacée.

On verse lentement, et par petites fractions (1 mL, au maximum), la solution de nitrite de sodium dans le bécher qui contient l'aniline. On agite après chaque addition en faisant bien attention que la température reste inférieure à 5 °C.
Lorsque toute la solution de nitrite de sodium a été versée, on conserve le bécher dans le mélange « glace + sel », pendant un quart d'heure environ, en agitant de temps à autre, et on prépare une solution d'acétate de sodium en dissolvant 25 g de solide dans 45 mL d'eau. On place cette solution dans le mélange « glace + sel », de façon à la refroidir, elle-aussi, vers 5 °C et, après avoir suffisamment attendu, on la verse lentement dans le bécher qui contient le milieu réactionnel, en faisant toujours bien attention que la température reste inférieure à 5 °C.
Lorsque toute la solution d'acétate de sodium a été versée, on sort le bécher du mélange « glace + sel », et on le laisse, à température ambiante, pendant un quart d'heure environ, en agitant de temps à autre.

On filtre sur Büchner, en lavant deux fois avec 70 mL d'eau glacée, et on recristallise le produit dans l'éther de pétrole : la recristallisation est une technique de laboratoire utilisée pour purifier un produit de synthèse que l'on obtient à l'état solide. Elle consiste à dissoudre le précipité, en le chauffant dans un montage à reflux, dans une petite quantité d'un solvant judicieusement choisi ; lorsqu'on a obtenu la dissolution totale, on verse le mélange dans un bécher qu'on laisse refroidir, d'abord à l'air libre, puis dans un bain d'eau glacée. Le produit de synthèse redevient alors solide, mais les impuretés qu'il contenait (ainsi qu'une petite quantité du produit de synthèse) restent en solution dans le solvant. Il est ensuite nécessaire de procéder à une filtration sur Büchner. On peut ainsi récupérer la plus grande partie du produit solide, mais il est maintenant beaucoup plus pur qu'il n'était à la fin de la synthèse.

## Activité 24



On ne doit jamais pipeter à la bouche, quand on prélève un volume de liquide donné : indiquer deux raisons qui justifient cette consigne.
L'aniline est plus soluble dans l'eau en milieu acide qu'en milieu neutre : indiquer la raison de cette propriété.



© Cned - Académie en ligne

## Activité 25

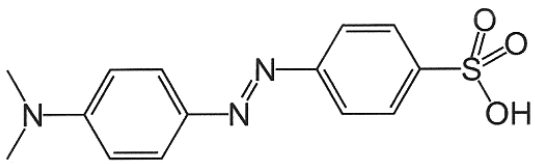
***Données :***

| | Éther | Chloroforme | Éther de pétrole | Eau |
|---|---|---|---|---|
| *1,3-diphényltriazène* | *Très soluble* | *Très soluble* | *Très peu soluble à froid<br>Soluble à chaud* | *Insoluble* |
| *Aniline* | *Très soluble* | *Très soluble* | *Très soluble* | *Peu soluble* |

En utilisant les informations contenues dans le paragraphe précédent et dans le tableau de données, expliquer en quelques phrases le choix du solvant de recristallisation du 1,3-diphényltriazène.

Lors de réactions un peu plus compliquées, on peut obtenir des composés qui sont fortement conjugués, donc colorés. Certains présentent des propriétés acido-basiques qui leur permettent de modifier leur conjugaison lors du passage d'une forme à l'autre : ce sont alors des substances qui peuvent servir d'indicateur coloré lors des dosages de pH-métrie.

On peut citer, par exemple, l'hélianthine, qui prend une couleur rouge, en milieu acide, et jaune, en milieu basique :

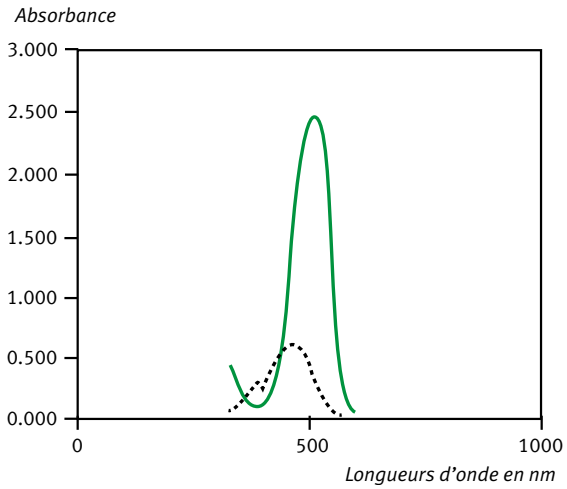



C'est la formule topologique de la forme acide de la molécule qui est représentée ci-dessus. En milieu basique, le proton du groupement « $SO_3H$ » quitte la molécule et la charge « moins » de l'atome d'oxygène peut alors se déplacer dans toute la molécule.

Dans l'hélianthine, la conjugaison s'étend sur un nombre d'atomes beaucoup plus grand que dans l'aniline : c'est pour cela que la longueur d'onde du maximum d'absorption ne se trouve pas dans l'UV mais dans le visible.

## Activité 26

On donne ci-après les spectres d'absorption de l'hélianthine, forme acide et forme basique. Retrouver les longueurs d'onde correspondant à chaque maximum d'absorption et identifier la courbe correspondant à chacune des deux formes. On rappelle que l'hélianthine est rouge en milieu acide et jaune en milieu basique.





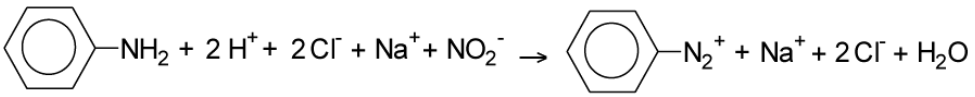

© Cned - Académie en ligne

Les vrais colorants azoïques sont aussi des structures complexes qui contiennent généralement des groupements d'acide sulfonique qui leur permettent, d'une part, d'être solubles dans l'eau et, d'autre part, d'être absorbés par les fibres textiles. En effet, les substituants $-SO_3^-$ maintiennent les molécules de colorant à la surface de la fibre par formation de liaison hydrogène.

### d) Synthèse du chlorobenzène à partir de l'aniline

Il est possible de préparer un composé totalement différent du jaune d'aniline en modifiant légèrement les conditions expérimentales. Tout commence comme dans la réaction précédente avec la mise en contact entre 0 °C et 5 °C d'aniline, d'acide chlorhydrique concentré et d'une solution de nitrite de sodium.

On obtient donc le sel de diazonium qui est relativement stable.

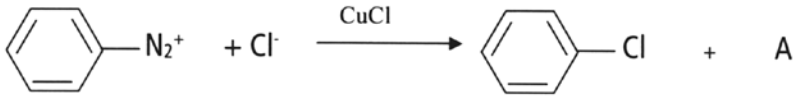



aniline — ion benzènediazonium

C'est dans une seconde étape que la réaction va prendre une direction nouvelle, puisqu'on va rajouter la solution de sel de diazonium précédemment formée à un mélange constitué d'une solution de chlorure de cuivre (I) et d'acide chlorhydrique concentré. Après chauffage à 65 °C, un dégagement gazeux important se produit et on extrait ensuite de la solution par hydrodistillation puis décantation un liquide incolore : le chlorobenzène.

## Activité 27

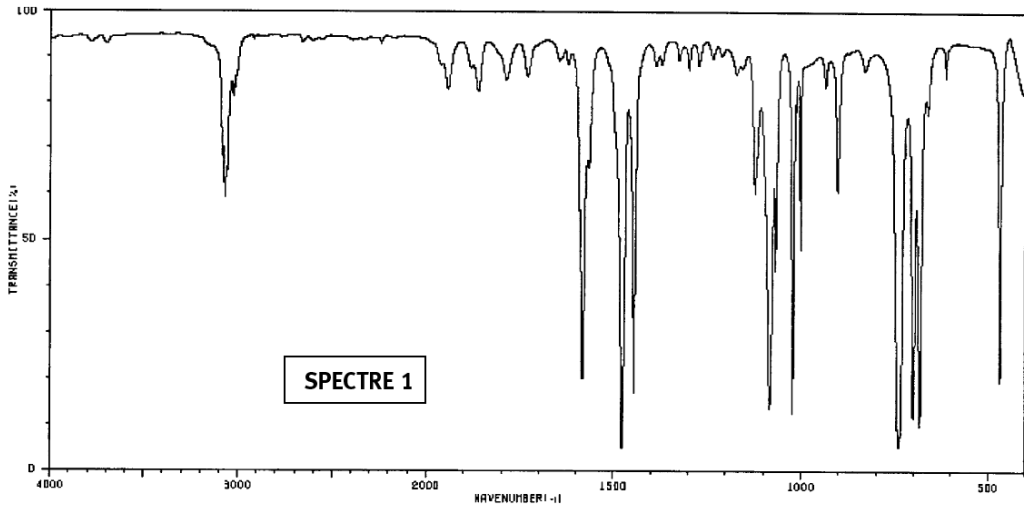




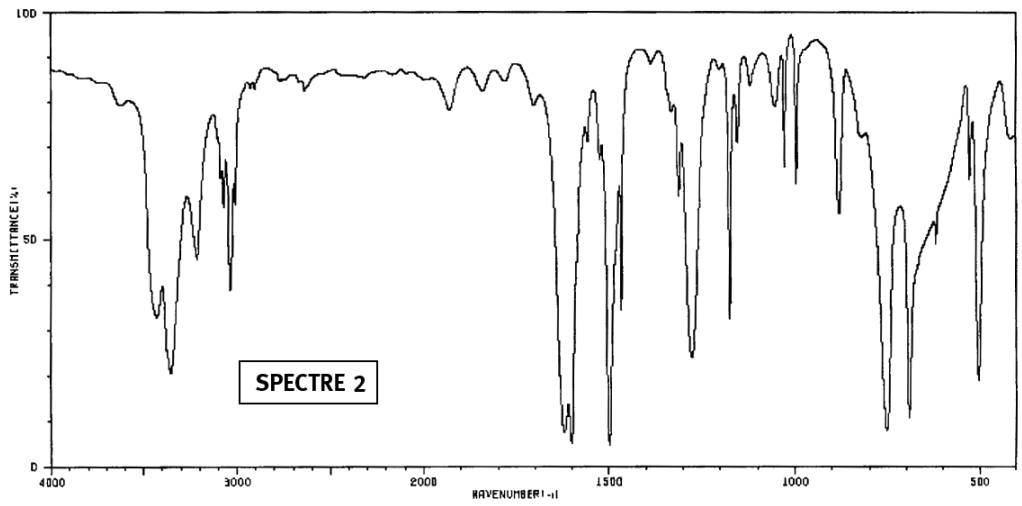

1. De quel type de réaction (addition, élimination, substitution) s'agit-il ?
2. Quel rôle joue ici le chlorure de cuivre (I) ?
3. Identifier le composé gazeux A produit lors du chauffage.
4. Vous attribuerez chaque spectre IR soit au chlorobenzène, soit à l'aniline, et vous direz quel groupe caractéristique a été supprimé lors de la réaction.
5. À partir du sel de diazonium, on peut obtenir du jaune d'aniline et du chlorobenzène. En dehors des réactifs, quels sont les deux paramètres expérimentaux différents lors de ces deux synthèses ?



© Cned - Académie en ligne




SPECTRE 1




SPECTRE 2

## Activité 28

*Attention, un réactif peut en cacher un autre !*
*Lors de la réaction précédente réalisée en laboratoire, la solution de sel de diazonium est chauffée juste avant d'être rajoutée au mélange de solution de chlorure de cuivre (I) et d'acide chlorhydrique concentré. Le dégagement gazeux se produit très rapidement mais, à la fin de la réaction, on obtient, après séparation et purification, un solide blanc de formule $C_6H_6O$ : le phénol.*

1. Compléter l'équation de réaction et trouver le réactif B ayant réagi avec le sel de diazonium. De quel type de réaction chimique s'agit-il : addition, élimination ou substitution ?

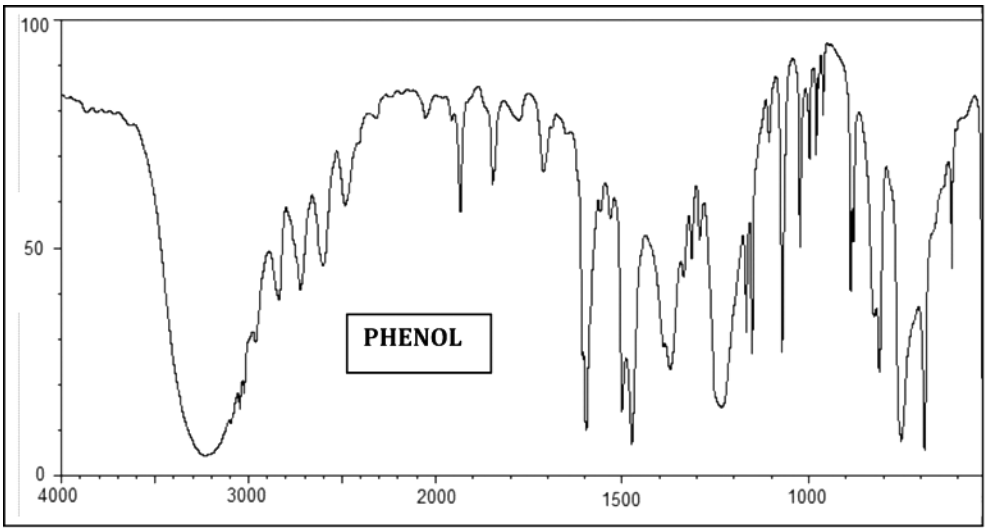





© Cned - Académie en ligne

2. À partir du spectre IR du phénol présenté ci-dessous, montrer que la réaction a bien modifié un des groupes caractéristiques de l'aniline (dont le spectre est représenté dans l'activité 22).

3. Préciser les modifications des paramètres expérimentaux provoqués par la mauvaise manipulation.




# D Pour conclure

## 1. Résumé

De nombreux exemples de synthèse sont présentés dans cette séquence. L'objectif n'est pas d'apprendre les protocoles de ces synthèses mais de comprendre et de savoir analyser leurs différentes stratégies.

Lors de la synthèse de l'acétate de linalyle, puis du linalol, on a passé en revue différents problèmes que l'on rencontre lors de ces préparations. Quel réactifs et dans quelles quantités faut-il les utiliser ? Quel est le montage que l'on doit employer pour obtenir l'acétate de linalyle ? À la fin des réactions chimiques, le produit recherché n'est pas pur. Quelles méthodes peut-on utiliser pour purifier ce produit brut et comment s'assurer qu'à la fin des opérations on a bien le produit pur ?

### ➜ Technique de purification d'un solide par recristallisation

La dissolution à chaud du produit préparé lors de la synthèse (appelé produit brut) dans un solvant bien choisi puis sa cristallisation par refroidissement permettent d'obtenir un solide purifié (appelé produit pur). En effet, des impuretés restent alors dissoutes dans le solvant et peuvent être éliminées par filtration. Le solvant de recristallisation doit dissoudre à froid les impuretés mais le solide doit y être soluble à chaud et insoluble à froid.



© Cned - Académie en ligne

### ➜ Techniques permettant le contrôle de qualité du produit

Chromatographie sur couche mince, spectroscopies IR et RMN.

Enfin, on a calculé le rendement de cette synthèse puisqu'on sait que la quantité de produit pur obtenu lors de la synthèse n'est jamais égale à la valeur que l'on avait calculée.

Pour obtenir du linalol et de l'acétate de linalyle, on n'est pas obligé de les synthétiser : on peut les extraire d'une plante, le lavandin. D'ailleurs, la France détient le quasi-monopole de cette production. La question est de savoir si, pour l'industrie qui utilise le linalol et l'acétate de linalyle, il est préférable de choisir les produits naturels ou les produits de synthèse.

Une des méthodes de synthèse du linalol, dans l'industrie, comporte plusieurs étapes : les réactifs de départ sont l'acétylène et l'acétone et, après de nombreuses opérations, on obtient le racémique du linalol. En effet, le linalol comme l'acétate de linalyle possèdent deux énantiomères.

La synthèse de nombreux colorants passe par deux intermédiaires : le nitrobenzène et l'aniline. Le nitrobenzène s'obtient par la nitration du benzène en prenant toutes les précautions, lors de la manipulation, pour s'arrêter à la première substitution. Il existe de nombreuses possibilités pour réduire le groupement nitro en groupement amino. On peut réaliser cette réduction en utilisant l'étain et l'acide chlorhydrique. Pour isoler l'aniline, une fois qu'on l'a obtenue, on l'entraîne à la vapeur d'eau. Une fois l'aniline purifiée par distillation, on la fait réagir sur l'acide nitreux pour obtenir un sel de diazonium qui va permettre d'obtenir tous les colorants azoïques.

Nous avons vu que des modifications des paramètres expérimentaux pouvaient provoquer non seulement des différences de pureté des produits, mais aussi quelquefois des réactions totalement différentes :

- pH (pour la préparation de l'acide benzoïque) ;
- type de montage (pour la préparation du butanal) ;
- température (pour la synthèse de colorant) ;
- présence de catalyseurs (pour la synthèse du chlorobenzène).

La durée de réaction et les quantités initiales de réactifs sont également des paramètres importants pouvant influer tant sur la pureté que sur la nature des produits formés.

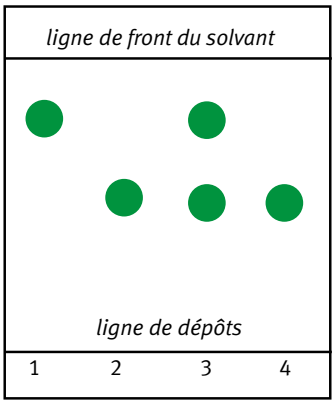
## 2. Exercices d'apprentissage

**Exercice 1**

Dans le but d'étudier l'influence de la durée du chauffage à reflux sur la synthèse de l'acide benzoïque, on réalise plusieurs expériences en modifiant, entre chaque expérience, ce paramètre expérimental. On procède ensuite à l'analyse par chromatographie sur couche mince des produits obtenus. Commenter le chromatogramme obtenu.



© Cned - Académie en ligne



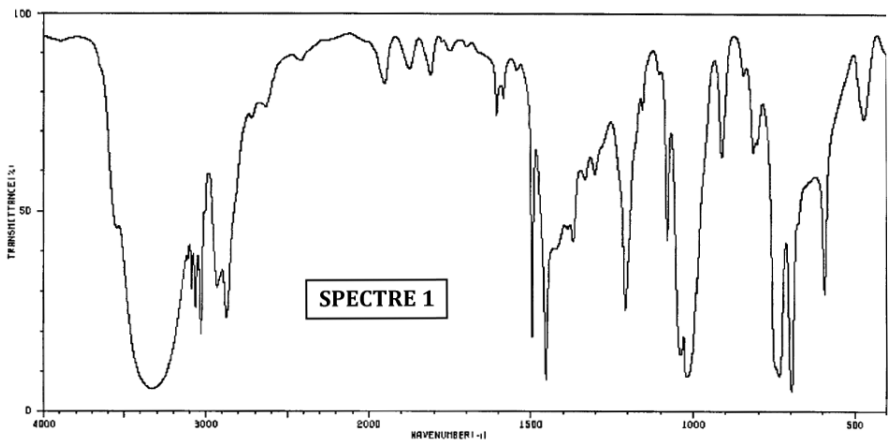

Dépôt n° 1 : alcool benzylique de référence

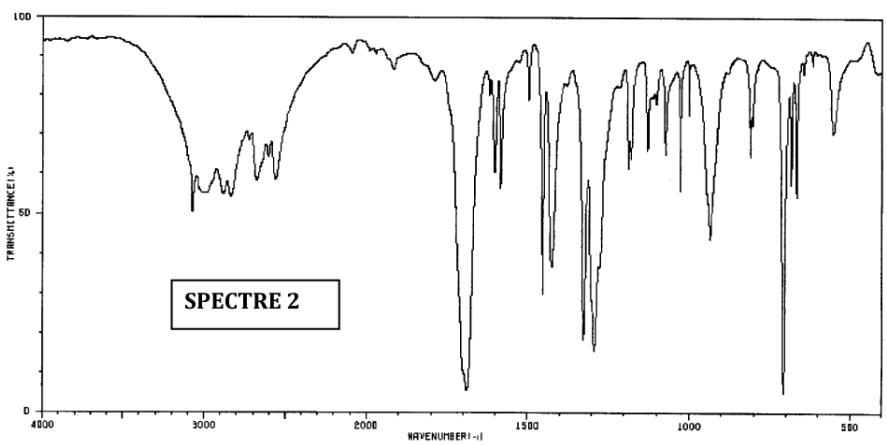
Dépôt n° 2 : acide benzoïque de référence

Dépôt n° 3 : produit obtenu après 15 minutes de chauffage à reflux

Dépôt n° 4 : produit après 30 minutes de chauffage à reflux

**Exercice 2** Expliquer, sur les spectres infrarouges ci-dessous que vous attribuerez soit à l'alcool benzylique, soit à l'acide benzoïque, quelles modifications on peut observer à la suite de l'oxydation de l'alcool benzylique en acide benzoïque.






© Cned - Académie en ligne

## Exercice 3

En présence d'hémipentoxyde de phosphore ($P_2O_5$), le benzamide se transforme en benzonitrile :

$$C_6H_5 - CO - NH_2 \xrightarrow{P_2O_5} C_6H_5 - C \equiv N + H_2O$$

On peut considérer que le benzonitrile dérive du cyanure d'hydrogène ($H - C \equiv N$), le noyau benzénique ayant remplacé l'atome d'hydrogène. On peut donc aussi le nommer cyanure de phényle. Le benzonitrile est un solvant qui a les caractéristiques suivantes :

densité : 1,53 – température de fusion : 13 °C – température d'ébullition : 191 °C.

1. Dans quel état se trouve le benzonitrile à température ambiante (20 °C) ? Si, au cours de la synthèse, on est amené à le refroidir dans un bain-marie d'eau et de glace, dans quel état se trouvera-t-il ?
2. En faisant réagir 10,00 g de benzamide, on obtient 3,42 g de benzonitrile. Quel est le rendement de la synthèse ?
3. Théoriquement, quelle devrait être la grande différence entre le spectre RMN du benzamide et celui du benzonitrile ?
4. Théoriquement, quelles devraient être les différences entre le spectre IR du benzamide et celui du benzonitrile ?

***Données*** Masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : H = 1 ; C = 12 ; O = 16 , N = 14.

## Exercice 4

Pour obtenir du formiate d'éthyle (méthanoate d'éthyle), on propose le mode opératoire suivant :
Introduire dans un ballon 20 mL d'acide formique (méthanoïque) pur et 30 mL d'éthanol à 90°.
Ajouter une pointe de spatule d'acide paratoluènesulfonique et quelques grains de pierre ponce.
Fixer le ballon sur le dispositif de distillation fractionnée et mettre en marche le chauffe-ballon à allure modérée.
Observer que la température reste constante pendant que vous recueillerez le distillat.
Dès que la température recommence à s'élever, retirer l'éprouvette graduée qui a servi à recueillir le distillat et arrêter le chauffe-ballon.
Mesurer le volume du distillat.

| | Acide formique | Éthanol pur | Formiate d'éthyle |
|---|---|---|---|
| **Densité** | 1,22 | 0,79 | 0,91 |
| **Température d'ébullition** | 100,7 °C | 78,5 °C | 54,3 °C |
| **Solubilité dans l'eau** | Totale | Totale | Faible |

1. Faire le schéma annoté du dispositif de distillation fractionnée.
2. Quels sont les réactifs lors de cette synthèse ? En déduire l'équation de la réaction qui se produit dans le ballon.
3. Quel est le rôle de l'acide paratoluènesulfonique ? Et celui des grains de pierre ponce ?



© Cned - Académie en ligne

4. À quelle température approximative observe-t-on que le distillat commence à être recueilli dans l'éprouvette graduée ? Pourquoi la température reste-t-elle ensuite constante pendant un certain temps ? Pourquoi faut-il retirer l'éprouvette graduée lorsque la température recommence à s'élever ?

5. Un groupe de TP a obtenu 31,6 mL de distillat. Quel est alors le rendement de la synthèse ?

**Remarque**

L'éthanol à 90° ne contient que 90 % d'éthanol, en volume.

***Données*** Masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : H = 1 ; C = 12 ; O = 16.

## Exercice 5 Synthèse de documents

***Document 1*** **Synthèse de l'éthanoate de butyle par action de l'acide éthanoïque**

**Équation de réaction**

$CH_3 - CO - OH + CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH \rightarrow CH_3 - CO - O - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3 + H_2O$

Les réactifs et les produits sont à l'état liquide.

**Protocole expérimental**

Lors d'un TP de synthèse de l'éthanoate de butyle (ester à l'arôme fruité), on décide d'étudier l'influence de quelques paramètres expérimentaux sur le rendement de la synthèse. Chaque groupe d'élèves mélange donc dans un ballon de 250 mL :

- 10 mL de butan-1-ol ;
- X mL d'acide éthanoïque (ou acide acétique) ;
- quelques gouttes d'acide sulfurique ;
- quelques grains de pierre ponce.

Après chauffage à reflux, extraction, lavage, séchage et purification par distillation de l'éthanoate de butyle, on obtient les résultats présentés dans le tableau suivant :

**Tableau de résultats**

| | Groupe 1 | Groupe 2 | Groupe 3 | Groupe 4 |
|---|---|---|---|---|
| Volume d'acide acétique (X en mL) | 6 | 6 | 6 | 12 |
| Durée du chauffage à reflux | 20 | 45 | 60 | 60 |
| Volume d'éthanoate de butyle obtenu (mL) | 6,5 | 9,1 | 9,2 | 10,5 |
| Rendement | | | | |



© Cned - Académie en ligne

*Document 2* **Synthèse de l'éthanoate de butyle par action du chlorure d'éthanoyle**

**Équation de réaction**

$$CH_3 - CO - Cl + CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH \rightarrow CH_3 - CO - O - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3 + HCl$$

Le chlorure d'hydrogène est gazeux, les autres participants sont liquides.

**Protocole expérimental et résultat**

Dans un ballon de 250 mL équipé d'un réfrigérant à eau vertical et placé sous la hotte, verser 10 mL de butan-1-ol, puis, ajouter lentement, à l'aide d'une ampoule de coulée, 10 mL de chlorure d'éthanoyle. Agiter pendant 10 minutes puis ajouter un peu d'eau par le haut du réfrigérant pour dissoudre le chlorure d'hydrogène avant de séparer l'éthanoate de butyle non miscible dans l'eau par décantation à l'aide d'une ampoule à décanter.

Après lavage et séchage, on obtient un volume de 13,8 mL d'éthanoate de butyle.

*Document 3* **Tableau de données**

| | Acide éthanoïque | Butan-1-ol | Éthanoate de butyle | Chlorure d'éthanoyle | Chlorure d'hydrogène |
|---|---|---|---|---|---|
| **Masse molaire (g.mol–1)** | 60 | 74 | 116 | 78,5 | 36,5 |
| **Densité** | 1,08 | 0,8 | 0,886 | 1,11 | - |
| **État physique** | Liquide | Liquide | Liquide | Liquide | Gaz |
| **Toxicité** | Corrosif | Nocif par ingestion | Irritant | Corrosif | Toxique Corrosif |

1. Compléter le tableau de résultats du document 1.
2. Interpréter les différences de rendements observées lors de la synthèse utilisant l'acide éthanoïque.
3. Rédiger une synthèse de documents de dix à quinze lignes maximum à partir des deux documents permettant de répondre à la question suivante :
« Quelle est la synthèse la plus intéressante à utiliser, au laboratoire, pour fabriquer de l'éthanoate d'éthyle ? »



© Cned - Académie en ligne

# 3 Sélectivité en chimie organique

## A Objectifs d'apprentissage

- Extraire et exploiter des informations sur l'utilisation de réactifs chimiosélectifs pour mettre en évidence le caractère sélectif, ou non, d'une réaction.
- Extraire et exploiter des informations sur la protection d'une fonction dans le cas de la synthèse peptidique pour mettre en évidence le caractère sélectif, ou non, d'une réaction.

**Remarque**

Les objectifs sont du type « Connaître et exploiter » : il n'y a donc pas à apprendre par cœur le contenu du cours. Il s'agit plutôt de savoir faire les activités et les exercices.

## B Pour débuter

### Qu'est-ce qu'un réactif chimiosélectif ?

**Activité 29**



Rappeler la formule développée et le nom des produits que l'on peut obtenir quand on fait réagir une solution aqueuse de dichromate de potassium en milieu acide, sur du propan-1-ol, lors d'une oxydation ménagée.

Quelle que soit la technique utilisée, il est très difficile d'obtenir l'aldéhyde seul quand on essaie d'oxyder un alcool primaire par une solution de dichromate. En effet, les aldéhydes sont des réducteurs plus forts que les alcools et, même en prenant des précautions particulières, il est très difficile de ne pas obtenir, en même temps que l'aldéhyde, un peu d'acide (voir synthèse du butanal, au chapitre précédent).
On dira que le dichromate de potassium est un réactif très peu chimiosélectif.

L'étude du mécanisme de la réaction d'oxydation des aldéhydes, en présence de dichromate, montre que celle-ci passe par la formation d'un hydrate (addition d'eau sur un composé intermédiaire carbonylé). L'idée est donc simple : il suffit d'éviter la formation de cet hydrate en opérant en l'absence d'eau, et l'oxydation s'arrêtera à l'aldéhyde.

Le chimiste américain E. J. Corey a utilisé le chlorochromate de pyridinium $C_5H_5NH^+ClCrO_3^-$, ou PCC, qu'il a obtenu en mélangeant 12 g d'anhydride chro-



© Cned - Académie en ligne

mique, 22 mL d'acide chlorhydrique à la concentration de 6 $mol.L^{-1}$ et 9,5 g de pyridine. Il a chauffé ce mélange à 40 °C pendant 10 minutes, puis il l'a placé dans un cristallisoir rempli de glace, et le PCC a cristallisé.

**Activité 30**



Quel produit obtiendra-t-on si l'on fait réagir le propan-1-ol sur le PCC ? Quelle conclusion doit-on faire si on compare l'action de la solution aqueuse de la solution de dichromate de potassium et celle du PCC sur le butan-1-ol ?



# Pour apprendre

Un composé polyfonctionnel, comme son nom l'indique, possède plusieurs fonctions de la chimie organique. Comme exemple de composés polyfonctionnels, nous avons rencontré les acides aminés, dont la molécule possède à la fois la fonction acide carboxylique et la fonction amine. Si ces deux fonctions sont situées sur deux carbones voisins, on dit qu'il s'agit d'un acide $\alpha$-aminé.
Quand on veut faire subir une réaction à un composé polyfonctionnel, il faut s'assurer que c'est bien la fonction que l'on veut transformer qui va réagir, et non pas une autre. Pour cela, on a deux méthodes :

- soit on utilise un réactif chimiosélectif, c'est-à-dire un réactif qui ne s'attaquera qu'à la fonction que l'on veut transformer ;
- soit on protégera la fonction qui doit rester intacte, de façon que seule la fonction que l'on veut transformer réagisse.

## 1. Exemples de réactions mettant en jeu des réactifs chimiosélectifs

### a) Réduction d'une fonction aldéhyde

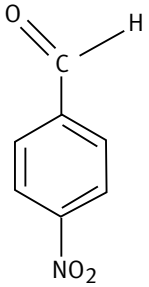
On sait que l'on peut oxyder une fonction alcool primaire en aldéhyde, mais il est également possible de réaliser l'opération inverse : réduire la fonction aldéhyde en alcool.

De même, nous avons vu, dans le chapitre précédent, qu'il est possible de réduire un groupement nitro ($-NO_2$), en fonction amine.

**Activité 31**



*Le 4-nitrobenzaldéhyde, dont la formule est donnée ci-contre peut subir une ou deux réductions.*



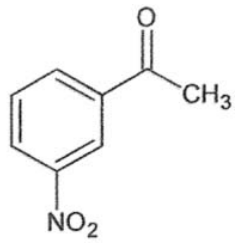

1. Quel produit obtiendrait-on si l'on traitait ce composé par le tétrahydruroaluminate de lithium, aussi appelé hydrure d'aluminium et de lithium ($LiAlH_4$), qui est un très puissant réducteur ?
2. Quand on opère avec le tétrahydruroborate de sodium, aussi appelé borohydrure de sodium ($NaBH_4$), seule la fonction aldéhyde est réduite. Quel produit obtient-on alors ?



© Cned - Académie en ligne

Que dire du tétrahydruroborate de sodium par rapport au tétrahydruroaluminate de lithium ?

### b) Réduction d'une fonction nitro




Dans le cas de la 3-nitroacétophénone dont la formule est donnée ci-contre, on veut réduire le groupement nitro ( – $NO_2$ ), en fonction amine, sans réduire la fonction cétone de la molécule.
La méthode utilisée au laboratoire est la suivante : on introduit, dans un ballon, 3,00 g de 3-nitroacétophénone que l'on dissout dans 60 mL d'acétate d'éthyle. On ajoute ensuite, par petites quantités, 20,4 g de chlorure d'étain (II) déshydraté qui est un solide.
On chauffe à reflux pendant une heure.
Après lavage, séchage et recristallisation, on obtient la 3-aminoacétophénone, avec un assez bon rendement.

**Activité 32**

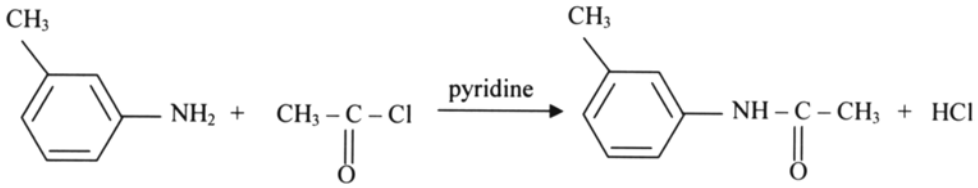


Donner la formule de la 3-aminoacétophénone. Dans quel solvant la réaction de réduction s'opère-t-elle ? Quel est le réactif chimiosélectif utilisé pour réaliser cette réduction ? Que ce serait-il produit si l'on avait utilisé le tétrahydruroaluminate de lithium ( $LiAlH_4$ ) ?

## 2. Exemples de réactions mettant en jeu la protection d'une fonction

### a) Protection de la fonction amine

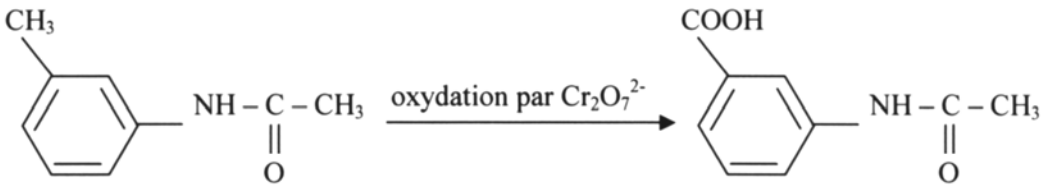
On peut réaliser la synthèse de l'acide 3-aminobenzoïque en oxydant le groupement méthyle de la 3-méthylaniline mais, si l'on ne prend aucune précaution, on oxydera, en même temps, la fonction amine en groupement nitro ( – $NO_2$ ).
Il n'existe pas, dans ce cas, de réactif chimiosélectif qui soit capable de réaliser l'oxydation du groupement méthyle sans oxyder la fonction amine. Il faut donc protéger la fonction amine en la transformant en fonction amide.
Pour cela, on commence par faire réagir l'acide 3-aminobenzoïque sur le chlorure d'acétyle, en présence de pyridine :



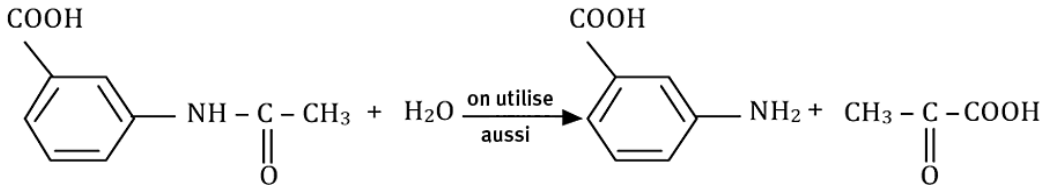

Ensuite, on pourra oxyder le groupement méthyle « $CH_3$ - » en présence de dichromate de potassium, en milieu acide, sans toucher au groupement acétamido « $CH_3$ - CO - NH - » :



© Cned - Académie en ligne




Il ne reste plus qu'à retransformer la fonction amide, en la chauffant à reflux, en présence d'une solution aqueuse acide :




**Activité 33**



Donner un nom à chacune des trois étapes de la synthèse parmi les noms suivants : oxydation ; protection de la fonction ; régénération de la fonction. Sachant qu'en milieu acide l'ion dichromate met en jeu le couple $Cr_2O_7^{2-}$ / $Cr^{3+}$, écrire l'équation d'oxydoréduction qui correspond à l'une des étapes de la synthèse.

## b) Formation d'un dipeptide

Quand on fait réagir un acide $\alpha$-aminé sur un autre acide $\alpha$-aminé, l'un met en jeu sa fonction amine et l'autre, sa fonction acide carboxylique pour former, au final, une fonction amide que l'on appelle, dans ce cas, une liaison peptidique. Comme la molécule obtenue résulte de l'addition de deux acides aminés, on la nomme dipeptide.

**Activité 34**



On fait réagir la glycine ($H_2N$ - $CH_2$ - COOH) sur l'alanine ($CH_3$ - $CH(NH_2)$ - COOH). Écrire les deux équations des réactions qui peuvent se produire et en déduire qu'il peut se former deux dipeptides différents.

*Remarque*
Ne pas tenir compte de la réaction qui peut se produire entre 2 molécules du même acide $\alpha$-aminé.

En fait, lors de la synthèse d'un dipeptide particulier, le chimiste va rencontrer un second problème. Le dipeptide possède encore une fonction amine et une fonction acide carboxylique qui, à leur tour, peuvent réagir sur un autre acide $\alpha$-aminé ou un autre dipeptide. Dans ces conditions, comment être sûr que la synthèse s'arrêtera au dipeptide ?
Pour résoudre ces deux problèmes, le chimiste n'a qu'une solution : ne laisser active que la fonction amine d'un acide $\alpha$-aminé et la fonction acide carboxylique de l'autre acide $\alpha$-aminé.
Pour bloquer la fonction amine, on pourrait procéder comme nous venons de le voir au paragraphe précédent. En général, on préfère utiliser une autre méthode : on fait réagir la fonction amine de l'acide $\alpha$-aminé sur le dicarbonate de ditertiobutyle :

$$H_2N\text{-}CH(CH_3)\text{-}COOH \xrightarrow{CH_3\text{-}C(CH_3)_2\text{-}O\text{-}CO\text{-}O\text{-}CO\text{-}O\text{-}C(CH_3)_2\text{-}CH_3} CH_3\text{-}C(CH_3)_2\text{-}O\text{-}CO\text{-}HN\text{-}CH(CH_3)\text{-}COOH$$



© Cned - Académie en ligne

Pour bloquer la fonction acide de l'autre acide $\alpha$-aminé, on la fait réagir sur l'éthanol :

$$H_2N - CH_2 - COOH \xrightarrow{CH_3-CH_2-OH} H_2N - CH_2 - CO - O - CH_2 - CH_3$$

On peut maintenant faire réagir les deux acides $\alpha$ -aminés protégés l'un sur l'autre :

$$CH_3-C(CH_3)_2-O-CO-HN-CH(CH_3)-COOH + H_2N-CH_2-CO-O-CH_2-CH_3 \rightarrow$$
$$CH_3-C(CH_3)_2-O-CO-HN-CH(CH_3) - CO-HN -CH_2-CO -O -CH_2-CH_3 + H_2O$$

On libère la fonction amine en hydrogénant le groupement tertiobutyloxycarbonyle :

$$CH_3-C(CH_3)_2-O-CO-HN-CH(CH_3)-CO-HN-CH_2-CO-O-CH_2-CH_3 + H_2 \rightarrow$$
$$CH_3-CH(CH_3)_2 + CO_2 + H_2N -CH(CH_3)-CO-HN-CH_2-CO-O-CH_2-CH_3$$

On libère la fonction acide carboxylique en réalisant une hydrolyse, en milieu basique :

$$H_2N-CH(CH_3)-CO-HN-CH_2-CO-O-CH_2-CH_3 + OH^- \rightarrow$$
$$H_2N -CH(CH_3)-CO-HN-CH_2-COO^- + CH_3-CH_2 - OH$$

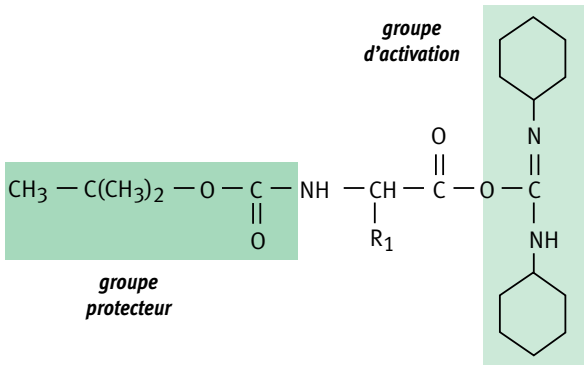
On repasse en milieu acide pour obtenir le dipeptide $H_2N - CH(CH_3) - CO - HN - CH_2 - COOH$ formé à partir des acides $\alpha$ -aminés alanine ($CH_3 - CH(NH_2) - COOH$) et glycine ($H_2N - CH_2 - COOH$) que l'on nommera Ala-Gly, puisque, par convention, les peptides s'écrivent avec l'abréviation conventionnelle de l'acide $\alpha$-aminé qui a le groupement $-NH_2$ libre, à gauche, et l'abréviation conventionnelle de l'acide $\alpha$-aminé qui a le groupement -COOH libre, à droite.

## Activité 35



En se référant à ce qui vient d'être expliqué, dites comment on doit procéder pour obtenir le dipeptide Gly-Ala.

En réalité, la synthèse d'un dipeptide est encore plus compliquée, car la formation de la liaison peptidique ne se fait pas facilement. Il faut donc, en plus, activer la fonction acide carboxylique de l'acide $\alpha$-aminé dont on a bloqué la fonction amine. Pour cela, on utilise un groupe d'activation, le dicyclohexylcarbodiimide, et on transforme ainsi la molécule de départ en :






© Cned - Académie en ligne

# D Pour conclure

## 1. Résumé

Un composé polyfonctionnel, comme son nom l'indique, possède plusieurs fonctions de la chimie organique. Quand on veut faire subir une réaction à un composé polyfonctionnel, il faut s'assurer que c'est bien la fonction que l'on veut transformer qui va réagir, et non pas une autre. Pour cela, on a deux méthodes :

- soit on utilise un réactif chimiosélectif, c'est-à-dire un réactif qui ne s'attaquera qu'à la fonction que l'on veut transformer ;
- soit on protégera la fonction qui doit rester intacte, de façon que seule la fonction que l'on veut transformer réagisse.

Par exemple, le tétrahydruroborate de sodium ($NaBH_4$) est un réactif chimiosélectif qui permet de réduire certaines fonctions, et pas d'autres.

Pour obtenir un dipeptide particulier, on doit protéger et la fonction acide du premier acide $\alpha$-aminé et la fonction amine du second acide $\alpha$-aminé.

## 2. Exercices d'apprentissage

**Exercice 6**

On veut transformer le 2-aminopropan-1-ol en alanine, acide $\alpha$-aminé qui a pour formule : $CH_3$ - $CH(NH_2)$ - COOH.

1. Quel type de réaction faut-il réaliser pour faire cette transformation ?
2. Que risque-t-il de se passer si l'on ne prend aucune précaution ?
3. Quelle précaution faudrait-il prendre pour être sûr d'obtenir l'alanine ?
4. Que risque-t-il de se passer si on fait réagir l'anhydride acétique sur le 2-aminopropan-1-ol ? La synthèse sera-t-elle alors possible ?
5. Finalement, quelle est la meilleure façon de procéder pour passer du 2-aminopropan-1-ol à l'alanine ?

**Exercice 7**

On veut transformer le 2-aminopropan-1-ol en sérine, acide $\alpha$-aminé qui a pour formule : HO - $CH_2$ - $CH(NH_2)$ - COOH.

1. Quel type de réaction faut-il réaliser pour faire cette transformation ?
2. Que risque-t-il de se passer si l'on ne prend aucune précaution ?
3. Quelles précautions faut-il prendre pour être sûr d'obtenir la sérine ?
4. Donner l'équation des deux réactions que l'on doit réaliser avant de transformer le 2-aminopropan-1-ol en sérine.
5. Que faudra-t-il faire, finalement, pour avoir la sérine ?



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 8

Soit la molécule qui a pour formule : $CH_3$ - CO - $CH_2$ - COOH.

On veut réduire la fonction cétone de cette molécule, en utilisant le borohydrure de sodium ($NaBH_4$).

1. Que se passera-t-il si l'on ne prend aucune précaution ?
2. Écrire l'équation de la réaction qui se produit lorsqu'on fait réagir le méthanol sur cette molécule.
3. Donner la formule de la molécule que l'on obtiendra quand on fera réagir le borohydrure de sodium sur l'ester.
4. Pour quelle raison vaut-il mieux choisir le borohydrure de sodium que l'hydrure d'aluminium et de lithium ($LiAlH_4$), pour réduire la fonction cétone.
5. On hydrolyse la molécule d'ester dont la fonction cétone a été réduite. Écrire l'équation de cette réaction.

## Exercice 9

Soit la molécule qui a pour formule : $CH_3$ - CH(OH) - $CH_2$ - CHO.

1. Quel est le nom de cette molécule, sachant que le groupement OH de la fonction alcool est nommé n-hydroxy (n est le numéro du carbone qui porte ce groupement) ?
2. Si on oxyde cette molécule en utilisant une solution de dichromate de potassium, quel produit obtiendra-t-on ?
3. Écrire l'équation de la réaction, sachant qu'elle se déroule en milieu acide, et que l'ion dichromate met en jeu le couple : $Cr_2O_7^{2-}$ / $Cr^{3+}$.
4. En fait, on ne veut oxyder que la fonction aldéhyde de cette molécule. Décrire le processus expérimental qu'il faudra suivre pour obtenir finalement la molécule qui a pour formule : $CH_3$ - CH(OH) - $CH_2$ - COOH.

## Exercice 10

On dispose des deux acides $\alpha$-aminés, l'alanine (Ala) et la sérine (Ser), qui ont respectivement pour formule : $CH_3$ - $CH(NH_2)$ - COOH et
HO - $CH_2$ - $CH(NH_2)$ -COOH.

*Remarque*
Ne pas tenir compte de la réaction qui peut se produire entre 2 molécules du même acide $\alpha$-aminé.

1. Donner les formules des deux dipeptides que l'on peut obtenir en faisant réagir ces deux acides $\alpha$-aminés.
2. Préciser quels sont le dipeptide Ala-Ser et le dipeptide Ser-Ala.
3. Quelles précautions faut-il prendre pour être sûr d'obtenir le dipeptide Ser-Ala ?



© Cned - Académie en ligne

# 4 La chimie organique et le monde moderne

## A Objectifs d'apprentissage

- Savoir que, dans l'industrie chimique, le protocole adopté est celui qui a le coût le plus faible, même si ce n'est pas celui qui semble le meilleur au laboratoire.
- Savoir que l'industrie chimique a entrepris de grands efforts pour mieux respecter l'environnement qu'elle ne l'avait fait jusqu'ici.
- S'efforcer de mieux cerner les relations entre la société et le monde scientifique.

## B Pour débuter

### Comment recycler le dioxyde de carbone ?

Dans l'atmosphère, la proportion de dioxyde de carbone, qui est très faible (0,039 %), est restée très longtemps à peu près constante puisque les activités humaines et animales qui tendent à augmenter la quantité de $CO_2$ dans l'air étaient compensées par les végétaux (photosynthèse) qui se servent du dioxyde de carbone pour se développer. Cependant, en ce début de XXI$^{e}$ siècle, cette compensation ne semble plus s'opérer tout à fait puisque, en cinquante ans environ, la proportion du dioxyde de carbone a augmenté régulièrement, un peu tous les ans, de telle sorte qu'elle est passée de 0,038 % à 0,039 %.

Deux phénomènes majeurs expliquent que la compensation ne se fasse plus complètement :
- l'utilisation toujours plus importante des combustibles fossiles ;
- la déforestation en zone tropicale.

La tentation est grande de penser que cette augmentation, qui reste quand même très faible dans l'absolu, ne mérite pas qu'on s'y intéresse. Pourtant, de nombreuses études montrent qu'elle a deux conséquences qui pourraient se montrer importantes pour les êtres qui peuplent notre planète :
- une modification du climat, qui se caractérise par l'élévation moyenne de la température ;
- une acidification des milieux marins : les océans absorbent une grande partie du surplus de dioxyde de carbone qui a été produit depuis le début de l'ère industrielle. C'est ainsi que les scientifiques estiment que ce sont environ 120 milliards de tonnes de $CO_2$ qui se sont dissous dans l'eau des mers, faisant diminuer le pH de 0,1 unité.



© Cned - Académie en ligne

En effet, après dissolution, il se produit la réaction :

$$CO_2 + 2\,H_2O \rightarrow HCO_3^- + H_3O^+$$

et c'est ainsi qu'en un siècle environ le pH des eaux de mers est passé de 8,2 à 8,1. Là encore, la diminution semble très faible, mais elle peut entraîner des difficultés pour la formation du carbonate de calcium, qui est un élément indispensable pour de nombreux organismes marins.

Il apparaît donc nécessaire, comme il semble bien difficile de diminuer les rejets de $CO_2$ dans l'air (même si c'est un but affiché par la Communauté internationale), de capturer le dioxyde de carbone avant qu'il ne se dégage dans l'atmosphère. Pour tout ce qui est industriel, cela paraît possible, bien que tous les problèmes ne soient pas encore résolus ; on évalue à environ 20 % de tous les rejets le $CO_2$ qui pourrait être ainsi capturé. D'où le problème qui en découle : si l'on est capable de récupérer d'énormes quantités de dioxyde de carbone, que pourra-t-on en faire ?

Deux moyens sont aujourd'hui à l'étude : la séquestration et la valorisation. La séquestration, vraisemblablement le moyen le moins onéreux, consiste à enfouir le gaz dans une cavité dont il ne pourra plus s'échapper. Les premiers essais d'enfouissement en vraie grandeur sur plusieurs années, comme à Sleipner, dans une nappe aquifère, semblent bien se passer.

Quant à la valorisation du dioxyde de carbone, on peut envisager aujourd'hui de procéder de trois manières différentes :

- sans transformation : on peut l'utiliser directement comme solvant ou comme réfrigérant ;
- en procédant à sa transformation chimique ; le problème posé par le dioxyde de carbone, c'est que c'est pratiquement la molécule la plus stable de tous les composés du carbone. Il faut donc bien comprendre qu'après l'avoir récupéré, il faudra fournir beaucoup d'énergie pour le transformer en une autre molécule, si l'on utilise un procédé chimique ;
- en l'utilisant pour faire travailler des organismes biologiques qui, par photosynthèse, produiraient des glucides, des lipides et des composés cellulosiques.

L'utilisation sans transformation ne pose qu'un problème : obtenir du dioxyde de carbone vraiment pur. Des unités de l'industrie chimique ont peut-être résolu le problème puisqu'elles commercialisent du $CO_2$ « vert » issu de la fermentation du maïs qui permet la production d'éthanol, aujourd'hui présent dans les carburants français à hauteur de 7 %.

Bien que la transformation chimique du $CO_2$ pose des problèmes énergétiques, de nombreux laboratoires travaillent sur le sujet. Un procédé, qui pourrait être prometteur, utilise l'énergie solaire : combiné à de l'eau, et moyennant un apport d'énergie solaire adéquat, le $CO_2$ peut être converti en un mélange de monoxyde de carbone (CO) et de dihydrogène ($H_2$). Ce mélange peut ensuite servir à fabriquer un carburant qui serait utilisable dans des moteurs à explosion. L'utilisation de nouveaux catalyseurs permet d'espérer qu'on pourra réduire le dioxyde de carbone en monoxyde de carbone à une température inférieure à 1400 °C, dans des réacteurs solaires. Une fois le procédé mis au point, en laboratoire, il restera à vérifier s'il est possible de l'adapter pour qu'il puisse être utilisé dans l'industrie chimique.



© Cned - Académie en ligne

En ce qui concerne la valorisation biologique, les scientifiques travaillent sur deux pistes. La première consiste à injecter le $CO_2$ dans des bassins où sont produites des micro-algues qui s'en nourrissent. Au bout d'un certain temps, on récupère ces micro-algues et on les transforme en carburant. Les travaux de recherche qui concernent cette première piste paraissent déjà bien avancés. La seconde piste est la biocatalyse : il s'agit de reproduire les phénomènes naturels, comme la photosynthèse, qui transformeraient le dioxyde de carbone en molécules carbonées plus intéressantes. Dans ce domaine, on n'en est encore qu'au stade de la recherche. Il faut savoir en effet que chez les végétaux, si on augmente légèrement la teneur en $CO_2$ de l'air, la photosynthèse s'accélère et la plante se développe plus rapidement mais, au-delà d'un certain seuil, c'est le contraire qui se produit.

**Activité 36**



Exposer en quelques lignes (15 au maximum) les raisons qui rendent nécessaire le recyclage du dioxyde de carbone, dans le monde moderne, et les pistes suivies par les scientifiques pour parvenir à ce résultat.




# Pour apprendre

## 1. Chimie organique et respect de l'environnement

### a) Qu'est-ce que la chimie durable ?

Madame Rico-Lattes, directrice du programme « Chimie pour le développement durable » du CNRS, est également chargée de mission à l'Institut Écologie et Environnement (INEE). Elle travaille en relation avec SusChem, structure pilotée par l'Union des Industries Chimiques, qui a pour but de permettre et d'accélérer la mutation de l'industrie chimique vers une chimie dite « durable » en France et en Europe. Déjà, au début des années 1980, dans le laboratoire où elle travaillait, elle a démontré que l'on peut formuler et utiliser les systèmes moléculaires organisés (tels que les microémulsions) dans le domaine de la réactivité, soit pour mettre en œuvre des milieux réactionnels propres, sans solvant, soit pour accélérer les processus de dégradation des polluants de différente nature.
Elle a ainsi inventé et commercialisé des molécules thérapeutiques utilisées dans le traitement du décollement de la rétine ou celui de peaux atopiques atteintes d'eczéma.
Elle a ainsi pu conclure, au cours d'un entretien avec un journaliste : « Nous œuvrons donc pour une chimie plus respectueuse de l'environnement et durable, cela depuis longtemps déjà et bien avant que ce ne soit la mode ! »

Par rapport à l'industrie chimique traditionnelle, la chimie durable essaie d'améliorer les procédés de fabrication dans les domaines suivants :
- économie d'atomes,
- limitation des déchets,
- agro-ressources,
- chimie douce,



© Cned - Académie en ligne

- choix des solvants,
- recyclage.

Dans de nombreuses synthèses, un des déchets est le dioxyde de carbone. Peut-on l'utiliser, au lieu de le rejeter dans l'atmosphère terrestre, où l'on sait que le taux de $CO_2$ augmente régulièrement, et notamment de 30 % au cours des deux derniers siècles ? Même si, en France, au cours des vingt dernières années, on estime que 70 % à 90 % des émissions de dioxyde de carbone proviennent de la combustion des carburants d'origine fossile, il est toujours intéressant de ne pas en en rajouter et, surtout, de rechercher le moyen de valoriser ce déchet en le transformant en un autre produit.

## b) Économie d'atomes et limitation des déchets

L'économie atomique est définie comme le rapport de la masse molaire du produit recherché sur la somme des masses molaires de tous les produits qui apparaissent dans l'équation de la réaction. Si les sous-produits de la réaction ne sont pas tous identifiés, alors la conservation de la matière permet de remplacer le dénominateur par la somme des masses molaires de tous les réactifs.

Prenons l'exemple de la réaction d'oxydation de l'éthanol :

- Par le dichromate de potassium

L'équation de la réaction peut s'écrire :

$$3\ C_2H_5OH + 2\ K_2Cr_2O_7 + 8\ H_2SO_4 \rightarrow 3\ CH_3\text{-}COOH + 2\ Cr_2(SO_4)_3 + 2\ K_2SO_4 + 11\ H_2O$$

- Par le dioxygène de l'air en présence de platine

L'équation de la réaction peut s'écrire :

$$C_2H_5OH + O_2 \xrightarrow{Pt} CH_3\text{-}COOH + H_2O$$

**Activité 37**



Retrouver l'équation de la première réaction sachant qu'elle met en jeu les couples rédox : $Cr_2O_7^{2-}$ / $Cr^{3+}$ et $CH_3\text{-}COOH$ / $C_2H_5OH$ , puis calculer l'utilisation atomique (UA) en formant le rapport :

$$UA = \frac{\text{masse d'acide acétique formé}}{\sum(\text{masses de tous les réactifs})}$$

***Données*** Masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : H = 1 ; C = 12 ; O = 16 ; N = 14 ; S = 32 ; K = 39 et Cr = 52.

**Activité 38**



Calculer, pour la seconde réaction, l'utilisation atomique (UA).
En supposant que les deux réactions soient quantitatives, calculer, dans chaque cas, la masse de déchets générée lors de la formation d'une mole d'acide acétique.
En conclure, dans le cadre de la chimie durable, quel est le procédé de synthèse de l'acide éthanoïque qui est le plus efficace.



© Cned - Académie en ligne

On utilise aussi le facteur E qui se calcule en fonction de l'utilisation atomique grâce à la relation :

$$E = \frac{1 - U.A}{U.A}$$

On peut alors montrer que : $E = \dfrac{\dfrac{\sum M_R}{\sum M_R} - \dfrac{M_P}{\sum M_R}}{\dfrac{M_P}{\sum M_R}} = \dfrac{\sum M_R - M_P}{M_P} = \dfrac{M_{\text{déchets}}}{M_P}$

**Activité 39**



Calculer le facteur E pour les deux réactions précédentes et en déduire la masse des déchets pour 1 kg d'acide acétique obtenu, dans les deux cas.

Plus le facteur E est grand et moins la réaction est efficace. Un procédé « hyper » efficace aurait un facteur E très proche de zéro ; on est encore assez loin de ce résultat, dans la réalité. Dans la chimie lourde, le facteur E varie de 1 à 5 ; dans la chimie fine, il varie de 5 à 50 et, dans l'industrie pharmaceutique, il varie de 25 à 100.

Plus les produits sont complexes à synthétiser et plus le facteur E augmente : alors que le tonnage des produits pharmaceutiques fabriqués est environ 100 fois plus faible que celui des produits synthétisés par la chimie lourde, la masse des déchets est du même ordre de grandeur. Cela nous renvoie aux propos de madame Rico-Lattes qui expliquait la nécessité de diminuer les déchets dans le domaine de la synthèse des produits pharmaceutiques.

Ce que nous avons vu dans le cas de la réaction d'oxydation de l'éthanol est valable dans la plupart des synthèses. L'utilisation d'un catalyseur permet d'optimiser l'efficacité du procédé. Dans ce cas particulier, il faut noter que les sels de chrome, sous-produits très toxiques de la réaction d'oxydation par le dichromate, n'apparaissent plus dans la réaction catalysée. Pour quantifier cet avantage supplémentaire, il est possible d'introduire un **facteur environnemental Q** qui tient compte de la toxicité des sous-produits, de la facilité de séparation, de leur caractère recyclable, etc. C'est alors le produit E.Q qui est le plus pertinent pour quantifier l'impact environnemental du procédé. Pour les réactions précédentes, on attribuera un facteur Q = 1 à l'eau et Q très supérieur à 1 pour les sels de chrome.

## c) Agro-ressources

Les végétaux peuvent remplacer le pétrole dans la plupart des synthèses réalisées dans l'industrie chimique. Ils ont l'avantage d'être renouvelables, biodégradables, et leur production ne contribue pas ou peu à l'émission de gaz à effet de serre. On appelle « chimie verte » l'industrie chimique qui utilise pour réaliser ses synthèses les matériaux issus de l'agriculture. Mais, pour se substituer à la pétrochimie, cette chimie verte doit encore démontrer son efficacité industrielle, économique et environnementale.
On sait bien que, d'une part, les ressources fossiles ne sont pas éternelles, et d'autre part, que la pétrochimie engendre des pollutions qui ont un impact sur



© Cned - Académie en ligne

l'environnement et sur la santé des populations. Il reste à démontrer que la chimie verte peut développer des technologies qui, à terme, permettront de ne plus avoir recours au pétrole ou au gaz naturel.

Les avancées scientifiques dans l'utilisation de certaines plantes, les technologies de transformation, les biotechnologies permettent aujourd'hui d'envisager que des produits de la chimie verte seront compétitifs et pourront remplacer ceux que l'on fabrique à partir des matières fossiles, que ce soit dans le domaine de la chimie lourde, de la chimie fine ou de l'industrie pharmaceutique.

On peut citer deux exemples :

- Une plante peu connue en France : *Miscanthus giganteus*, retient l'attention en Europe dans le cadre des cultures dédiées à la production de biocarburants. Elle est très productive, très riche en ligno-cellulose et peu exigeante en engrais nitrés.

Cependant, en France, des équipes de l'INRA font des recherches pour savoir comment la cultiver avec le meilleur rendement et aussi pour voir s'il est possible de l'améliorer, génétiquement, pour augmenter encore ses propriétés particulières.

- Les champignons des forêts tropicales semblent capables de fournir des produits chimiques dans de nombreux domaines :

À l'état naturel, ces champignons sont responsables de la dégradation du bois. La France, grâce à ses forêts tropicales de Guyane, possède un immense réservoir de champignons filamenteux puisque, à ce jour, on en connaît 75 000 espèces, mais il en existe certainement bien davantage.
On pourrait les utiliser dans de nombreux domaines. On les étudie surtout dans celui de l'agroalimentaire : ils sont capables de produire des gels texturants végétaux qui peuvent remplacer la gélatine animale. Un de ces champignons, *Pycnoporus cinnabarinus*, qui est une pourriture blanche du bois, peut être utilisé pour la production d'arômes ou d'antioxydants.
Un autre champignon, *Trichoderma reesi*, qui a été découvert pendant la guerre du Vietnam parce qu'il dégradait rapidement les uniformes des soldats américains, est utilisé pour produire du sucre dans la filière bioéthanol.
Une enzyme, la laccase, peut être obtenue à partir de ces champignons des forêts tropicales. Le papier produit à l'aide de cette enzyme demande moins d'énergie (un gain d'environ 30 %), moins de produits chimiques (un gain d'environ 50 %), et il est de meilleure qualité puisqu'il présente une plus grande résistance à la déchirure.

### d) La chimie douce

C'est le professeur du Collège de France Jacques Livage qui a utilisé ce terme pour la première fois et qui l'a fait ainsi entrer dans le vocabulaire scientifique. Dans une conférence, il a expliqué qu'à partir de l'apparition du feu, l'évolution de la transformation des matériaux est liée au fait que l'on soit capable d'atteindre des températures de plus en plus élevées : 3 000 °C pour obtenir du silicium. Il a ensuite comparé le travail des diatomées, capables de fabriquer le squelette de silice dont elles s'entourent, dans l'eau, à température ordinaire, à



© Cned - Académie en ligne

celui des verriers, qui travaillent à des températures supérieures à 1000 °C. Sa conclusion est qu'en regardant comment certains matériaux sont produits, dans la nature, la chimie doit pouvoir travailler dans des conditions beaucoup plus « douces » qu'elle ne le fait actuellement.

La chimie douce s'est donc donnée deux objectifs, par rapport à la chimie traditionnelle :

- économiser l'énergie ;
- respecter l'environnement.

Par exemple, la chimie douce s'efforcera d'obtenir les mêmes produits ou des produits équivalents à ceux de la chimie traditionnelle, en mettant en jeu des réactions qui pourront se produire à des températures plus proches de la température ambiante, entre 20 et 200 °C.
Pour cela, elle s'appuie sur l'observation de la nature. Par exemple, c'est en regardant travailler des micro-organismes planctoniques qui savent fabriquer des céramiques à température ambiante, à partir d'espèces dissoutes dans les eaux de mer, que la chimie douce a eu l'idée de la biominéralisation et de son utilisation dans la réfection des monuments historiques.
Il existe, dans la nature, des bactéries (*Bacillus cereus*) qui fabriquent des céramiques en carbonate de calcium particulièrement résistantes à la corrosion. La chimie douce a eu l'idée de les utiliser pour protéger la façade des monuments. Les pierres sont recouvertes d'un bouillon bactérien constitué de bactéries, de sels nutritifs et de minéraux, d'un activateur de carbogénèse et d'un produit contre les moisissures. Pendant un certain temps, les bactéries prolifèrent et fabriquent leur carbonate de calcium qui se dépose sur les pierres. Lorsqu'elles meurent, elles laissent, sur les pierres, une patine de 4 à 5 mm (la biocalcite) qui diminue leur porosité et augmente leur résistance aux ravages du temps.

Il faut savoir que ce concept de chimie douce n'est pas récent. Un chimiste, le Français J.-J Ebelmen, a montré, au milieu du XIX$^{e}$ siècle, que, « sous l'action d'une atmosphère humide, un éther silicique se transforme en une masse solide transparente, qui n'est autre que de la silice transparente comparable au cristal de roche le plus limpide ». Le procédé sol-gel était né, mais il a fallu attendre 1939 pour qu'un verrier allemand, Schott Glaswerke, dépose un brevet et vingt années de plus pour que ce procédé soit utilisé industriellement pour réaliser des rétroviseurs.
On sait aujourd'hui que le procédé sol-gel s'apparente à la formation de polymères. Il consiste à lier, par leur sommet, des tétraèdres $[SiO_4]$. Pour initier ce procédé, il suffit d'hydrolyser des substances organométalliques qui ont pour formule : $Si(OC_2H_5)_4$, par exemple, que le chimiste Ebelmen appelait éther silicique.

Sous l'action de l'eau, il se produit la réaction :

$$Si(OC_2H_5)_4 + 4\,H_2O \rightarrow Si(OH)_4 + 4\,C_2H_5OH$$

Ensuite, l'enchaînement des tétraèdres $[SiO_4]$ se forme avec élimination d'eau. On obtient ainsi des structures dont l'aspect dépend du nombre des tétraèdres qui se sont associés : quand il y a trop de tétraèdres associés, le sol-gel, qui est une substance colloïdale, devient solide.
Le verre solide obtenu par cette méthode ne présente pas d'intérêt. Ce qui est



© Cned - Académie en ligne

très intéressant, par contre, c'est l'utilisation du gel ou de la solution colloïdale (d'où le nom « sol-gel » du procédé) qui permet de réaliser des dépôts sur tous les types de surface.
Pour réaliser ce dépôt, on utilise la méthode du trempage en immergeant la surface à recouvrir dans un bain d'alcoxydes de silicium (nom donné aux subtances organométalliques de formule $Si(O\text{-}R)_4$). La suite des réactions chimiques s'opère à l'air libre, sans aucune autre intervention. Grâce à ce dépôt, on peut modifier, à volonté, la propriété d'un vitrage.
Signalons aussi que l'on peut réaliser, en utilisant le procédé sol-gel, des fibres de matériau réfractaire qu'il serait impossible d'obtenir par l'industrie traditionnelle du verre.
Ajoutons enfin que la chimie douce appliquée au domaine du procédé sol-gel permet d'associer, dans un même matériau, des substances organiques (polymères obtenus à partir de molécules contenant du carbone) et des substances inorganiques (gel de silice) qui permettent de fabriquer des matériaux hybrides qui possèdent à la fois la souplesse des matières plastiques, qui sont des polymères organiques, et la résistance du verre vis-à-vis des rayons UV, de la corrosion chimique ou de la chaleur.

## e) Le choix des solvants

Quand on fait des réactions chimiques, en TP, au lycée, on utilise presque toujours l'eau comme solvant. Bien que peu coûteux, ce solvant possède de nombreuses qualités. L'eau est capable non seulement de dissoudre de nombreuses substances, mais aussi d'ioniser certaines d'entre elles et de conférer ainsi, à leurs solutions des propriétés acido-basiques. C'est un solvant protique, donc polaire : il possède des atomes d'hydrogène qui sont fixés sur un atome électronégatif, l'oxygène.
Dans les laboratoires spécialisés comme dans l'industrie chimique, on est amené à utiliser trois types de solvants : les solvants protiques, les solvants aprotiques polaires et les solvants aprotiques apolaires.
Les solvants protiques sont, comme l'eau, capables de former des liaisons hydrogène ou de protoner les anions. Ils sont très ionisants. L'éthanol est un solvant protique ; on le qualifie aussi d'hydroxylé, car il possède un groupement hydroxyle – OH.
Les solvants aprotiques polaires peuvent posséder des atomes d'hydrogène mais ils ne sont pas capables de les céder facilement : ils ne peuvent donc pas protoner les anions. Comme leur nom l'indique, leur molécule est polaire. L'acétone (ou propanone) est un solvant aprotique polaire.
Les solvants aprotiques apolaires ne peuvent pas, même lorsqu'ils en possèdent, céder leurs atomes d'hydrogène et, en général, leur molécule n'est pas polaire, par raison de symétrie. Le sulfure de carbone ($CS_2$), même s'il est très toxique, est un solvant aprotique apolaire très utilisé.
En fonction des propiétés du solvant dans lequel on opère, il va être possible d'orienter une réaction chimique.
Si l'on veut qu'un réactif se dissocie en ions positifs et négatifs, on choisira un solvant polaire ; au contraire, si l'on ne veut pas qu'un réactif se dissocie en ions positifs et négatifs, on devra choisir un solvant apolaire.
Le diméthylsulfoxyde de formule : $(CH_3)_2\ S = O$, que l'on note DMSO, est un



© Cned - Académie en ligne

solvant aprotique polaire très utilisé aujourd'hui, parce que très efficace pour réaliser certaines réactions chimiques.
Par exemple, si l'on opère dans le tertiobutanol (méthylpropan-2-ol), en milieu basique, il faut chauffer à reflux pendant un long moment pour réaliser la réaction : $CH_3 - CH(C_6H_5) - CH = CH_2 \rightarrow CH_3 - C(C_6H_5) = CH - CH_3$, alors que, dans le DMSO, toujours en milieu basique, elle se fait spontanément à 25 °C.
On a longtemps cru que la réaction : $CH_3 - I + F^- \rightarrow CH_3 - F + I^-$ était impossible, parce qu'on essayait de la réaliser dans un solvant hydroxylé. On sait aujourd'hui que, si on la réalise dans le DMSO, elle est tout à fait possible.

## Activité 40



*Le chimiste Cram a constaté que la stéréochimie d'un produit pouvait varier avec la nature du solvant. Pour cela, il a réalisé la réaction, en milieu basique, qui consiste à remplacer un atome d'hydrogène par un atome de deutérium suivant :*

$$C_6H_5 - (CH_3)C(C_2H_5) - H \rightarrow C_6H_5 - (CH_3)C(C_2H_5) - D.$$

*Dans le pentan-3-ol, il observait que le carbone asymétrique ne changeait pas de configuration.*
*Dans le méthanol, il observait que le carbone asymétrique changeait de configuration.*
*Dans le DMSO, il observait qu'il se formait le racémique.*
En dessinant, dans les trois cas, les formules de Cram du réactif et du (ou des) produits, vous expliquerez les résultats de la réaction suivant le solvant dans laquelle on la réalise.

Les solvants possèdent donc une grande importance pour réaliser une synthèse organique, puisqu'ils sont capables de diminuer le temps de chauffage (donc de permettre des économies d'énergie) mais aussi d'obtenir un produit plutôt qu'un autre, ou, comme nous venons de le voir, dans l'activité précédente, un énantiomère plutôt qu'un autre.
Mais il faut aussi savoir que ces solvants peuvent entraîner de nombreux problèmes car ils sont souvent toxiques. On a cité le cas du sulfure de carbone qu'il faut manipuler en prenant de grandes précautions quand on travaille dans un laboratoire mais, dans l'industrie chimique, en dehors des risques encourus par le personnel, ils posent un autre problème : la pollution des eaux, s'ils viennent à s'échapper du milieu réactionnel.
On peut en citer un exemple récent : en mai 2011, les habitants de Foix (Ariège) ne peuvent plus boire l'eau du robinet car, lors d'un contrôle de routine de l'Agence régionale de santé (ARS), les analyses ont mis en évidence la présence de perchloroéthylène (en abrégé « perchlo »), qui se nomme, en nomenclature systématique, tétrachloroéthène, et qui a pour formule $Cl_2C = CCl_2$. Ce solvant, qui appartient aux COV (composés organiques volatils), est utilisé pour le nettoyage des tissus et le dégraissage des métaux. C'est un agent cancérogène qui peut causer des troubles neurologiques, rénaux et hépatiques.

## Activité 41



Dans quelle catégorie de solvant (protique, aprotique polaire ou apolaire) classeriez-vous le perchloroéthylène ?



© Cned - Académie en ligne

**Remarque**

Au moment où cette séquence est rédigée, l'utilisation du perchlo vient d'être interdite et les teintureries ont quelques mois pour s'organiser et, dorénavant, ne plus l'utiliser !

## f) Le recyclage

Quand on parle de recyclage, dans l'industrie chimique, il faut comprendre deux choses :

- utilisation maximale des réactifs et des catalyseurs ;
- récupération de certains matériaux pour les transformer ou leur redonner une « deuxième vie ».

En effet, quand on réalise une réaction chimique, dans l'industrie, elle est rarement quantitative, et elle se déroule rarement dans les conditions stœchiométriques, ce qui veut dire que l'on retrouve mélangés au produit que l'on voulait obtenir les déchets, bien sûr, mais aussi des réactifs qui n'ont pas réagi. Le recyclage consiste à isoler, puis à refaire passer, dans le réacteur, ces réactifs qui n'ont pas été utilisés la première fois.
La durée de vie d'un catalyseur est limitée ; progressivement, il perd de son efficacité et, à la fin, quand il n'a plus aucune efficacité, on peut soit le considérer comme un déchet et le jeter, soit le régénérer. De plus en plus, c'est la deuxième solution : régénérer le catalyseur, que l'on s'efforce de mettre en œuvre. Pour cela, on peut se servir d'une nouvelle génération de catalyseurs qui mêlent catalyse et nanochimie. On utilise comme support du catalyseur des nanoparticules magnétiques. Il est alors relativement facile de récupérer le catalyseur, dans le réacteur, avec un aimant, et de le recycler par décantation magnétique.

On peut récupérer, et s'efforcer de les recycler, certains matériaux, pour deux raisons :

- la préservation de la ressource naturelle ;
- la réduction du volume des déchets, puisque l'on sait que les matières plastiques, par exemple, risquent de mettre plusieurs siècles pour se dégrader.

Comme exemple, dans le premier cas, nous prendrons celui du phosphore : on constate que la ressource minérale se fait de plus en plus rare car les besoins de l'agriculture en engrais phosphaté sont importants, alors que, dans le même temps, dans de nombreuses régions, la qualité des eaux est menacée parce qu'elles contiennent trop de phosphates. On s'est donc logiquement demandé s'il ne serait pas possible de récupérer l'excès de phosphate des eaux usées pour le recycler.
Une première méthode est à l'étude pour récupérer le phosphore dans les lisiers des porcs et les eaux usées de traitement des fromages. Elle consiste à solubiliser, par l'acide formique, les dérivés du phosphore dans les déchets solides et ensuite à faire précipiter ce phosphore, soit sous forme de struvite, si l'on utilise un procédé chimique, soit sous forme d'hydroxyapatite, si l'on utilise un procédé microbiologique.
D'autres méthodes sont testées, et on peut espérer des progrès assez rapides dans le domaine de la récupération des phosphates. Cependant, leur utilisation comme



© Cned - Académie en ligne

engrais risque de se heurter à la législation européenne qui exige de démontrer l'absence de risque pour la santé humaine de tous les sous-produits animaux.

Comme exemple, dans le second cas, nous évoquerons le recyclage du plastique, et plus particulièrement des bouteilles et flacons. Il existe trois sortes de plastiques qui servent à leur fabrication :

- le polyéthylène haute densité (PEhd) ;
- le polyéthylènetéréphtalate (PET) ;
- le polychlorure de vinyle (PVC).

La mise en place du tri sélectif permet maintenant de récupérer une part importante de tous les flacons et bouteilles vendus dans le commerce. Ils sont alors triés, suivant leur nature.
S'ils sont en PEhd, on régénère le plastique et ils deviennent : des flacons et des bidons, ou des tubes pour protéger les câbles électriques…
S'ils sont en PET, on régénère le plastique et ils deviennent : des fils et des fibres textiles, ou des barquettes pour emballer les produits de jardinage…
S'ils sont en PVC, on régénère le plastique et ils deviennent : des fibres textiles, ou des tuyaux d'évacuation des eaux de pluie…

## 2. Relations entre la science et la société

Les sociétés contemporaines utilisent abondamment les sciences et les techniques, souvent sans même y penser. Peu de gens se soucient de savoir comment sont établies les statistiques du chômage ou comment ils peuvent regarder, devant leur télévision, un événement qui se produit à des milliers de kilomètres de leur domicile. Par contre, dans d'autres domaines, tels que l'utilisation des OGM ou la production d'électricité grâce à la fission nucléaire, ces mêmes gens vont avoir des opinions bien arrêtées qui ne reposent, trop souvent, sur aucune connaissance scientifique réelle.
Quand la science pose un problème à la société, on réunit une commission où siègent des scientifiques, mais aussi des sociologues, des philosophes, des hommes politiques qui vont alors débattre pour savoir si le progrès engendré par la nouvelle découverte est utile à la société ou s'il vaut mieux ne pas l'utiliser car les conséquences de son utilisation pourraient se révéler néfastes. C'est ainsi que de nouvelles disciplines sont apparues, telle la bioéthique.
Les solutions que les sciences ont apportées, dans de multiples domaines, au cours du XX$^{e}$ siècle, doivent susciter l'admiration. Rappelons-nous que les romans de Jules Verne ont été écrits entre 1850 et 1900 et que tout ce qui paraissait alors comme de la science fiction a été réalisé, en mieux, moins d'un siècle après : du sous-marin nucléaire qui peut rester plus d'un mois dans les profondeurs des océans, et dont l'armement est autrement effroyable que celui du *Nautilus*, jusqu'au voyage sur la Lune.

Toutes ces découvertes ont pu inquiéter une partie de la société, en particulier celle qui pratique une religion et qui croit donc que le scientifique ne peut se substituer à Dieu : c'est ainsi qu'en général elle condamne la contraception par voie orale et toutes les recherches en génie génétique (procréation *in vitro* ou clonage). Il faut dire que certains romans, comme *Frankestein* de Mary Shelley,



© Cned - Académie en ligne

avaient depuis longtemps prédit (début du XIXe siècle) que la science finirait par engendrer des monstres.

On peut regarder comment la société française a évolué en raison des progrès scientifiques et techniques réalisés dans différents domaines :

- L'énergie : c'est, bien sûr, dans ce domaine que l'évolution des sciences et des techniques a le plus bouleversé la société. Tout commence, au milieu du XIXe siècle, lorsque l'utilisation de la machine à vapeur entraîne une production massive du charbon. Les sociétés, jusqu'alors essentiellement rurales, vont progressivement devenir industrielles. L'apparition de l'électricité, au début du XXe siècle, va encore accélérer les choses.

Le problème se pose quand la demande d'électricité se fait de plus en plus importante. On avait d'abord cru que la « houille blanche », c'est-à-dire l'eau des barrages, suffirait pour alimenter la France en électricité, mais on s'est vite aperçu, après la Sconde Guerre mondiale, que cette ressource allait être largement insuffisante et qu'il fallait choisir une autre voie de production. Comme la France n'est pas riche en combustibles fossiles, mais que, depuis plus d'un demi-siècle, ses laboratoires de recherche avaient fait de nombreuses découvertes en physique et en chimie nucléaire, elle a choisi la voie du « tout » nucléaire. Il est inutile d'insister sur le débat qui agite aujourd'hui la société française sur la pertinence de ce choix.

- La nourriture : au cours du XXe siècle, le nombre de personnes cultivant la terre n'a cessé de diminuer et, chaque jour, des exploitations agricoles continuent à disparaître. Dans ces conditions, puisque la population française ne cesse d'augmenter, comment est-il possible de continuer à la nourrir ? L'explication se trouve dans les progrès réalisés dans le domaine de la mécanisation des outils agricoles. Là où il fallait, plusieurs jours durant, de nombreux cultivateurs pour moissonner un champ, une machine conduite par un seul pilote le réalise en quelques heures et non seulement elle coupe les épis de blé, mais elle sépare le grain de la paille, en même temps, ce qui demandait beaucoup de temps et d'efforts lorsqu'on battait encore le blé au fléau.

Il faut ajouter qu'il n'y a pas que la mécanisation pour expliquer que l'agriculture française puisse nourrir toute la population. D'énormes progrès ont été réalisés par les techniques de culture, les engrais, les pesticides… L'élevage industriel permet de produire de la viande et des œufs dans des quantités considérables. La qualité est-elle équivalente à la production traditionnelle ?
Aujourd'hui, ce sont les OGM qui font le plus débat dans la société, opposant des chercheurs qui pensent que, compte tenu de l'augmentation de la population mondiale, on ne pourra pas s'en passer, à une partie de la société, qui, elle, estime qu'il ne faut pas jouer aux « apprentis sorciers ». D'une certaine façon, on retrouve dans cette opposition le thème de *Frankestein*.

On peut continuer cette liste des domaines dans lesquels la science et les techniques ont profondément modifié la société française. Vous-même pouvez trouver d'autres domaines où la science a changé la société dans laquelle vous vivez. Même si certains inconvénients naissent toujours des découvertes scientifiques, et même si certains refusent catégoriquement le progrès, on doit reconnaître que la science a beaucoup apporté aux sociétés modernes. Plus personne (ou presque) ne voudrait voyager en diligence ou n'avoir aucun médicament efficace



© Cned - Académie en ligne

pour se soigner. Quant à ne plus pouvoir se servir de son téléphone portable ou de son ordinateur… Pour un jeune du XXIe siècle, cela paraît tout simplement impossible !

**Activité 42**



Faire une recherche documentaire sur le thème suivant : comment la science et les techniques ont-elles fait évoluer la société française dans le domaine des transports ?

## Exercices d'apprentissage

**Exercice 11**

Quelles sont les méthodes de production qui différencient la chimie douce et la chimie durable de l'industrie chimique traditionnelle ? Répondre à cette question en quelques lignes (15 au maximum).

**Exercice 12**

On peut obtenir du butan-1-ol en additionnant de l'eau sur du but-1-ène. Il se produit la réaction :

$$2\ C_2H_5 - CH = CH_2 + 2\ H_2O \rightarrow C_2H_5 - CH_2 - CH_2OH + C_2H_5 - CH(OH) - CH_3$$

On obtient alors environ 60 % de butan-2-ol et seulement 40 % de butan-1-ol.

On peut aussi obtenir du butan-1-ol en réduisant l'acide butyrique (ou butanoïque) par l'hydrure d'aluminium et de lithium ($LiAlH_4$). Il se produit la réaction :

$$2\ C_2H_5 - CH_2 - COOH + LiAlH_4 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ C_2H_5 - CH_2 - CH_2OH + Li(OH) + Al(OH)_3$$

On considérera que ces deux réactions sont quantitatives.

1. Quelle masse de butan-1-ol obtient-on quand on hydrate 112 g de but-1-ène ? Calculer l'utilisation atomique (UA) en formant le rapport :

$$UA = \frac{\text{masse de butan-1-ol formé}}{\sum(\text{masses de tous les réactifs})}$$

2. Quelle masse de butan-1-ol obtient-on quand on réduit par l'hydrure d'aluminium et de lithium ($LiAlH_4$) 176 g d'acide butyrique ? Calculer l'utilisation atomique (UA) en formant le rapport :

$$UA = \frac{\text{masse de butan-1-ol formé}}{\sum(\text{masses de tous les réactifs})}$$

3. En ne se fondant que sur l'économie d'atomes, quelle est la méthode la plus efficace ?

4. Citer trois autres critères de la chimie durable qui permettent de choisir entre les deux méthodes de préparation du butan-1-ol.

***Données*** Masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : H = 1 ; C = 12 ; O = 16 ; Li = 7 ; Al = 27.

**Exercice 13**

Faire une recherche documentaire et rédiger une synthèse (une page maximum) sur le thème suivant : comment la science et les techniques ont-elles fait évoluer la société française dans le domaine de la santé ?



© Cned - Académie en ligne

**Exercice 14** Faire une recherche documentaire et rédiger une synthèse (une page maximum) sur le thème suivant : comment la science et les techniques ont-elles fait évoluer la société française dans le domaine des moyens de communication ?



© Cned - Académie en ligne

# 5 Pour clore la séquence

## A Fiche de synthèse

### Stratégie de la synthèse organique

Avant tout, il faut bien garder à l'esprit qu'une synthèse organique comporte quatre étapes :

- Étape 1 : on réalise la réaction chimique qui permet d'obtenir le produit de synthèse.
- Étape 2 : on extrait le produit de synthèse du milieu réactionnel.
- Étape 3 : on purifie le produit de synthèse.
- Étape 4 : on vérifie la pureté du produit de synthèse.

De nombreux exemples de synthèse sont présentés dans cette séquence. L'objectif n'est pas d'apprendre les protocoles de ces synthèses mais de comprendre et de savoir analyser leurs différentes stratégies. Il convient de retenir les principes de quelques techniques expérimentales déjà rencontrées dans votre formation (montage à reflux, distillation, hydrodistillation, filtration, décantation…) ainsi que la technique de purification d'un solide par recristallisation : la dissolution à chaud du produit préparé lors de la synthèse (appelé produit brut) dans un solvant bien choisi puis sa cristallisation par refroidissement permettent d'obtenir un solide purifié (appelé produit pur). En effet, des impuretés restent alors dissoutes dans le solvant et peuvent être éliminées par filtration. Le solvant de recristallisation doit dissoudre à froid les impuretés mais le solide doit y être soluble à chaud et insoluble à froid. Lorsque l'on doit purifier un liquide, on procède généralement à une distillation.

Enfin, il est important de savoir calculer le rendement d'une synthèse et de savoir utiliser des résultats d'analyses permettant le contrôle de qualité du produit : chromatographie sur couche mince, spectroscopies IR et RMN.

Nous avons vu que des modifications des paramètres expérimentaux pouvaient provoquer non seulement des différences de pureté des produits, mais aussi, quelquefois, des réactions totalement différentes :

- pH (pour la préparation de l'acide benzoïque) ;
- type de montage (pour la préparation du butanal) ;
- température (pour la synthèse de colorant) ;
- présence de catalyseurs (pour la synthèse du chlorobenzène).

La durée de réaction et les quantités initiales de réactifs sont également des paramètres importants pouvant influer tant sur la pureté que sur la nature des produits formés.



© Cned - Académie en ligne

## Sélectivité en chimie organique

Un composé polyfonctionnel, comme son nom l'indique, possède plusieurs fonctions de la chimie organique. Quand on veut faire subir une réaction à un composé polyfonctionnel, il faut s'assurer que c'est bien la fonction que l'on veut transformer qui va réagir, et pas une autre. Pour cela, on a deux méthodes :

- soit on utilise un réactif chimiosélectif, c'est-à-dire un réactif qui ne s'attaquera qu'à la fonction que l'on veut transformer ;
- soit on protégera la fonction qui doit rester intacte, de façon que seule la fonction que l'on veut transformer réagisse.

Pour obtenir un dipeptide particulier, on doit protéger et la fonction acide du premier acide $\alpha$-aminé et la fonction amine du second acide $\alpha$-aminé.

## La chimie organique et le monde moderne

Par rapport à l'industrie chimique traditionnelle, la chimie durable essaie d'améliorer les procédés de fabrication dans les domaines suivants :

- économie d'atomes,
- limitation des déchets,
- agro-ressources,
- chimie douce,
- choix des solvants,
- recyclage.

L'économie atomique E est définie comme le rapport de la masse molaire du produit recherché sur la somme des masses molaires de tous les produits qui apparaissent dans l'équation de la réaction. Si les sous-produits de la réaction ne sont pas tous identifiés, alors la conservation de la matière permet de remplacer le dénominateur par la somme des masses molaires de tous les réactifs.
Pour pouvoir limiter au maximum les déchets (autres produits des réactions que celui que l'on veut obtenir lors de la synthèse organique), il est aussi intéressant de pouvoir déterminer le facteur environnemental Q, qui tient compte de la toxicité des sous-produits, ou le facteur E.Q.
Les végétaux peuvent remplacer le pétrole dans la plupart des synthèses réalisées dans l'industrie chimique. Ils ont l'avantage d'être renouvelables, biodégradables, et leur production ne contribue pas ou peu à l'émission de gaz à effet de serre. On appelle « chimie verte » l'industrie chimique qui utilise, pour réaliser ses synthèses, les matériaux issus de l'agriculture.
La chimie douce s'efforce d'obtenir les mêmes produits ou des produits équivalents à ceux de la chimie traditionnelle, en mettant en jeu des réactions qui pourront se produire à des températures plus proches de la température ambiante, entre 20 et 200 °C. Pour cela, elle s'appuie sur l'observation de la nature.
Dans les laboratoires spécialisés comme dans l'industrie chimique, on est amené à utiliser trois types de solvants : les solvants protiques, les solvants aprotiques polaires et les solvants aprotiques apolaires. Suivant le solvant utilisé, on peut orienter une synthèse vers un composé plutôt qu'un autre.
Pour diminuer les déchets chimiques, on doit recycler au maximum les réactifs utilisés lors d'une synthèse. Mais, pour diminuer les déchets ménagers, on s'ef-



© Cned - Académie en ligne

force de plus en plus de trier et de réutiliser de nombreux matériaux, en particulier les matières plastiques.

Le taux de dioxyde de carbone de l'air augmente progressivement depuis un demi-siècle. De nombreuses pistes sont à l'étude pour récupérer et valoriser ce composé. La piste de la valorisation chimique se heurte au problème posé par la stabilité de la molécule qui entraîne l'utilisation d'importantes quantités d'énergie pour la transformer.

En prenant comme exemples les moyens de transport, la santé, les moyens de communication…, on peut voir comment la science et les techniques contribuent à faire évoluer une société.

# B Exercices de synthèse

## Exercice 15

1. Le chloral ($CCl_3$ - CHO) peut être synthétisé en faisant réagir du dichlore sur l'éthanol. Écrire et ajuster l'équation de cette réaction sachant que l'on obtient aussi du chlorure d'hydrogène.

2. Préciser à quelle famille appartient le chloral. Comment devrait-on le nommer ? Donner sa formule topologique.

3. On fait réagir 96 L de dichlore sur 46 g d'éthanol. Quelle masse de chloral obtiendra-t-on si le rendement de cette réaction est de 70 % ?

4. Quand on ajoute de l'eau au chloral, il se forme de l'hydrate de chloral, qui est un mélange de chloral et de 2,2,2-trichloroéthan-1,1-diol. L'hydrate de chloral associé à la colchicine permettrait de réduire de 75 % les cas de cancers, d'après les travaux du docteur André Gernez.
   a) Sachant qu'un diol possède deux groupements hydroxyle – OH, donner la formule semi-développée puis la formule topologique du 2,2,2-trichloroéthan-1,1-diol.
   b) Justifier que la première étape de la réaction de l'eau sur le chloral est une addition nucléophile.

***Données*** Masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : H = 1 ; C = 12 ; O = 16 ; Cl = 35,5 et volume molaire : 24 $L.mol^{-1}$.

## Exercice 16

Les anhydrides d'acide sont des substances très réactives. Ils ont pour formule générale : R - CO - O - CO - R , dans laquelle R désigne un radical alkyle. Ils réagissent sur l'eau pour redonner l'acide dont ils proviennent. Ils réagissent sur les alcools pour donner un ester et l'acide dont ils proviennent. Ils réagissent sur les amines pour donner un amide et l'acide dont ils proviennent.

1. Écrire la réaction de l'anhydride acétique sur l'eau, sur l'éthanol et sur l'éthylamine. Dans ce cas : R = $CH_3$.

La première étape d'une réaction avec un anhydride d'acide consiste, pour lui, à réagir avec un proton, suivant :

$$R - CO - O - CO - R + H^+ \rightarrow R - COOH + O = {}^+C - R$$

Quelle sera, dans les trois cas, l'étape suivante de la réaction ?



© Cned - Académie en ligne

2. On fait réagir l'anhydride acétique sur le 4-aminophénol, qui a pour formule générale : $H_2N - C_6H_4 - OH$. Quelles sont les deux réactions qui peuvent se produire ? Donner la formule du produit qui pourrait finalement être obtenu.

3. En fait, pour synthétiser le paracétamol, on fait réagir l'anhydride acétique sur le 4-aminophénol. Pour éviter que l'anhydride réagisse sur l'eau, on décide de travailler dans l'acide acétique pur. On fait dissoudre le 4-aminophénol dans l'acide acétique, puis on ajoute l'anhydride acétique.

   a) Puisqu'on ne doit obtenir que du paracétamol, que peut-on dire du réactif anhydride acétique ? Que faut-il penser de la réactivité du groupement $-NH_2$ comparé au groupement $-OH$ vis-à-vis de l'anhydride acétique, quand ils sont fixés sur un noyau benzénique ?

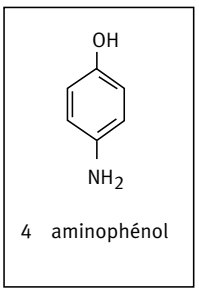
   b) Quelle est la nature acido-basique d'une amine ? Que peut-il se passer quand on dissout le 4-aminophénol dans l'acide acétique pur ? Pourquoi cette réaction risque-t-elle de nuire à la formation du paracétamol ? Que pourrait-il se produire alors ?

4. En réalité, la synthèse du paracétamol se fait beaucoup mieux quand on dissout le 4-aminophénol dans un mélange d'eau et d'acide acétique.

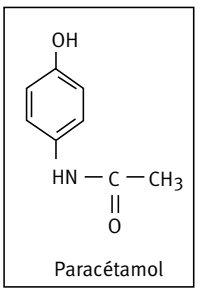
   a) Pour quelle raison ne choisit-on pas l'eau seule comme solvant pour réaliser la synthèse du paracétamol ?

   b) Comment peut-on expliquer que l'addition d'eau ne soit pas gênante lors de la synthèse du paracétamol et qu'au contraire elle permette d'obtenir un produit plus pur que lorsqu'on travaille dans l'acide acétique pur ?

***Annexe***



4 aminophénol



Paracétamol

| Composé | Aspect à 25 °C et sous $10^5$ Pa (1 bar) | Risques | Solubilité dans l'eau | Température de fusion | Température d'ébullition | Masse molaire en $g.mol^{-1}$ |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Para-aminophénol | Solide blanc | | 8 $g.L^{-1}$ à 20 °C<br>33 $g.L^{-1}$ à 60 °C<br>85 $g.L^{-1}$ à 100 °C | 186 °C | | 109 |
| Anhydride éthanoïque | Liquide incolore<br>Densité : 1,08 | Corrosif, inflammable et irritant (peau, yeux) | Réagit avec l'eau en donnant l'acide dont il est issu | –73 °C | 136 °C | 102 |
| Paracétamol | Solide blanc | | 10 g.L–1 à 20 °C<br>250 g.L–1 à 100 °C | 168 °C | 151 | |
| Acide éthanoïque | Liquide incolore | Odeur piquante | Très grande solubilité de 0 °C à 100 °C | 17 °C | | 60 |



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 17

On considère la molécule A, qui possède une chaîne carbonée droite à cinq carbones : une fonction acide carboxylique est fixée sur le premier carbone, un groupement méthyle sur le troisième carbone et une fonction aldéhyde sur le cinquième carbone.

1. Donner la formule semi-développée et la formule topologique de cette molécule A.
2. Cette molécule A possède-t-elle un ou plusieurs carbones asymétriques ? Si oui, donner une représentation de Cram des différents énantiomères.
3. On se propose de réduire la fonction cétone tout en conservant intacte la fonction acide carboxylique. Décrire le processus que l'on doit adopter pour obtenir, à coup sûr, le résultat escompté. Donner la formule semi-développée et la formule topologique de la molécule B obtenue finalement.
4. On chauffe la molécule B en milieu acide. Quelle est la réaction qui peut alors se produire ? Donner la formule semi-développée et la formule topologique de la molécule E que l'on peut alors obtenir.
5. On fait réagir 100 g de la molécule A. Quelle masse de molécule E peut-on obtenir si le rendement est de 55 % ?

***Données*** Masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : H = 1 ; C = 12 ; O = 16.

## Exercice 18

Pour obtenir la procaïne, qui est un anesthésique local (son chlorhydrate est vendu sous l'appellation de novocaïne), on commence par oxyder le 4-nitrotoluène $O_2N - C_6H_4 - CH_3$ par le permanganate de potassium en milieu acide.

1. Écrire l'équation de la réaction sachant que l'on obtient l'acide 4-nitrobenzoïque $O_2N - C_6H_4 - COOH$ et que l'ion permanganate est réduit en ion $Mn^{2+}$.
2. On fait ensuite réagir l'acide 4-nitrobenzoïque sur le chlorure de thionyle ($SOCl_2$) pour transformer la fonction acide carboxylique en fonction chlorure d'acyle.
   a) Quel est l'intérêt de procéder à cette transformation ?
   b) Donner la formule semi-développée de la molécule ainsi obtenue.
3. On fait maintenant réagir le chlorure d'acyle sur le 2-chloroéthanol.
   a) Donner la formule chimique du 2-chloroéthanol
   b) Écrire l'équation de la réaction d'estérification qui se produit entre le chlorure d'acyle et le 2-chloroéthanol.
4. On fait ensuite réagir l'ester obtenu sur une amine : $(C_2H_5)_2NH$.
   a) Pourquoi avoir choisi le 2-chloroéthanol pour réaliser l'estérification ?
   b) Sur quel carbone va se porter l'attaque nucléophile du doublet électronique de l'atome d'azote ?
   c) Donner la formule semi-développée de la molécule que l'on obtiendra finalement, sachant qu'il y a élimination d'une molécule de chlorure d'hydrogène.



© Cned - Académie en ligne

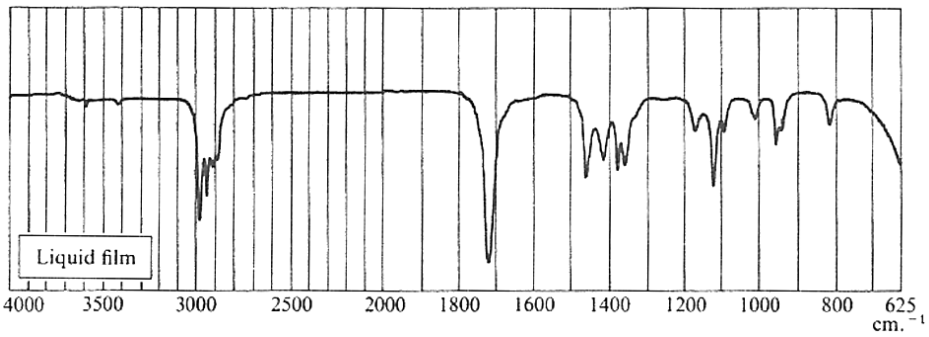
5 Pour obtenir la procaïne, il faut finalement transformer le groupement nitro fixé sur le cycle benzénique en groupement amino.

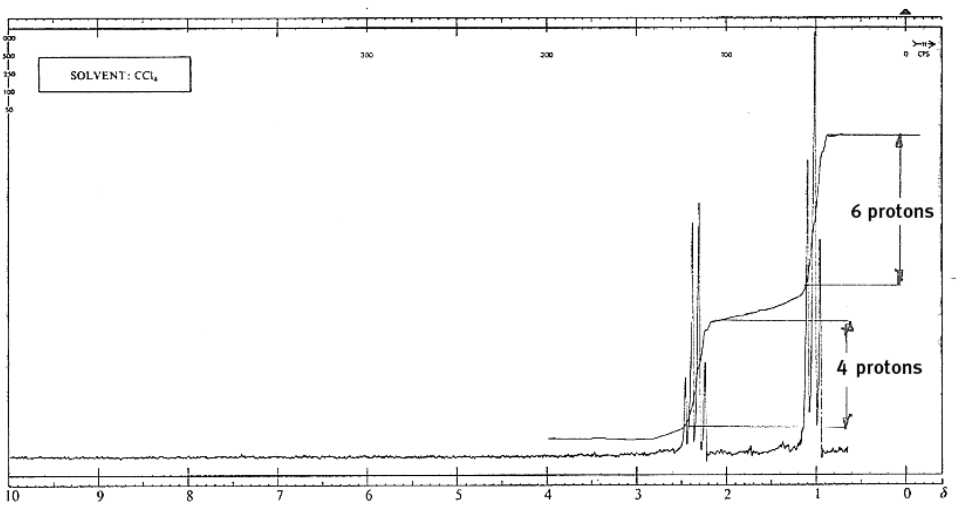
a) Peut-on choisir n'importe quel réducteur pour réaliser cette réduction ? Justifier la réponse.

b) Donner la formule semi-développée et la formule topologique de la molécule de procaïne.

**Exercice 19**

On fait réagir l'eau sur le pent-2-ène, puis on oxyde les produits obtenus par une solution de permanganate en milieu acide. On isole une des deux substances organiques du mélange ainsi obtenu, et on réalise les spectres IR et RMN de ce composant :




1 Donner la formule semi-développée et le nom des deux alcools que l'on peut obtenir lorsqu'on fait réagir de l'eau sur le pent-2-ène.

2 Donner la formule semi-développée et le nom des deux produits que l'on peut obtenir lorsqu'on fait réagir sur les deux alcools la solution de permanganate de potassium en milieu acide.



© Cned - Académie en ligne

3. Le spectre IR permet-il de connaître le produit dont on a réalisé le spectre ? Justifier la réponse.

4. Le spectre RMN permet-il de connaître le produit dont on a réalisé le spectre ? Justifier la réponse.

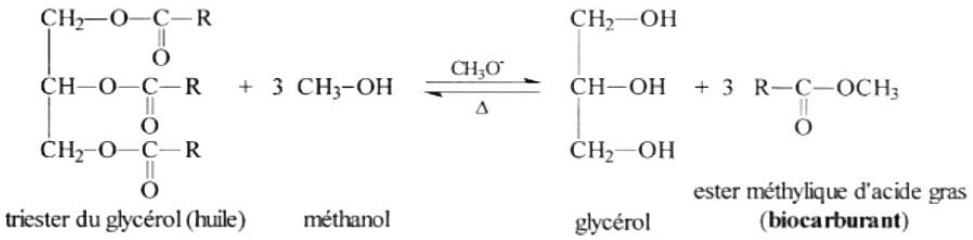
5. Écrire les équations des deux réactions qui ont permis d'obtenir le produit dont on a réalisé le spectre, sachant que le permanganate met en jeu le couple : $MnO_4^-$ / $Mn^{2+}$.

6. En partant de 20 g de pent-2-ène, on obtient 11 g du produit dont on a réalisé les spectres. Quel est le rendement de cette synthèse ?

***Données*** Masses atomiques en $g.mol^{-1}$ : H = 1 ; C = 12 ; O = 16.

## Exercice 6

On réalise la synthèse du diester par transestérification de l'huile de colza avec le méthanol, en présence de méthanoate de sodium ($CH_3ONa$). On obtient un mélange d'esters méthyliques du colza (EMC) appelé diester.




Le symbole $\Delta$ signifie qu'il faut chauffer pour que la réaction ait lieu.

On supposera que l'EMC obtenu est essentiellement constitué d'oléate de méthyle, qui a pour formule :

$$CH_3\text{-}(CH_2)_7\text{-}CH{=}CH\text{-}(CH_2)_7\text{ - }COO\text{-}\ CH_3$$

***Données***

| Espèces chimiques | Masse volumique ($g.cm^3$) à 20 °C | Masse molaire ($g.mol^{-1}$) | Température d'ébullition (°C) |
|---|---|---|---|
| Méthanol | 0,79 | 32 | 65 |
| Trioléate de glycérol | 0,91 | 885 | 235 |
| Oléate de méthyle | 0,87 | 297 | 219 |
| Glycérol | 1,25 | 92 | 148 |

On doit introduire dans un ballon à fond plat :
- 20,0 g d'huile de colza,
- 5,0 g de méthanol absolu,
- 8 gouttes de solution sodique de méthanoate de sodium,
- une barreau aimanté pour l'agitation.

On place le ballon dans un bain-marie d'eau bouillante et on chauffe à reflux pendant 45 minutes.



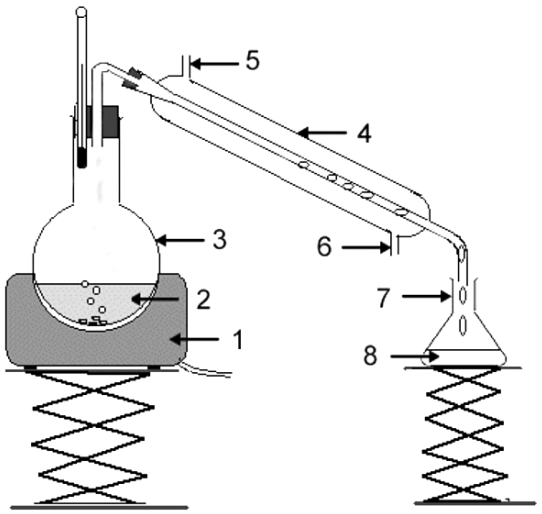
© Cned - Académie en ligne

À la fin du chauffage, on verse le contenu du ballon que l'on a suffisamment refroidi dans une ampoule à décanter. On observe que le mélange se sépare en deux phases : l'une contient le glycérol, et l'autre l'EMC brut.

1. Quel est le rôle du méthanoate de sodium lors de la réaction de la transestérification de l'huile de colza ?

2. Dessiner l'ampoule à décanter en précisant ce que peut contenir chaque phase.

Après avoir réalisé la décantation, on se propose de réaliser la distillation de la phase qui contenait l'EMC brut.




3. Annoter le schéma de l'appareil à distiller.

4. En supposant que l'huile de colza est du trioléate de glycérol, montrer que c'est elle qui est le réactif limitant lors de la transestérification. En conséquence, quel est le corps qui est mélangé à l'EMC dans la phase que l'on va distiller ?

5. Quelle température approximative pourra-t-on lire sur le thermomètre lorsqu'on verra apparaître la première goutte de distillat ?

On arrête la distillation lorsque la température recommence à s'élever, on démonte l'appareil à distiller et on récupère le contenu du ballon, que l'on refroidit.

6. Quelle masse maximale d'EMC peut-on récupérer ? Quel volume cette quantité d'EMC représente-t-elle ?

Le point d'éclair est défini comme la température la plus basse à laquelle un corps combustible émet suffisamment de vapeurs pour former, avec l'air ambiant, un mélange gazeux qui s'enflamme sous l'effet d'une source d'énergie calorifique. Le point éclair du méthanol est de 12 °C.

7. Quel est le dispositif qui n'apparaît pas sur le schéma de l'appareil à distiller mais qui est indispensable pour éviter tous les risques lorsqu'on réalise la distillation de la phase qui contient l'EMC ?



© Cned - Académie en ligne

8. Faire une recherche documentaire sur le diester produit en France et rédiger une note de synthèse d'une dizaine de lignes.

## Exercice 7

La valine (notée Val) a pour formule $CH_3$ - $CH(CH_3)$ - $CH(NH_2)$ - COOH. La phénylalanine (notée Phe) a pour formule $C_6H_5$ - $CH_2$ - $CH(NH_2)$ - COOH.

1. Quelles précautions faut-il prendre quand on fait réagir ces deux acides $\alpha$-aminés pour n'obtenir que le dipeptide ?
2. Dans ces conditions, donner la formule semi-développée de ces deux dipeptides, en attribuant à chacun son nom : Val-Phe ou Phe-val. On rappelle que, par convention, les peptides s'écrivent avec l'abréviation conventionnelle de l'acide $\alpha$-aminé qui a le groupement -$NH_2$ libre, à gauche, et l'abréviation conventionnelle de l'acide $\alpha$-aminé qui a le groupement -COOH libre, à droite.
3. Combien de carbones asymétriques possède chaque dipeptide. Pour chaque dipeptide, donner, en représentation de Cram, toutes les paires d'énantiomères possibles.

## Exercice 8

Pour s'enrichir en carbone, en hydrogène et en oxygène, une plante a recours à la synthèse chlorophyllienne Elle prend le dioxyde de carbone contenu dans l'atmosphère et l'eau contenue dans le sol pour réaliser la réaction chimique :

$$6\ CO_2 + 6\ H_2O \xrightarrow[\text{lumière}]{\text{chlorophylle}} C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2$$

Lors de cette réaction, la plante produit du glucose ($C_6H_{12}O_6$) et du dioxygène.

1. Écrire l'équation de la combustion complète du charbon (on considérera que le charbon est du carbone pur).
2. On brûle 1 kg de charbon : la combustion consomme du dioxygène et fournit du dioxyde de carbone. Ensuite, grâce à la synthèse chlorophyllienne, les plantes transforment tout le dioxyde de carbone produit lors de la combustion en glucose et en dioxygène. Quel est le bilan global de ces deux réactions successives pour le dioxygène, l'eau et le glucose ?
3. Écrire l'équation de la combustion complète d'un alcane ($C_nH_{2n+2}$).
4. On réalise la combustion complète d'un alcane puis les plantes transforment tout le dioxyde de carbone produit lors de la combustion en glucose et en dioxygène. Combiner les deux équations (combustion et synthèse chlorophyllienne) pour établir celle qui permet de passer de l'alcane au glucose.
5. L'alcane est le gaz naturel que l'on considérera comme du méthane pur. Quand on brûle 1 kg de gaz naturel, quel est le bilan global des deux réactions successives (combustion et synthèse chlorophyllienne) pour le dioxygène, l'eau et le glucose ?
5. L'alcane est l'essence que l'on considérera comme de l'octane pur ($C_8H_{18}$). Quand on brûle 1 kg d'essence, quel est le bilan global des deux réactions successives (combustion et synthèse chlorophyllienne) pour le dioxygène, l'eau et le glucose ?



© Cned - Académie en ligne

6. L'alcane est le gazole que l'on considérera comme du cétane pur ($C_{16}H_{34}$). Quand on brûle 1 kg de gazole, quel est le bilan global des deux réactions successives (combustion et synthèse chlorophyllienne) pour le dioxygène, l'eau et le glucose ?

7. Faire un commentaire sur les résultats obtenus, en fonction de la nature du combustible : charbon, gaz naturel, essence, gazole.

## Exercice 9 Synthèse de documents

### *Document 1* Extraction par le dioxyde de carbone supercritique

Dans l'industrie des parfums et des arômes, il est nécessaire d'extraire les substances actives des produits naturels. Pour cela, on utilise deux méthodes d'extraction : l'hydrodistillation et l'extraction par solvant. Dans cette dernière méthode, les substances actives sont dissoutes sélectivement puis séparées par évaporation du solvant extracteur.

Depuis quelques dizaines d'années, des fluides à l'état supercritique remplacent les solvants organiques usuels. Par exemple, en conditions supercritiques, l'eau précipite les minéraux et devient un solvant de la matière organique. Elle manifeste ainsi un pouvoir de dissolution très différent de celui qu'elle a à l'état liquide. Le dioxyde de carbone supercritique est plus souvent employé pour différents types d'usage : extraction de la caféïne du café, extraction du houblon de la bière, élimination de pesticides, gravure de circuit imprimé en électronique organique… Mais restons dans le domaine de l'extraction des arômes et des parfums des produits naturels.

Au départ d'une extraction au $CO_2$ supercritique, les végétaux broyés sont placés dans des « paniers » cylindriques équipés de filtres aux deux extrémités. Les paniers sont ensuite placés dans l'extracteur, où une pompe assure la circulation du $CO_2$ à l'état supercritique. L'extrait organique est alors dissous dans le $CO_2$. Celui-ci est ensuite détendu pour passer à l'état gazeux et, en perdant son pouvoir de dissolution, il se sépare du composé extrait.

Le dioxyde de carbone à l'état gazeux, après avoir été séparé de l'extrait, est condensé puis compressé pour retourner à l'état supercritique. L'extracteur fonctionne en boucle fermée et le $CO_2$ est réutilisable quasi infiniment. Le ratio de $CO_2$ extrait par kilo de produit extrait est de 1 pour 1,2 contre 1 pour 50 dans le cas d'un solvant habituel.

### *Document 2* Caractéristiques de l'état supercritique

L'état supercritique, en physique-chimie, est l'état de la matière lorsqu'elle est soumise à une forte pression ou température. On parle de fluide supercritique lorsqu'un fluide est chauffé au-delà de sa température critique et lorsqu'il est comprimé au-dessus de sa pression critique.



© Cned - Académie en ligne

| Fluide | Eau | Dioxyde de carbone |
|---|---|---|
| Température critique (°C) | 374 | 31 |
| Pression critique (bar) | 221 | 73 |

Cet état de la matière a été découvert, en 1822, par Charles Cagniard de Latour. Les propriétés physiques d'un fluide supercritique (densité, viscosité, diffusivité) sont intermédiaires entre celles des liquides et celles des gaz. Sa viscosité est proche de celle du gaz et ses propriétés de solvatation sont celles d'un liquide.

### *Document 3* Toxicité de quelques solvants organiques usuels

| Solvant | Polarité : * catégorie * ε/μ (D) | VLEP (= VME) ($mg/m^3$) | Toxicité |
|---|---|---|---|
| Hexane | Non polaire 2,02 / ≈0 | 72 | Dépresseur du système nerveux central<br>Altération de la fertilité<br>H225, 304, 315, 336, 361f, 373, 411<br>DL50 (voie orale, rat) : 25 g/kg |
| Éther de pétrole 40-60 | Non polaire ≈2 / ≈0 | 700 | Dépresseur du système nerveux central<br>H225, 304, 315, 336, 361, 373, 411<br>DL50 (voie orale, rat) : > 5 g/kg |
| Acétone | Assez polaire 20,7 / 2,85 | 1210 | Dépresseur du système nerveux central<br>H225, 319, 336, EUH066<br>Peu nocif<br>DL50 (voie orale, rat) : > 5 g/kg |
| Éthanol | Polaire<br>Liaisons H<br>24,5 / 1,69 | 1950<br>(D : 960) | Dépresseur du système nerveux central<br>Cancérogène (> 50 g/jour)<br>H225<br>DL50 (voie orale, rat) : de 7,1 g/kg |
| Méthanol | Polaire<br>Liaisons H<br>32,7 / 1,69 | 260 | Métabolisé en acide formique<br>→ cécité par destruction du nerf optique<br>H225, 3014, 311, 331, 370 |
| Chloforme | 4,81 / 1,15 | 10 | Cancérogène possible, non mutagène<br>Toxique pour le foie et les reins<br>H302, 315, 351, 373 |
| Dichlorométhane | Peu polaire 8,93 / 1,55 | 180 | Dépresseur du systhème nerveux central<br>Pas d'atteintes des reins et du foie pour des expositions < 350 $mg/m^3$<br>Cancérogène suspecté<br>H351DL50 (voie orale, rat) : 2,4 g/kg |
| Acétate d'éthyle | Peu polaire 6,02 / 1,78 | 1400 | Bien moins toxique que les autres solvants |



© Cned - Académie en ligne

**Remarque**

**VME** : Valeur limite moyenne d'exposition sur une durée de travail de 8 heures.

1. Expliquer pourquoi le $CO_2$ supercritique est plus adapté pour remplacer des solvants apolaires ou peu polaires, comme l'hexane ou le dichlorométhane, que des solvants polaires.
2. Rédiger une synthèse de documents de 10 à 15 lignes au maximum à partir des deux documents permettant de répondre à la question suivante : En quoi l'extraction par le dioxyde de carbone supercritique s'inscrit-elle dans le cadre de la chimie durable ?



© Cned - Académie en ligne

# Séquence 10

# Transmettre et stocker de l'information

**Problématique**

Si l'on excepte un changement radical des modes de vie, l'activité scientifique et ses applications technologiques s'avèrent être des réponses crédibles aux défis posés à l'Homme, en particulier **transmettre et stocker l'information**.

Les défis du XXIe siècle concernent la planète et l'humanité tout entières.

## Sommaire


1. Prérequis
2. Transmission d'informations
3. Procédés physiques de transmission
4. Stockage optique
5. Pour clore la séquence

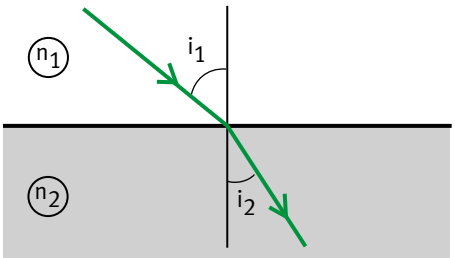



© Cned - Académie en ligne

# 1 Prérequis

## A Réflexion totale de la lumière

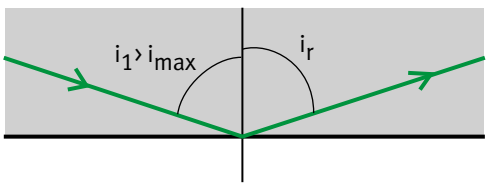
**La réfraction** se caractérise par un changement de la direction de propagation de la lumière au passage de la surface de séparation de deux milieux transparents différents d'indices de réfraction n, et $n_2$.




**2e loi de Snell-Descartes :** l'angle d'incidence $i_1$ et l'angle de réfraction $i_2$ (angle entre la normale et le rayon réfracté) sont liés par la relation : $n_1 \sin i_1 = n_2 \sin i_2$.

Il y a **réflexion totale** lorsque :

- l'indice de réfraction du milieu où se trouve le rayon est supérieur à l'indice du milieu extérieur ;
- l'angle d'incidence de la lumière sur la paroi de séparation des deux milieux est supérieur à l'angle limite $i_{max}$.




## B Synthèse de la lumière

Il existe **trois couleurs primaires** : le rouge (R), le vert (V), le bleu (B).

Il existe **trois couleurs secondaires** : le cyan, le magenta, le jaune.



© Cned - Académie en ligne

## Synthèse additive

La superposition du rouge et du vert donne du jaune.

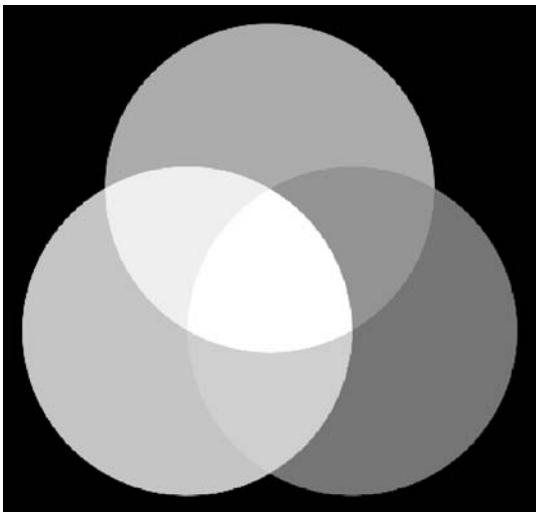
rouge + vert → jaune (J)

La superposition du rouge et du bleu donne du magenta.

rouge + bleu → magenta (M)

La superposition du bleu et du vert donne du cyan.

bleu + vert → cyan (C)



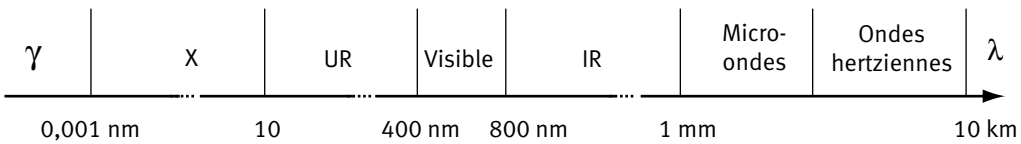
Connectez-vous sur cned.fr

# C Domaine des ondes électromagnétiques en longueurs d'onde

Les ondes hertziennes, les micro-ondes, les radiations infrarouges, la lumière, les rayons ultraviolets, les rayons X, les rayons γ sont aussi des ondes électromagnétiques.

Nous pouvons les classer par leur fréquence ou leur longueur d'onde.

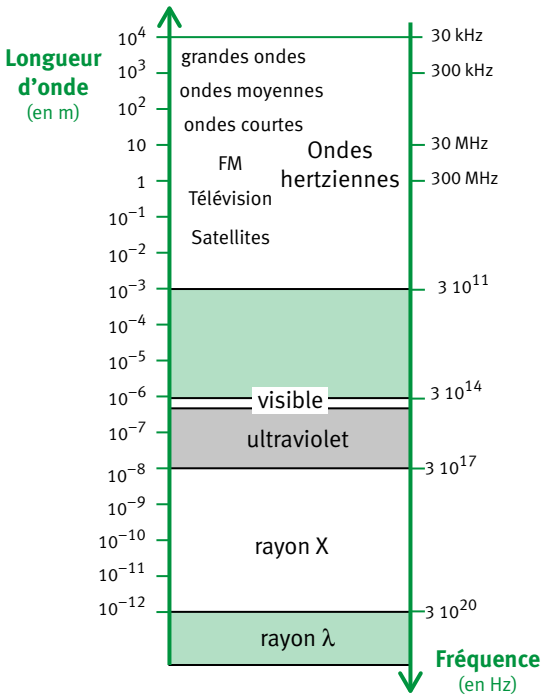
**Échelle des longueurs d'onde pour les différents domaines**




La longueur d'onde d'une onde électromagnétique est liée à sa période $T$ et à sa fréquence $f$ par la relation $\lambda = cT = \frac{c}{f}$ ; $c$ est la célérité de la lumière : $c = 3.10^8$ m.s$^{-1}$ ; $T$ s'exprime en secondes (s), $f$ en hertz (Hz), λ en mètres (m).



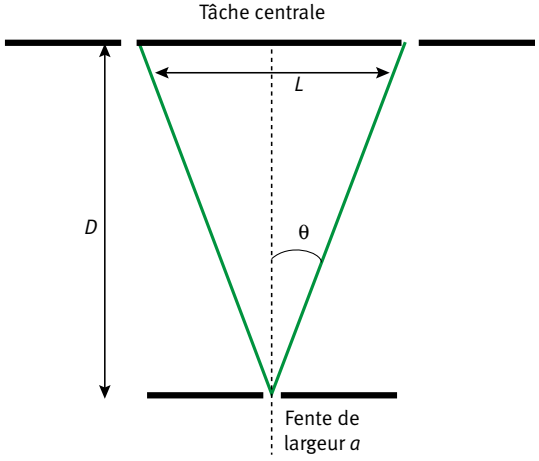
© Cned - Académie en ligne




La lumière fait partie des ondes électromagnétiques et correspond à un domaine restreint de fréquences.

# D Propriétés des ondes

## La diffraction




L'écart angulaire du faisceau diffracté, la largeur de la fente (ou du fil) et la longueur d'onde du laser sont liés par la relation : $\theta = \frac{\lambda}{a}$

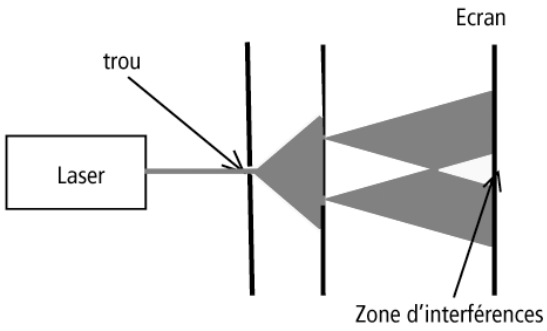
Pour une longueur d'onde donnée, le phénomène de diffraction est d'autant plus marqué que la dimension de l'ouverture ou de l'obstacle est plus petite.



© Cned - Académie en ligne

## Les interférences

**Conditions d'obtention des interférences lumineuses avec une onde monochromatique**




Pour obtenir un phénomène d'interférences, il faut superposer au moins deux ondes :

- de même fréquence
- et issues d'une même source primaire (ondes cohérentes).

La zone de recouvrement forme le champ d'interférences.

# E Tests

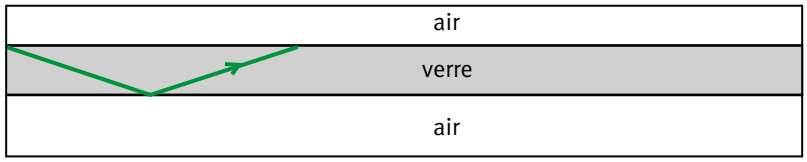
## Test 1

Lorsque le milieu 1 (exemple : du verre) a un indice $n_1$ supérieur à l'indice $n_2$ du milieu 2 (par exemple : de l'air), nous avons vu que l'angle réfracté $i_2$ est alors supérieur à l'angle incident $i_1$ .
Lorsque l'angle d'incidence est supérieur à $i_{max}$, il n'y a plus de rayon réfracté, le rayon incident est réfléchi par la surface de séparation : c'est le phénomène de réflexion totale.

1. Exprimer sin $i_{max}$ en fonction de $n_1$ et $n_2$.
2. Calculer l'angle $i_{max}$ pour $n_1 = 1{,}52$ et $n_2 = 1{,}00$.

## Test 2

On considère un cylindre de verre où se propage un rayon lumineux.
Tracer le rayon lumineux jusqu'à l'extrémité droite du cylindre de verre en justifiant votre réponse.

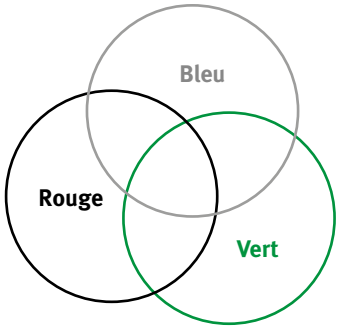





© Cned - Académie en ligne

## Test 3

1. Citer les trois couleurs primaires.
2. Quelles sont les conditions sur les faisceaux de lumière pour obtenir la lumière blanche ?
3. Compléter les couleurs du schéma suivant :



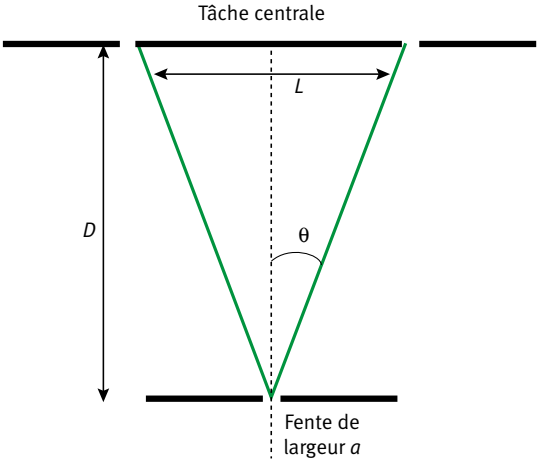

## Test 4

Exprimer et calculer la fréquence des émissions de la station Europe 1 dont la longueur d'onde est 1 648 m.

***Donnée*** Vitesse de la lumière : $c = 300\,000$ km.s$^{-1}$.

## Test 5

On réalise une expérience de diffraction à l'aide d'un laser émettant une lumière monochromatique de longueur d'onde $\lambda$. À quelques centimètres du laser, on place une fente verticale de largeur connue. On désigne par $a$ la largeur de la fente. La figure de diffraction obtenue est observée sur un écran blanc situé à une distance $D$ de la fente. On mesure la largeur $L$ de la tache centrale.
Quelle est la bonne réponse ?




La largeur $L$ est égale à :

1. $L = \dfrac{\lambda D}{a}$
2. $L = 2\dfrac{\lambda D}{a}$
3. $L = \dfrac{\lambda a}{D}$



© Cned - Académie en ligne

# 2 Transmission d'informations

## A Objectifs d'apprentissage

- Identifier les éléments d'une chaîne de transmission d'informations.
- Recueillir et exploiter des informations concernant des éléments de chaînes de transmission d'informations et leur évolution récente.
- Associer un tableau de nombres à une image numérique.
- Mettre en œuvre un protocole expérimental utilisant un capteur (caméra ou appareil photo numérique par exemple) pour étudier un phénomène optique.
- Reconnaître des signaux de nature analogique et des signaux de nature numérique.
- Mettre en œuvre un protocole expérimental utilisant un échantillonneur-bloqueur et/ou un convertisseur analogique numérique (CAN) pour étudier l'influence des différents paramètres sur la numérisation d'un signal (d'origine sonore par exemple).

## B Pour débuter

L'information est au cœur de nos sociétés modernes : médias, Internet…

La transmission de cette information doit être rapide et fiable.

**Activité 1** Rechercher, dans une encyclopédie ou sur Internet, comment s'est faite la transmission des informations de l'Antiquité à nos jours (on essaiera de trouver les événements importants et les noms des scientifiques liés aux dates suivantes : 1792, 1843, 1887).

**Activité 2** À l'ère du téléphone portable, il est encore possible de communiquer avec un système bien plus archaïque…

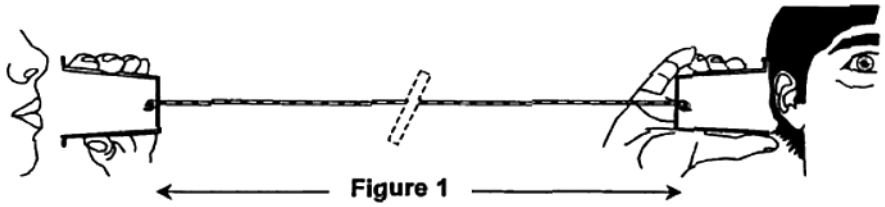


**Figure 1**



© Cned - Académie en ligne

L'onde sonore produite par le premier interlocuteur fait vibrer le fond du pot de yaourt, le mouvement de va-et-vient de celui-ci, imperceptible à l'œil, crée une perturbation qui se propage le long du fil. Cette perturbation fait vibrer le fond du second pot de yaourt, et l'énergie véhiculée par le fil peut ainsi être restituée sous la forme d'une onde sonore perceptible par un second protagoniste.

***Données*** Célérité du son dans l'air à 25 °C : $v_{air} = 340\ m.s^{-1}$.

1. Identifier la chaîne des différents milieux de propagation des ondes mécaniques au sein du dispositif : de la bouche de la personne qui parle à l'oreille de la personne qui écoute (figure 1).

Ce fil légèrement élastique peut être modélisé par un ressort à spires non jointives.
À 25 °C, on réalise le montage suivant (figure 2), afin de mesurer la célérité des ondes sur le fil du dispositif. Deux capteurs sont reliés en deux points A et B distants de $D = 20$ m sur le fil, du pot de yaourt émetteur E.

Les capteurs enregistrent l'amplitude de cette perturbation au cours du temps.

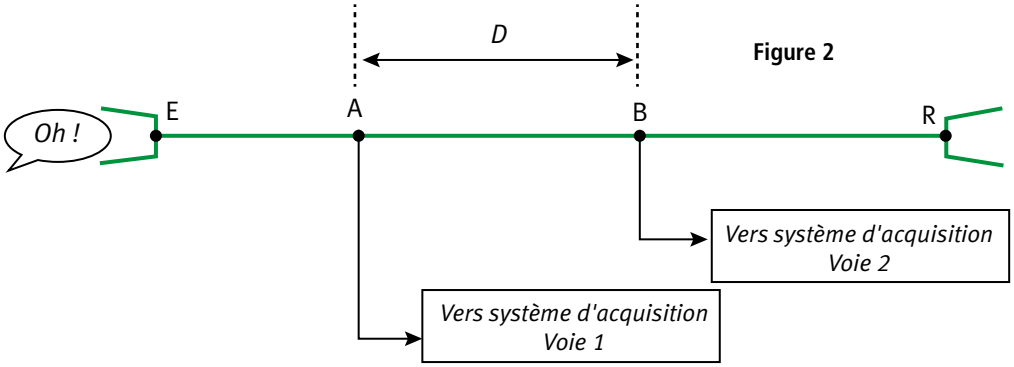



**Figure 2**

2. À partir de l'enregistrement (figure 3), déterminer avec quel retard $\tau$, par rapport au point A, le point B est atteint par le signal.

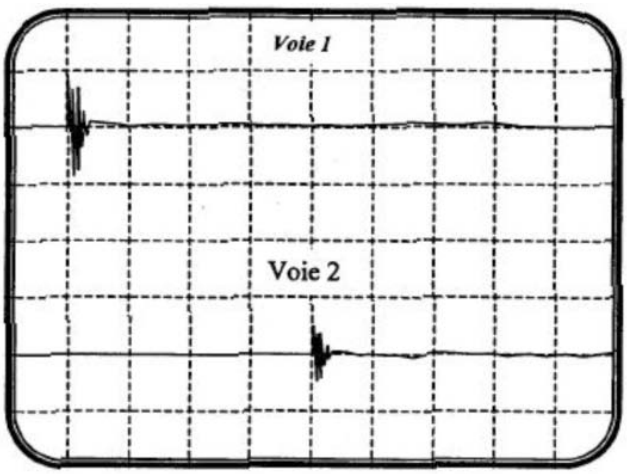



**Figure 3**

| |
|---|
| Sensibilité verticale 1 mV/div |
| Sensibilité horizontale 5ms/div |



© Cned - Académie en ligne

3. Donner l'expression de la célérité $v$ de l'onde sur ce fil en fonction de $D$ et $\tau$. Calculer sa valeur.

   Comparer cette valeur à celle de la célérité du son dans l'air à 25 °C. Quelle propriété justifie ce résultat ?

Une autre méthode, permettant de déterminer la célérité v de l'onde se propageant dans le fil, consiste à placer, devant le pot de yaourt émetteur, un haut-parleur (figure 4) qui émet des ondes sonores sinusoïdales de fréquence $f_E$.
Les ondes sinusoïdales qui se propagent dans le fil ont la même fréquence.

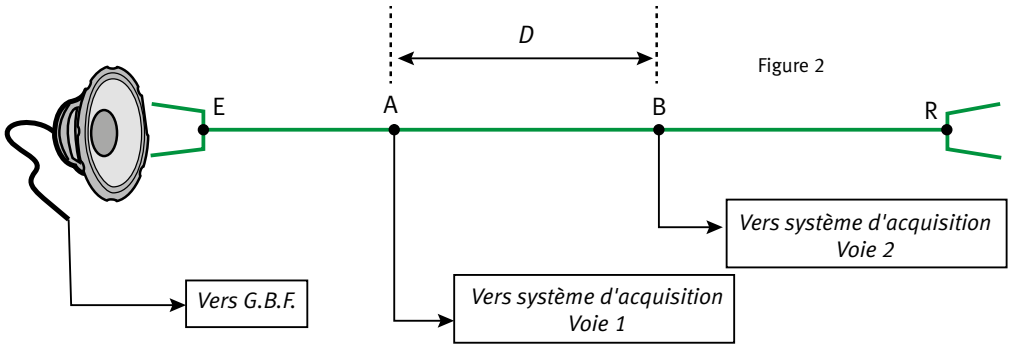
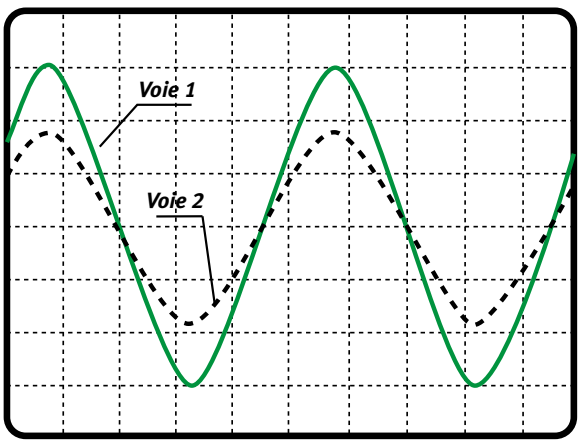



Figure 2

Lorsque la distance D est égale à 20,0 m, on obtient l'enregistrement de la figure 5.




Sensibilité verticale 1 mV/div pour les deux voies

Sensibilité horizontale 1 ms/div

**Figure 5**

4. Comment peut-on expliquer que l'amplitude du signal au point B (voie 2) soit plus faible que l'amplitude du signal au point A (voie 1) ?

5. À partir de l'enregistrement de la figure 5, déterminer la fréquence de l'onde qui se propage dans le fil.

6. Lorsque l'on éloigne le point B du point A, on constate que les signaux se retrouvent dans la même configuration pour les valeurs de la distance : $D = 25{,}0$ m, $D = 30{,}0$ m, $D = 35{,}0$ m…
   En déduire la valeur de la longueur d'onde $\lambda$ associée à l'onde qui se propage dans le fil, puis la célérité $v$ de cette onde.



© Cned - Académie en ligne

7 L'antenne d'un téléphone portable émet ou reçoit des ondes électromagnétiques qui ont les mêmes propriétés que la lumière. Quelle différence fondamentale existe-t-il concernant la propagation des ondes du téléphone « pot de yaourt » et celles d'un téléphone portable ?

Pour qu'une information soit transmise, il faut donc un émetteur, un canal de transmission et un récepteur.

C

# Pour apprendre

Une image filmée en direct lors de la finale de Coupe d'Europe de football est transmise de la caméra présente sur le stade à votre téléviseur ou votre portable. Rechercher comment est transmise cette image sur votre téléviseur.

Transmettre une information, c'est transmettre un signal ou des signaux (électriques, optiques…).

La transmission à distance d'informations s'effectue grâce à des voies de transmission – supports matériels (fil du téléphone, fibre optique, câble coaxial de l'oscilloscope…), liaisons hertziennes (transmission des ondes radio…) – ou d'autres rayonnements comme l'infrarouge (transmission du signal d'une télécommande à infrarouge…).

## 1. Éléments d'une chaîne de transmission d'informations

### a) Les informations à transmettre

L'information est au cœur de nos sociétés modernes : presse, téléphonie, données météorologiques, Internet…

Les informations que l'on échange quotidiennement sont de différents types : voix, sons, images, vidéos, textes, etc…

L'information doit être communiquée rapidement et en toute fidélité à son destinataire. En d'autres termes, il faut impérativement que le message reçu corresponde exactement au message émis.

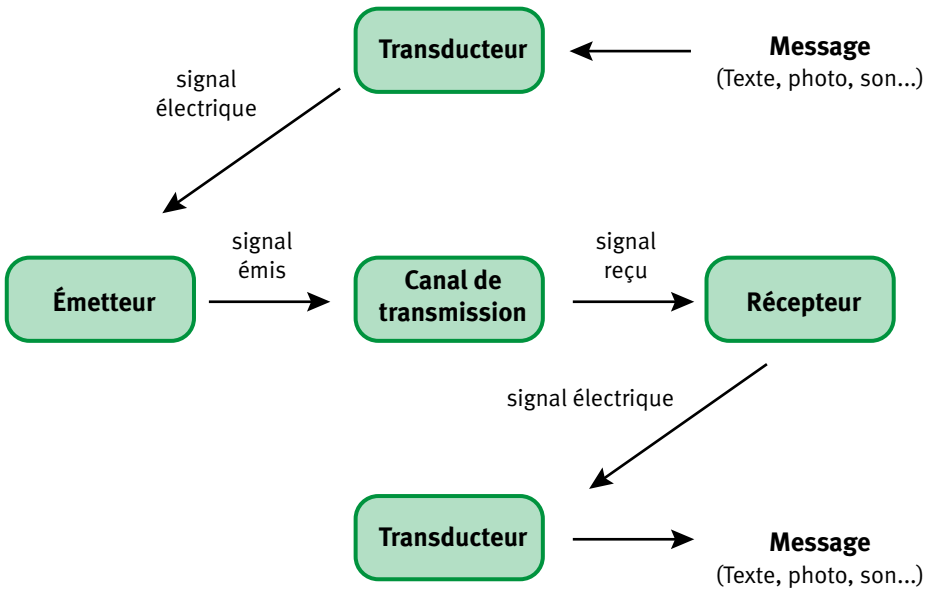
### b) La chaîne de transmission

Une chaîne de transmission de l'information est constituée :

- d'un émetteur ;
- d'un canal de transmission ;
- d'un récepteur.



© Cned - Académie en ligne




Un signal émis est défini comme une grandeur physique (tension, courant, champ électromagnétique, onde sonore ou lumineuse) qui transmet une information.

Lors de l'émission, le signal électromagnétique est porteur des informations à échanger.

Pour transmettre le signal, on peut utiliser, par exemple, des ondes électromagnétiques dont la fréquence est adaptée au milieu de propagation.

À la réception, les informations sont extraites de ce signal.

Les choix des caractéristiques de la chaîne de transmission (type de signal transmis, milieu de propagation, émetteur et récepteur…) dépendent des caractéristiques de l'information à transmettre.

***Exemple*** L'information doit-elle être transmise rapidement ?

L'information doit-elle être sécurisée ?

…

## Activité 3



Analyser les documents ci-dessous en comparant :

- la chaîne de transmission pour une habitation recevant la TNT gratuite par une antenne de toit,
- et la chaîne de transmission pour un téléphone portable recevant du multimédia en streaming sur Internet.



© Cned - Académie en ligne

**Document 1 : « La TNT : comment ca marche ? », janvier 2009.**

La Télévision Numérique Terrestre ou TNT est un mode de diffusion terrestre de la télévision, dans lequel les signaux vidéo, audio et de données ont été numérisés, puis ordonnés dans un flux unique (on parle alors de multiplexage), avant d'être modulés puis diffusés, c'est-à-dire transportés jusqu'au téléspectateur *via* les ondes électromagnétiques.

**Le codage de source**

En TNT, le codage MPEG appliqué à la vidéo et à l'audio permet de réduire la ressource nécessaire à la transmission d'un programme en préservant la qualité numérique et de garantir une excellente qualité des images et des sons et ce de manière constante. La norme MPEG2 a été retenue pour les chaînes gratuites en définition standard (SD), et le MPEG4 pour les chaînes payantes et les chaînes en Haute Définition (HD).

**Le multiplexage des programmes**

Le numérique terrestre autorise la diffusion de 5 à 6 programmes audiovisuels SD sur la même fréquence, constituant ainsi un « multiplex de programmes » là où il n'y en avait qu'un en analogique.

Les multiplex sont assemblés au niveau des têtes de réseau nationales, régionales ou locales ; ces deux dernières permettant l'insertion de programmes de proximité et la réalisation de décrochages locaux.

La possibilité d'insérer un système de contrôle d'accès, au niveau de la tête de réseau, favorise l'enrichissement de nouvelles offres de services telles que l'abonnement ou le paiement à la séance.

La technique du multiplexage permet également l'insertion de données associées telles que le sous-titrage, le système d'information (SI) facilitant la navigation entre les différents services du ou des multiplex, ainsi que les services interactifs.

**Le transport**

Le transport du multiplex de programmes depuis la tête de réseau jusqu'aux sites de diffusion peut se faire par satellite ou *via* le réseau terrestre (faisceaux hertziens, fibres optiques).

**La diffusion : la modulation COFDM**

La modulation COFDM, principe retenu pour la diffusion en numérique terrestre, offre au signal une meilleure résistance aux échos dus aux réflexions sur les obstacles naturels (arbres, montagnes…) ou artificiels (bâtiments), éléments caractéristiques d'une diffusion terrestre. Ce principe permet de dégager la ressource suffisante pour la diffusion de six multiplex numériques.

**La réception**

Pour les téléspectateurs, la réception de la TNT se fait à partir des antennes râteaux individuelles ou collectives existantes.

Plusieurs modes de réception de la TNT sont possibles :

– à partir d'un téléviseur analogique équipé d'un adaptateur numérique ;

– à partir d'un téléviseur numérique intégré ;

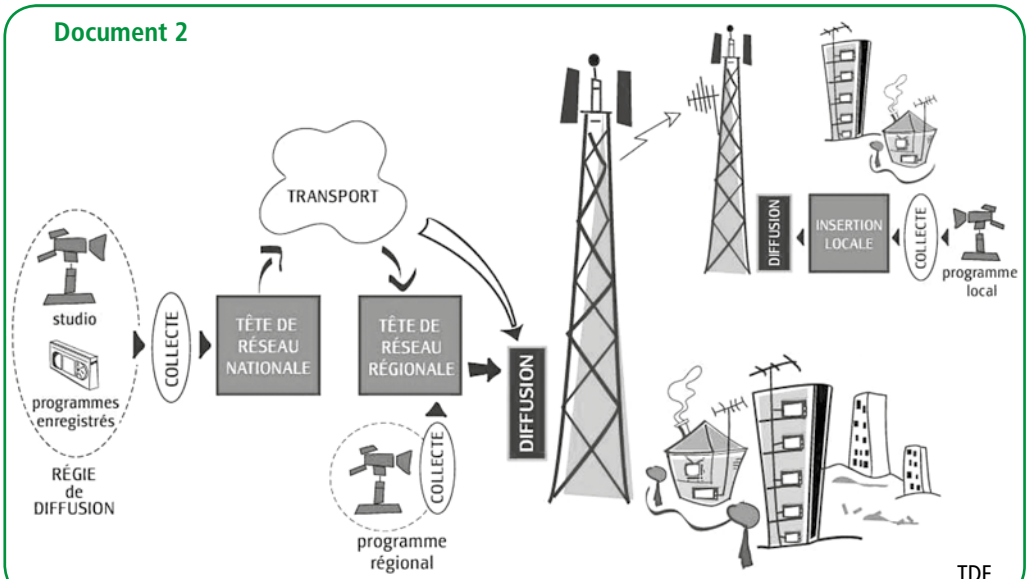
– à partir d'un téléviseur avec une antenne intérieure en réception en mode portable.

TDF



© Cned - Académie en ligne

**Document 2**




TDF

**Document 3 : MPEG 4**

MPEG-4, également appelé ISO/CEI 14496, est une norme de codage d'objets audio-visuels spécifiée par le *Moving Picture Experts Group* (MPEG).

La norme MPEG-4 spécifie d'abord des techniques pour gérer le contenu de scènes comprenant un ou plusieurs objets audio-vidéo. Contrairement à MPEG-2, qui visait uniquement des usages liés à la télévision numérique (diffusion DVB et DVD), les usages de MPEG-4 englobent toutes les nouvelles applications multimédia comme le téléchargement et le streaming sur Internet, le multimédia sur téléphone mobile, la radio numérique, les jeux vidéo, la télévision et les supports haute définition.

La norme spécifie de nouveaux codecs audio et vidéo et enrichit les contenus multimédia, en ajoutant de nouvelles applications comme le VRML (étendu), la prise en charge de la gestion des droits numériques et de plusieurs types d'interactivités.

Wikipédia

## 2. Codage binaire

Les informations sont codées en langage binaire, c'est-à-dire sous forme de « bits », notés 0 et 1.

Avec un bit, on peut représenter $2^1 = 2$ états différents :
0 1

Avec 2 bits, on peut représenter $2^2 = 4$ états différents :
00 01 10 11

Avec 3 bits, on peut représenter $2^3 = 8$ états différents :
000 001 010 011 100 101 110 111



© Cned - Académie en ligne

## Activité 4



Avec 8 bits, combien d'états différents peut-on représenter ?

On utilise beaucoup les multiples de l'octet : kilo-octet (Ko) et méga-octet (Mo).

Un kilo-octet correspond à $2^{10}$ octets (ce qui est différent du kilo utilisé en physique pour kilogramme, par exemple).

Un méga-octet correspond à $2^{10}$ Ko.

Un octet correspond à 8 bits.

## Activité 5



Compléter le tableau suivant.

| | 1 Ko | 1 Mo | 10 Ko | 3 Mo |
|---|---|---|---|---|
| Valeur en octets | | | | |

### Codage binaire

Soit le nombre 4 219. En réalisant des divisions successives par 10, on obtient :

$4219_{(10)} = 9 \times 10^0 + 1 \times 10^1 + 2 \times 10^2 + 4 \times 10^3$

**4219 représente un nombre en base 10.**

En base 2, il n'y a que deux chiffres : 0 et 1.

*Exemple*

$1010101 = 1 \times 2^0 + 0 \times 2^1 + 1 \times 2^2 + 0 \times 2^3 + 1 \times 2^4 + 0 \times 2^5 + 1 \times 2^6 + 1 \times 2^7$

Soit : $0111010101_{(2)} = 1 + 0 + 1 \times 4 + 0 + 1 \times 16 + 0 + 1 \times 64 + 1 \times 128 = 213_{(10)}$

### Comment convertir un nombre décimal en binaire ?

Écrivons le nombre $15_{(10)}$ en base 2. Pour cela, on divise successivement par 2, et on obtient :

| | | | |
|---|---|---|---|
| 15 | 2 | | |
| 1 | 7 | 2 | |
| | 1 | 3 | 2 |
| | | 1 | 1 |

Donc $15_{(10)} = 1111_{(2)}$



© Cned - Académie en ligne

**Activité 6**



Remplir le tableau ci-dessous en codage binaire.

| Nombre décimal | $2^3$ | $2^2$ | $2^1$ | $2^0$ | Nombre binaire |
|---|---|---|---|---|---|
| 0 | 0 | 0 | 0 | 0 | 0000 |
| 1 | | | | | |
| 2 | | | | | |
| 3 | | | | | |
| 4 | | | | | |
| 5 | | | | | |
| 6 | | | | | |
| 7 | | | | | |
| 8 | | | | | |
| 9 | | | | | |
| 10 | | | | | |
| 11 | | | | | |
| 12 | | | | | |
| 13 | | | | | |
| 14 | | | | | |
| 15 | | | | | |

# 3. Images numériques

## a) Pixellisation

Une image numérique est une image composée d'une succession de pixels.
À chaque pixel est attribuée une couleur, obtenue par synthèse additive de trois composantes : rouge, verte et bleue (RVB).

## b) Stockage d'une image numérique

Une image numérique est stockée sous forme d'une succession de mots binaires : les **octets**.
Les informations sont codées en langage binaire, c'est-à-dire sous forme de « bits », notés 0 et 1.

À chaque pixel de l'image correspond un certain nombre d'octets suivant le codage adopté.

Le fichier d'une image numérique contient un tableau de nombres décrivant l'intensité des trois composants (RVB) ou les niveaux de gris de chacun de ses pixels.



© Cned - Académie en ligne

| Codage | RVB (ou RGB) | Niveaux de gris | Noir et blanc |
|---|---|---|---|
| Type de codage | 1 pixel codé par 3 octets | 1 pixel codé par 1 octet | 1 pixel codé par 1 bit (0 pour noir, 1 pour blanc) |
| Nb de bits par octet | 8 bits | 8 bits | |
| Nb de bits par pixel | 24 bits ($3 \times 8$ bits) | 8 bits | |
| Nb de couleurs par pixel | $2^{24}$ = 16 millions de couleurs | $2^8$ = 256 couleurs | |
| Images |  |  |  |

Connectez-vous sur cned.fr pour la version couleur.

**En noir et blanc :**

Pour ce type de codage, chaque pixel est soit noir soit blanc. Il faut un bit pour coder un pixel (0 pour noir, 1 pour blanc). L'image de 10 000 pixels codée occupe donc 10 000 bits en mémoire.

**Codage RVB : un pixel est codé par trois octets**

Il existe plusieurs modes de codage de la couleur. Le plus utilisé est le codage Rouge, Vert, Bleu (RVB ou RGB en anglais). Chaque couleur est codée sur 1 octet = 8 bits. Chaque pixel sur 3 octets c'est-à-dire 24 bits : le rouge de 0 à 255, le vert de 0 à 255, le bleu de 0 à 255.

Le principe repose sur la synthèse additive des couleurs : on peut obtenir une couleur quelconque par addition de ces trois couleurs primaires en proportions convenables.

On obtient ainsi $256 \times 256 \times 256 = 16\,777\,216$ (plus de 16 millions de couleurs différentes).

**En niveaux de gris (codage 8 bits) :**

Il y a ainsi $2^8 = 256$ nuances possibles.

Chaque octet, soit 8 bits, permet donc de disposer de $2^8 = 256$ niveaux par couleur, du plus sombre (0) au plus lumineux (255).

## Activité 7



Télécharger sur votre ordinateur le logiciel gratuit GIMP. C'est un éditeur d'images numériques ; il va vous permettre de créer des images de différentes tailles et différentes couleurs.

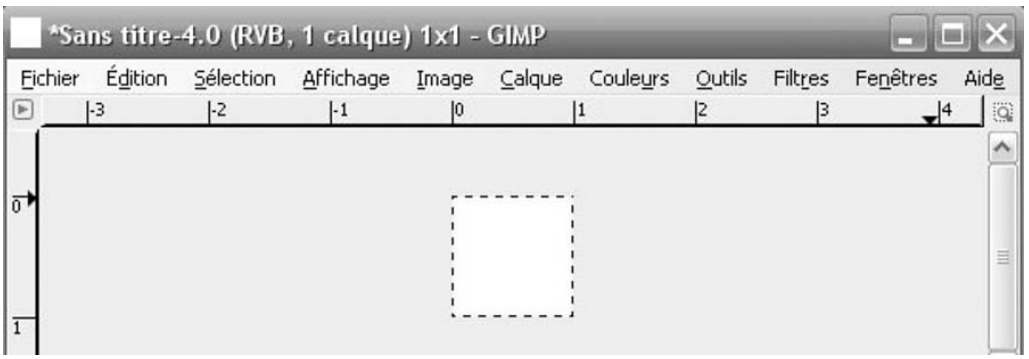
Télécharger le logiciel GetRGBColor ; grâce à lui, vous trouverez directement, en pointant votre souris sur l'écran, le codage RVB ou niveau de gris.

Créer avec le logiciel GIMP une image de largeur 1 pixel et de hauteur 1 pixel :

Cliquer dans l'onglet **Fichier** sur « **Nouvelle image** » ; agrandir l'image en cliquant dans l'onglet « **Outils** » sur « **zoom** » ; sauvegarder cette image sur « **Enregistrer sous** » en cliquant sur « **Sélectionner le type de fichiers** » puis format .jpeg.

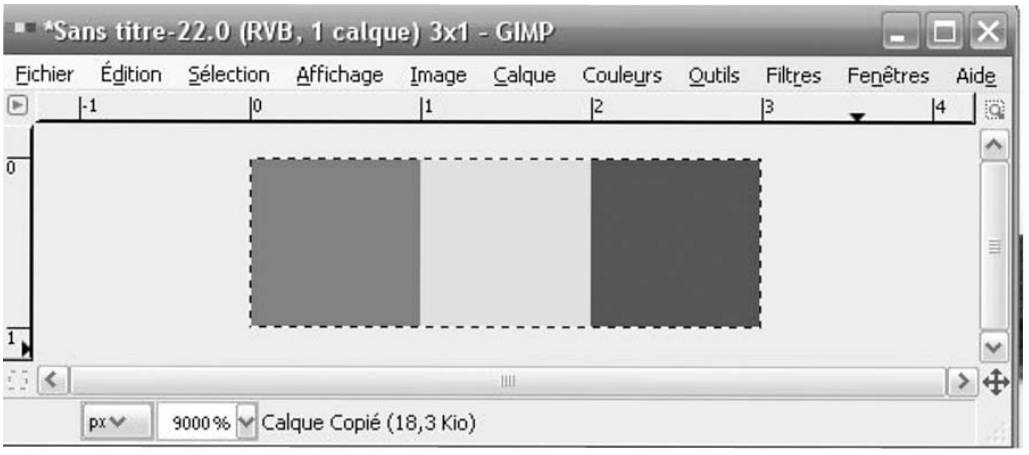


© Cned - Académie en ligne




1. Créer avec le logiciel GIMP une nouvelle image de largeur 3 pixels et de hauteur 1 pixel :

Cliquer dans l'onglet **Fichier** sur « **Nouvelle image** » ; agrandir l'image en cliquant dans l'onglet « **Outils** » sur « **zoom** ».
Donner à chaque case (1 pixel × 1 pixel) une couleur différente en utilisant le pinceau de la boîte à outils.
Sauvegarder cette image sur « **Enregistrer sous** » en cliquant sur « **Sélectionner le type de fichiers** » puis format .jpeg.




Connectez-vous sur cned.fr.

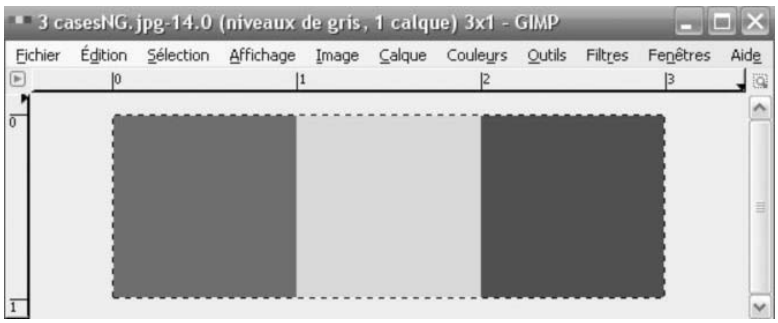
2. Remplir le tableau suivant en utilisant le logiciel **GetRGBColor**.

| 1re case | | | 2e case | | | 3e case | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| R | V | B | R | V | B | R | V | B |
| | | | | | | | | |

3. Cliquer dans l'onglet **Image** sur « **Mode** » puis sur « **Niveau de gris** » ; on obtient l'image suivante.



© Cned - Académie en ligne




Remplir le tableau suivant en utilisant le logiciel **GetRGBColor**.

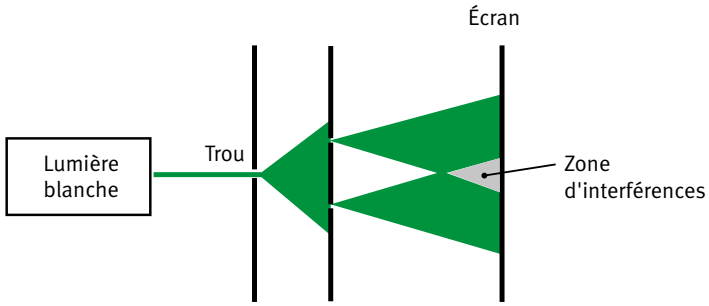
| 1re case | 2e case | 3e case |
|---|---|---|
| | | |

4 La taille de l'image est donnée dans l'onglet « **Image** » et en cliquant sur « **Propriétés de l'image** ».

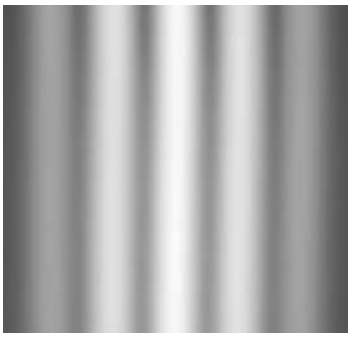
Comparer la taille en mémoire des deux images précédentes.

## Activité 8 Étude d'un phénomène optique : interférences en lumière blanche

On reprend l'expérience de Young mais avec une source de lumière blanche ; les deux faisceaux diffractés donnent alors, dans leur zone de recouvrement, des interférences.




La figure d'interférences obtenue est la suivante.



Connectez-vous sur cned.fr pour la version couleur.



© Cned - Académie en ligne

1. Copier cette figure d'interférences.

Utiliser le logiciel **GIMP** pour analyser cette figure d'interférences.

Cliquer dans l'onglet « Couleur » sur « Composants » puis sur « Décomposer » en décochant les options.

Vous obtenez trois images en niveaux de gris qui donnent les courbes de distribution de l'intensité lumineuse pour chaque couleur R, V et B.

| Composante Rouge en niveaux de gris | Composante Verte en niveaux de gris | Composante Bleue en niveaux de gris |
|---|---|---|
| | | |

2. Vous pouvez aussi utiliser le logiciel **GetRGBColor** pour déterminer le codage RVB directement sur la figure d'interférences.

Pour un des points de la figure, on obtient le codage RVB : 255, 241, 225. S'agit-il d'un blanc parfait ?

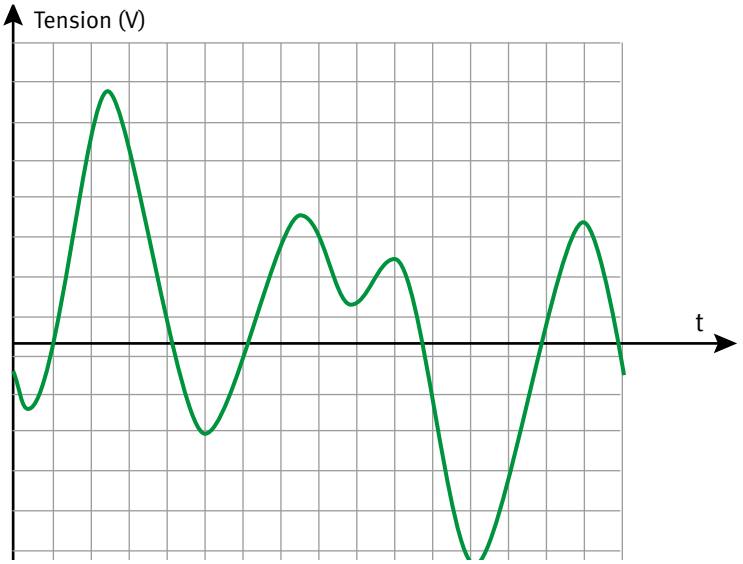
## 3. Signal analogique et signal numérique

### a) Définitions

#### ➜ Signal analogique

Un signal est dit analogique s'il représente une grandeur physique sous la forme de variation continue.

Les grandeurs physiques mesurables (tension, intensité lumineuse, pression, etc.) varient généralement de façon continue, c'est-à-dire qu'elles peuvent prendre une infinité de valeurs différentes.

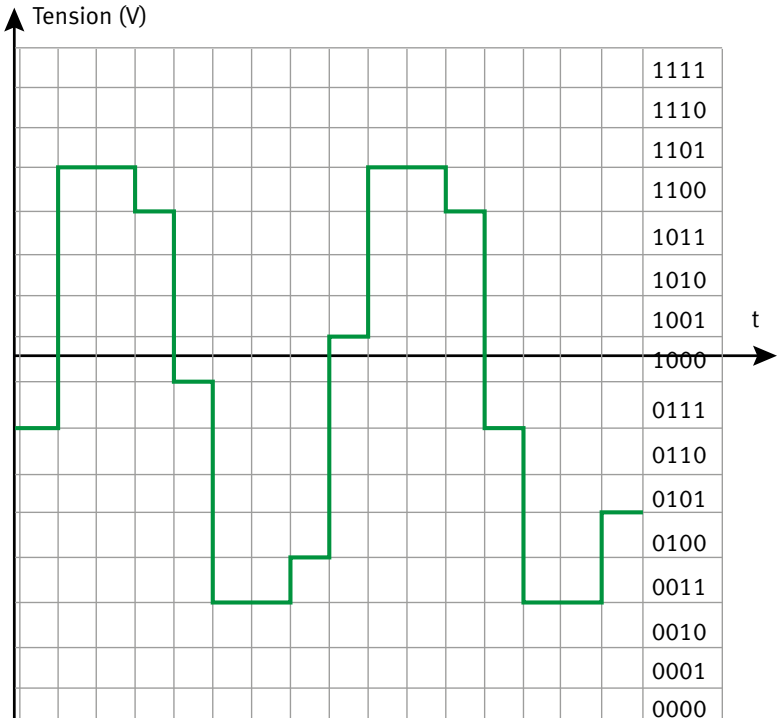





© Cned - Académie en ligne

## ➜ Signal numérique

Un signal est dit numérique s'il représente une grandeur physique sous la forme d'une grandeur ne prenant que des valeurs discrètes de codage par nombre (codage par système binaire 0,1 sous différents formats : 8, 16, 32, 64 bits).
À chaque valeur de la grandeur physique est associé un nombre.




Même si le signal numérique contient moins d'informations que dans le signal analogique dont il est issu, il est peu sensible au bruit et peut transmettre l'information qu'il contient de manière beaucoup plus fidèle ; le signal analogique est très sensible aux perturbations.

**Avantages des signaux numériques**

- Ils peuvent être stockés plus facilement.
- Ils peuvent être restitués à l'identique.
- Ils permettent de transmettre plusieurs types de données avec un même signal (audio, vidéo…).
- Ils permettent de détecter et de corriger des erreurs de transmission.

On peut, par exemple, faire transiter un signal sonore de qualité hi-fi par une ligne téléphonique sans que la bande passante réduite ni le bruit de cette ligne ne soient gênants, ce qui aurait été impensable avec le signal analogique de départ.



© Cned - Académie en ligne

## b) Conversion d'un signal analogique en signal numérique

Le passage d'un type de donnée à l'autre se fera par des convertisseurs, composants « mixtes » qui vont manipuler des tensions analogiques en entrée et des signaux logiques en sortie ou vice versa.

Il existe deux catégories de convertisseurs :

- les **Convertisseurs Analogiques Numériques** (CAN), qui vont transformer les tensions analogiques en signaux logiques aptes à être traités par microprocesseur (numérisation des signaux) ;
- les **Convertisseurs Numériques Analogiques** (CNA), qui vont convertir les signaux logiques en tension analogique.

Plusieurs types de convertisseurs sont disponibles dans chaque catégorie, qui se différencient par leur précision, leur vitesse de traitement de l'information, leur prix...

Un exemple de conversion et de traitement de données est la chaîne de transformation du son, de l'enregistrement de la musique à sa restitution par les enceintes acoustiques.
Le son est capté par des micros, dont la très faible tension de sortie est amplifiée. Le signal peut être numérisé directement à ce niveau, et sera alors traité de façon entièrement numérique (mixage...).
Le stockage est numérique. Un lecteur de CD contient des convertisseurs numériques analogiques qui vont retransformer les informations numériques en signal analogique qui sera amplifié avant d'être envoyé aux enceintes.

### ➜ Échantillonnage et quantification

Pour numériser un signal analogique (donc continu), il faut le discrétiser sur deux dimensions : le temps et l'amplitude.

On ne peut pas décrire un signal avec une infinité de valeurs ; on va le mesurer à des instants bien déterminés : c'est ce qu'on appelle l'**échantillonnage**.

Pour ce qui est de l'amplitude, à un intervalle de tension du signal d'entrée on fera correspondre une valeur unique : c'est la **quantification** (voir figure 6). Cette valeur sera ensuite codée (binaire…) et restituée sous forme binaire en sortie du convertisseur pour être traitée par de l'électronique numérique.



© Cned - Académie en ligne

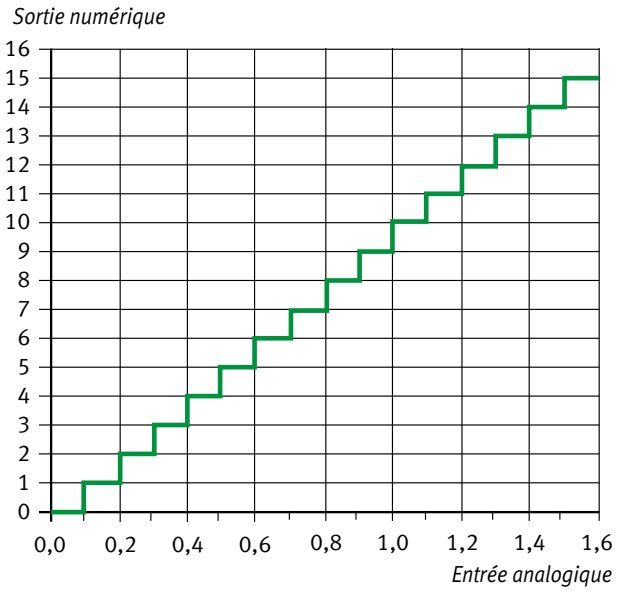



**Figure 6**

La figure 6 représente le code numérique de sortie en fonction de la tension d'entrée d'un CAN. On y voit clairement les plages de tension associées à un état numérique de sortie :

$V_S = 0$ pour $0 \leq V_e < 0{,}1V$

$V_S = 1$ pour $0{,}1 \leq V_e < 0{,}2V$

$V_S = 6$ pour $0{,}6 \leq V_e < 0{,}7V$…

L'étape de quantification de la conversion analogique numérique entraîne une perte d'information.

Un résumé graphique est exprimé sur la figure 7 : on y voit un signal analogique en entrée (une sinusoïde) et les échantillons issus de la conversion analogique numérique, avec la double discrétisation mentionnée.

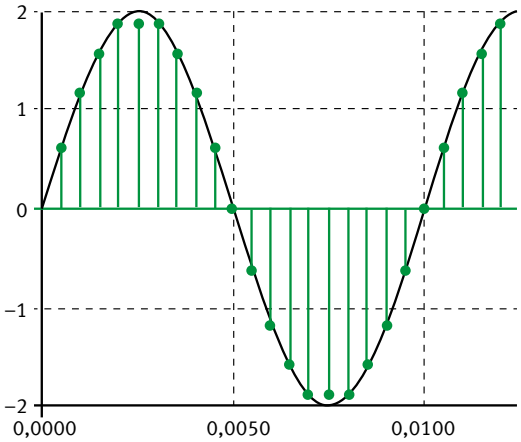



**Figure 7 :** *Signal analogique et numérisé*



© Cned - Académie en ligne

## Activité 9

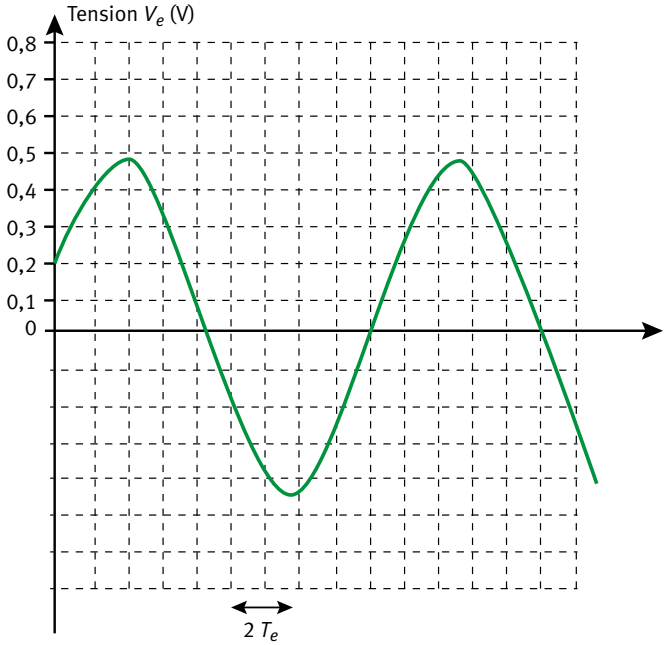
Échantillonner le signal analogique suivant. La période d'échantillonnage $T_e$ est égale à une division.

$V_S = -1$ pour $-0{,}1 \leq V_e < 0$ V

$V_S = 0$ pour $0 \leq V_e < 0{,}1$ V

$V_S = 1$ pour $0{,}1 \leq V_e < 0{,}2$ V

$V_S = 2$ pour $0{,}2 \leq V_e < 0{,}3$ V, …




### ➜ Numérisation

Une fois la tension échantillonnée, c'est-à-dire mesurée périodiquement pour ne retenir qu'un nombre limité de valeurs, les valeurs sont traduites par le convertisseur analogique/numérique (CAN) sous forme de nombres binaires qui ne peuvent prendre qu'un nombre fini de valeurs : le signal numérique obtenu est quantifié.

La qualité de la conversion dépend essentiellement de la valeur de la **fréquence d'échantillonnage *fe*** (nombre de mesures effectuées par seconde) et de celle du **pas *p*** (plus petit écart de tension entre deux points du signal numérisé) des mesures.

## Activité 10

Observer ci-après le même signal numérisé avec la même carte de résolution 4 bits offrant 16 combinaisons (0000, 0001…) mais avec une période d'échantillonnage deux fois plus grande, c'est-à-dire une fréquence deux fois plus petite (schéma 2).

La fréquence du signal analogique est de 1 000 Hz. Quelle est la fréquence d'échantillonnage ?

Quelle est la valeur du pas *p* en volts ?

Quel est le signal numérisé qui restituera le mieux le signal analogique ?



© Cned - Académie en ligne

**Schéma 1**

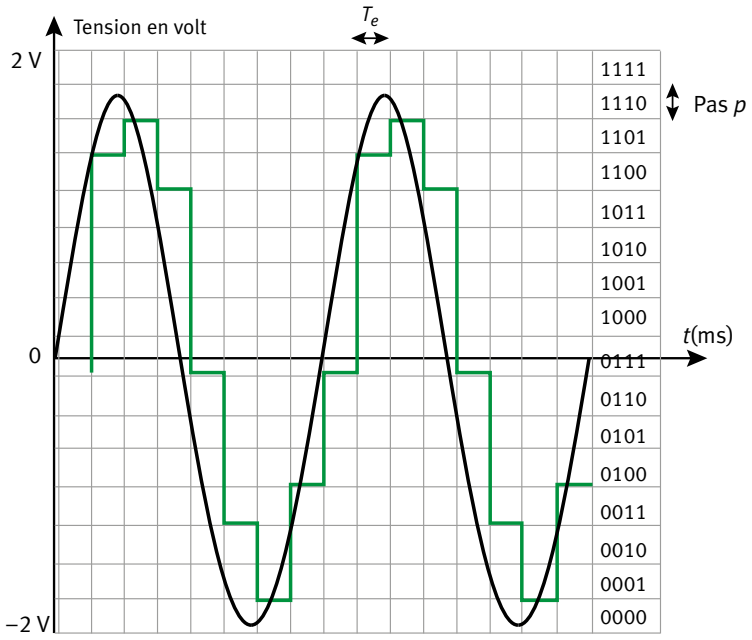
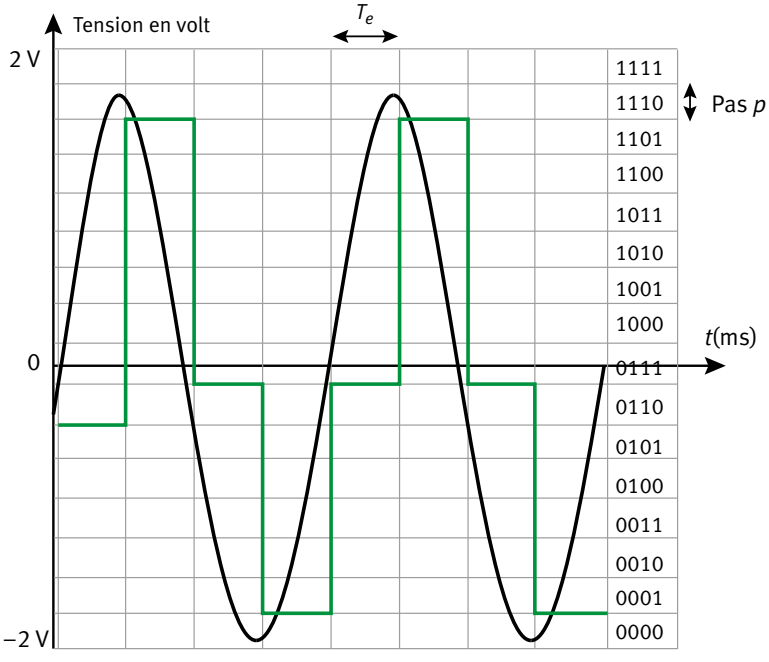



**Schéma 2**






© Cned - Académie en ligne

Le pas $p$ est lié au **nombre $n$ de bits** du convertisseur (ici 4 bits) : pour un calibre donné, plus $n$ est grand et plus $p$ est petit.

Le signal numérisé est d'autant plus proche du signal analogique que :

- la fréquence d'échantillonnage est grande, c'est-à-dire que la période d'échantillonnage $T_e$ est plus faible ;
- le pas du convertisseur est faible : les mesures sont alors codées sur un nombre plus important de valeurs binaires.

Ces deux choix sont limités car ils entraînent une augmentation du nombre de données à traiter. La numérisation d'un son à une fréquence d'échantillonnage élevée améliore sa qualité mais nécessite de grandes capacités de stockage.

Le **théorème de Shannon** stipule que, pour pouvoir numériser correctement un signal, il faut échantillonner à une fréquence double (ou supérieure) à la fréquence du signal analogique que l'on échantillonne.

Un convertisseur analogique numérique (CAN) est un appareil permettant de transformer en valeurs numériques un phénomène variant dans le temps. Lorsque les valeurs numériques peuvent être stockées sous forme binaire (donc par un ordinateur), on parle de données multimédia.

Un ordinateur dit « multimédia » est une machine capable de numériser des documents (papier, audio, vidéo…). Les principaux périphériques comportant des convertisseurs analogiques numériques sont :

- les cartes d'acquisition vidéo,
- les scanners,
- les cartes de capture sonore (la quasi-totalité des cartes son),
- la souris, l'écran et tout mécanisme de pointage,
- les lecteurs (optiques comme le lecteur de CD-ROM, magnétiques comme le disque dur),
- les modems (à la réception).

Les convertisseurs numériques analogiques permettent de restituer un signal numérique en signal analogique. En effet, si une donnée numérique est plus facile à stocker et à manipuler, il faut pouvoir l'exploiter.

Ainsi, sur un ordinateur multimédia, on trouve des convertisseurs numériques analogiques pour la plupart des sorties :

- sorties audio des cartes son,
- synthétiseur musical,
- imprimante,
- modem (à l'émission).

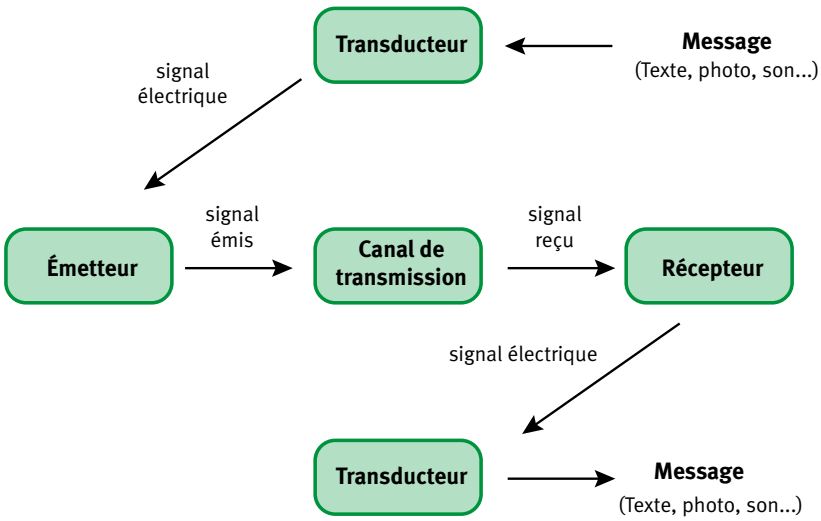


© Cned - Académie en ligne

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

**Une chaîne de transmission de l'information est constituée :**
- d'un émetteur ;
- d'un canal de transmission ;
- d'un récepteur.




### ➜ Codage binaire

Avec 2 bits, on peut représenter $2^2 = 4$ états différents :
00 01 10 11

Avec 3 bits, on peut représenter $2^3 = 8$ états différents :
000 001 010 011 100 101 110 111

Un octet correspond à 8 bits.

Un kilo-octet correspond à $2^{10}$ octets. Un méga-octet correspond à $2^{10}$ Ko.

**Comment convertir un nombre décimal en binaire ?**

Écrivons le nombre $15_{(10)}$ en base 2. Pour cela, on divise successivement par 2, et on obtient :

| | | | |
|---|---|---|---|
| 15 | 2 | | |
| **1** | 7 | 2 | |
| | **1** | 3 | 2 |
| | | **1** | 1 |

Donc $15_{(10} = \mathbf{1111}_{(2)}$



© Cned - Académie en ligne

### ➜ Stockage d'une image numérique

Une image numérique est une image composée d'une succession de pixels.

À chaque pixel est attribuée une couleur, obtenue par synthèse additive de trois composantes rouge, verte et bleue (RVB).

| Codage | RVB (ou RGB) | Niveaux de gris | Noir et blanc |
|---|---|---|---|
| **Type de codage** | **1 pixel codé par 3 octets** | **1 pixel codé par 1 octet** | **1 pixel codé par 1 bit (0 pour noir, 1 pour blanc)** |
| **Nb de bits par octet** | **8 bits** | **8 bits** | |
| **Nb de bits par pixel** | 24 bits ($3 \times 8$ bits) | **8 bits** | |
| **Nb de couleurs par pixel** | $2^{24}$ = 16 millions de couleurs | $2^8$ = 256 couleurs | |

## 2. Exercices d'apprentissage

**Exercice 1** Quelle est la chaîne de transmission entre un disque Blu-ray placé dans le lecteur de disque et l'écran de télévision ?

**Exercice 2** Quel est le codage binaire du chiffre 13 avec 4 bits.

**Exercice 3**

- Quelle est la couleur d'un pixel de code RVB « 255; 0; 255 »?
- Quel est le code RVB d'un pixel de couleur cyan ?
- Quel est le code en niveaux de gris d'un pixel blanc ?

**Exercice 4** La conversion d'un signal analogique (son) en signal numérique est réalisée avec la carte 8 bits d'un Convertisseur Analogique Numérique (CAN).
Les tensions minimale et maximale mesurables sont $-2$ *V* et $+2$ *V*.
Quelle est la valeur du pas utilisé pour cette numérisation en volts ?



© Cned - Académie en ligne

# 3 Procédés physiques de transmission

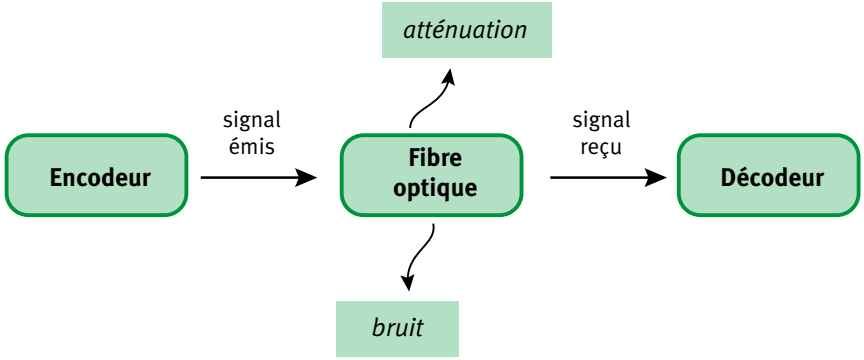
## A Objectifs d'apprentissage

- Exploiter des informations pour comparer les différents types de transmission.
- Caractériser une transmission numérique par son débit binaire.
- Évaluer l'affaiblissement d'un signal à l'aide du coefficient d'atténuation.

## B Pour débuter

Au laboratoire, il est possible de transmettre un son par fibre optique. Il suffit de disposer d'un encodeur qui transforme l'onde sonore en signal numérique et ensuite d'un décodeur qui transforme le signal numérique en onde sonore.

Dans ce chapitre, nous verrons les différents types de propagation du signal et les caractéristiques d'une bonne transmission de l'information.




## C Pour apprendre

### 1. Propagation libre et propagation guidée

**La propagation d'un signal porteur d'informations est :**

- **guidée** lorsque les signaux sont contraints de suivre une ligne de transmission entre l'émetteur et le récepteur ;
- **libre** lorsque les signaux peuvent se propager dans toutes les directions de l'espace.



© Cned - Académie en ligne

**Activité 11**

Propagation libre ou guidée ? Cocher les cases concernées par le type de propagation.

| | Propagation libre | Propagation guidée |
|---|---|---|
| Câble coaxial | | |
| Transmission hertzienne | | |
| Fibre optique | | |
| Câble HDMI | | |
| Réseau Wi-fi | | |
| Télécommande infrarouge | | |

## 2. Transmission

### ➜ Transmission par câble

La transmission par câble peut se faire avec des câbles coaxiaux ou des câbles torsadés.

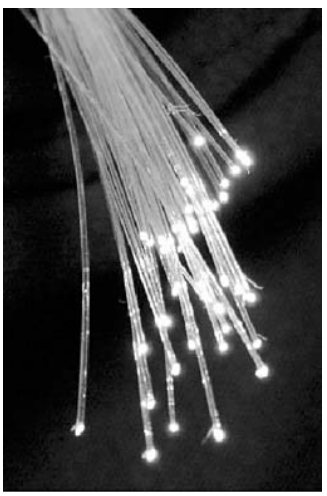
Dans les câbles électriques, les informations sont transmises sous forme de signaux électriques.

**Activité 12**

Rechercher ce qu'est un câble HDMI.

### ➜ Transmission par fibre optique : notion de mode

Une fibre optique est un fil en verre ou en plastique très fin qui a la propriété d'être conducteur de la lumière ; on utilise le phénomène de réflexion totale.

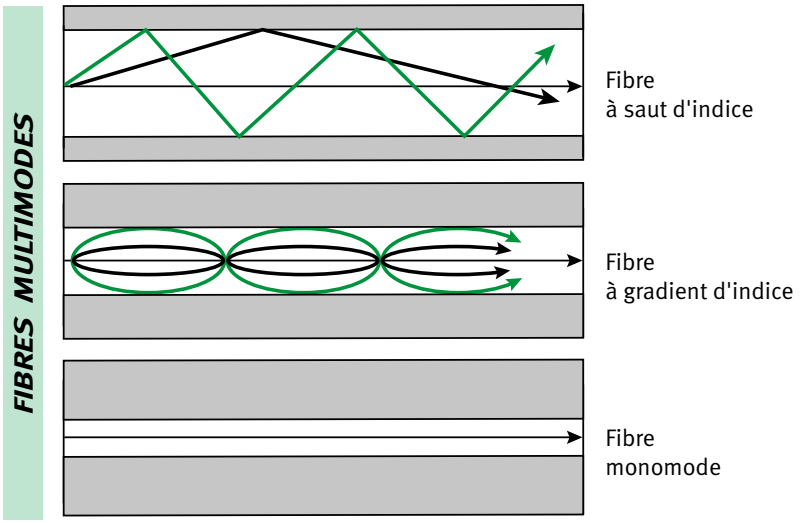


Source : Wikipédia.

On distingue les fibres monomodales des fibres multimodales.
Dans une fibre monomodale, la lumière ne se propage qu'à proximité de l'axe.



© Cned - Académie en ligne




### ➜ Transmission hertzienne

Les ondes hertziennes se propagent dans l'air sur de grandes distances et à grande vitesse. Les ondes hertziennes sont donc un support de choix pour transmettre des informations
Pour une antenne émettrice, l'onde électromagnétique émise a la même fréquence que celle du signal électrique qui lui est transmis ; dans une antenne réceptrice, l'onde électromagnétique engendre un signal électrique de même fréquence.

Le passage d'un courant sinusoïdal dans un fil conducteur crée autour du fil une onde électromagnétique ; cette onde est constituée d'un champ électrique et d'un champ magnétique dont les valeurs varient en fonction du temps à la même fréquence que le courant sinusoïdal du fil.

Les ondes hertziennes sont détectées par des antennes.

Les ondes électromagnétiques se propagent à la vitesse $c$ dans le vide et dans l'air et à une vitesse plus faible dans les autres milieux. Leurs propriétés sont les mêmes que celles de la lumière (réflexion, réfraction, diffraction…).
Les ondes hertziennes traversent la plupart des milieux matériels (bois, verre…) mais elles ne peuvent pas traverser les métaux.

**Activité 13**



Pourquoi est-il nécessaire d'utiliser une antenne extérieure dans les automobiles pour capter les ondes utilisées en radio ?

**Activité 14**



Depuis Hertz, on sait que la longueur d'une antenne d'émission doit, au minimum, avoir une longueur égale au quart de la longueur d'onde de l'onde émise.

Calculer la longueur $L$ que devraient avoir les antennes d'émission pour diffuser :

1. une fréquence sonore de 500 Hz ;
2. un signal fréquence (HF) de 500 kHz.



© Cned - Académie en ligne

## 3. Caractéristiques d'une transmission

La qualité d'une transmission de données est en partie caractérisée par son débit et par l'atténuation que subit le signal.

### a) Le débit binaire

Dans le cas d'une transmission d'un signal numérique, le débit binaire s'exprime en bits.s$^{-1}$ (ou en octet.s$^{-1}$) et représente la quantité de données numériques pouvant être transférée par unité de temps.

Si la transmission du signal comporte $n$ bits sur une durée $\Delta t$, le débit est défini par : $D = \frac{n}{\Delta t}$.

Le débit binaire est le plus souvent exprimé en bits par seconde (bit.s$^{-1}$) ou un de ses multiples en employant les préfixes du système international : kbit.s$^{-1}$, Mbit.s$^{-1}$, Gbit.s$^{-1}$.

Le kilobit par seconde (kbit.s$^{-1}$) est équivalent à 1 000 bit.s$^{-1}$ mais on utilise plutôt : 1 kbit.s$^{-1}$ = $2^{10}$ bit.s$^{-1}$ soit 1024 bits.s$^{-1}$.

Le mégabit par seconde (Mbit/s) est équivalent à 1 000 kbit.s$^{-1}$ soit $2^{20}$ bit.s$^{-1}$.

Le gigabit par seconde (Gbit/s) est équivalent à 1 000 Mbit.s$^{-1}$ soit $2^{30}$ bit.s$^{-1}$.

Le débit est aussi exprimé en octets par unité de temps au lieu de bits par unité de temps. Un octet par seconde équivaut à 8 bits par seconde.

Pour les débits exprimés en octets par seconde, on utilise aussi les puissances 2 ($\mathbf{2^{10}}$ = 1024).

L'écriture correcte du débit en octets n'est pas, par exemple, le ko.s$^{-1}$ mais le kio.s$^{-1}$.

**Activité 15**



Remplir le tableau suivant.

| Débit | 20 Gbit.s$^{-1}$ | 50 Mbit.s$^{-1}$ | 5 kbits.s$^{-1}$ |
|---|---|---|---|
| Débit en bit.s$^{-1}$ | | | |
| Débit en bit.s$^{-1}$ avec les puissances de 2 | | | |

### b) Coefficient d'atténuation

La qualité d'une transmission de données est caractérisée par son débit mais aussi par l'atténuation que subit le signal.

Lors d'une transmission, le signal subit un affaiblissement lié à la dissipation d'énergie ; la puissance $P_s$ du signal en sortie est inférieure à la puissance $P_e$ du signal en entrée. L'affaiblissement est d'autant plus important que la distance parcourue $L$ par le signal est grande.



© Cned - Académie en ligne

Cet affaiblissement est évalué par le coefficient d'atténuation $\alpha$ de la transmission défini par :

$$\alpha = \frac{10}{L}\log\left(\frac{P_e}{P_S}\right)$$

avec $\alpha$ *en* dB.m$^{-1}$, $L$ en m, $P_e$ et $P_s$ en W.

**Activité 16**



Le coefficient d'atténuation d'une fibre optique est de 0,10 dB.km$^{-1}$ lorsque la longueur d'onde de la lumière transmise vaut 1,6 µm. Calculer le rapport des puissances d'entrée et de sortie lorsque la lumière parcourt 200 km.

**Un signal peut aussi subir des distorsions dues aux perturbations extérieures (perturbations électromagnétiques, obstacles naturel, diffraction…).**

Ces perturbations sont appelées « bruit ».

**Activité 17**



Lire les deux documents suivants et comparer l'atténuation de ces ondes hertziennes ainsi que les perturbations subies.

**Document 1**

Les grandes ondes furent les premières utilisées en radio ; elles ont une portée moyenne de 500 à 1000 km. La bande autorisée étant étroite, on utilise la modulation d'amplitude comme procédé d'émission, ce qui a permis de répartir une dizaine de stations (France-Inter, Europe 1, RTL…) ; les canaux ont une largeur d'environ 10 kHz, ce qui ne permet pas d'obtenir un son de bonne qualité. L'antenne est très encombrante et les ondes sont diffractées par les obstacles au sol ; la réception est sensible aux perturbations atmosphériques.

**Document 2**

Les ondes métriques (FM) ont une portée limitée à 100 km. L'émetteur est peu encombrant. Toutes les radios locales sont sur cette « bande FM » (Le Mouv, Virgin, RTL 2…). Elles sont peu sensibles à la diffraction mais il est difficile de les recevoir dans les vallées par exemple.

Les bandes de fréquence sont réparties entre les différents utilisateurs ; la bande passante affectée à chacun d'eux est limitée. Les canaux ont une largeur d'environ 300 kHz, ce qui permet une diffusion stéréophonique de qualité.

Les canaux sont strictement réglementés ; il ne faut pas émettre dans une bande de fréquences interdite par la loi.

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

**La propagation d'un signal porteur d'informations est :**

- **guidée** lorsque les signaux sont contraints de suivre une ligne de transmission entre l'émetteur et le récepteur ;



© Cned - Académie en ligne

- **libre** lorsque les signaux peuvent se propager dans toutes les directions de l'espace.

**La transmission d'un signal** peut se faire :
- par câble ;
- par fibre optique monomodale ou multimodale ;
- par transmission hertzienne.

La qualité d'une transmission de données est en partie caractérisée par son débit et par l'atténuation que subit le signal.

Le débit binaire s'exprime en bits.s$^{-1}$ (ou en octet.s$^{-1}$) et représente la quantité d'informations pouvant être transférée par unité de temps.

Si la transmission du signal comporte $n$ bits sur une durée $\Delta t$, le débit est défini par : $D = \frac{n}{\Delta t}$.

Le kilobit par seconde (kbit.s$^{-1}$) est équivalent à 1 000 bit.s$^{-1}$ mais on utilise plutôt : **1 kbit.s$^{-1}$ = 2$^{10}$ bit.s$^{-1}$ soit 1024 bits.s$^{-1}$.**
Le mégabit par seconde (Mbit/s) est équivalent à 1 000 kbit.s-1 soit 2$^{20}$ bit.s$^{-1}$.
Le gigabit par seconde (Gbit/s) est équivalent à 1 000 Mbit.s$^{-1}$ soit 2$^{30}$ bit.s$^{-1}$.

Lors d'une transmission, le signal subit un affaiblissement ; cet affaiblissement est évalué par le coefficient d'atténuation $\alpha$ de la transmission défini par : $\alpha = \frac{10}{L}\log\left(\frac{P_e}{P_S}\right)$ avec $\alpha$ en dB.m$^{-1}$, $L$ en m, $P_e$ et $P_s$ en W.

## 2. Exercices d'apprentissage

**Exercice 5**

Remplir le tableau suivant en plaçant le débit correspondant :
- 480 Mbit/s
- 56 kbit/s
- 2,4 Gbit/s.

| | USB 2.0 | Modem | HD-Vidéo (1080p 60 Hz) |
|---|---|---|---|
| **Débit** | | | |

**Exercice 6**

**Atténuation**

Le coefficient d'atténuation de la transmission dans un câble est égal à 0,20 dB.m$^{-1}$.
La puissance d'entrée du signal dans le câble est égale à 0,4 mW.
Déterminer la puissance de sortie si le câble mesure 5 m.

**Exercice 7**

Quelle serait la durée de téléchargement sur Internet d'un fichier de 125 Mo sachant que le débit est de 13,1 Mbit.s$^{-1}$ ?



© Cned - Académie en ligne

# 4 Stockage optique

## A Objectifs d'apprentissage

- Expliquer le principe de la lecture par une approche interférentielle.
- Relier la capacité de stockage et son évolution liée au phénomène de diffraction.

## B Pour débuter

### Activité 18

La nouvelle génération de lecteurs CD et DVD comporte un laser bleu (le Blu-ray) dont la technologie utilise une diode laser fonctionnant à une longueur d'onde $\lambda_B$ = 405 nm dans le vide, d'une couleur bleue.

Le laser d'un lecteur Blu-ray émet une lumière de longueur d'onde différente de celle des systèmes CD ou DVD (lasers infrarouges et rouges).

1. Qu'appelle-t-on lumière polychromatique ?
2. À quelles couleurs sont associées les longueurs d'onde correspondant aux limites du domaine visible ?
3. Quel est le nom du phénomène physique responsable de l'irisation d'un CD ou d'un DVD éclairé en lumière blanche ?
4. Calculer la valeur de la fréquence $\nu$ de la radiation utilisée dans la technologie Blu-ray.
5. Comparer la longueur d'onde du laser Blu-ray à celle des systèmes CD ou DVD.

***Donnée*** Célérité de la lumière dans le vide et dans l'air : $c = 3{,}00.10^8$ m.s$^{-1}$.

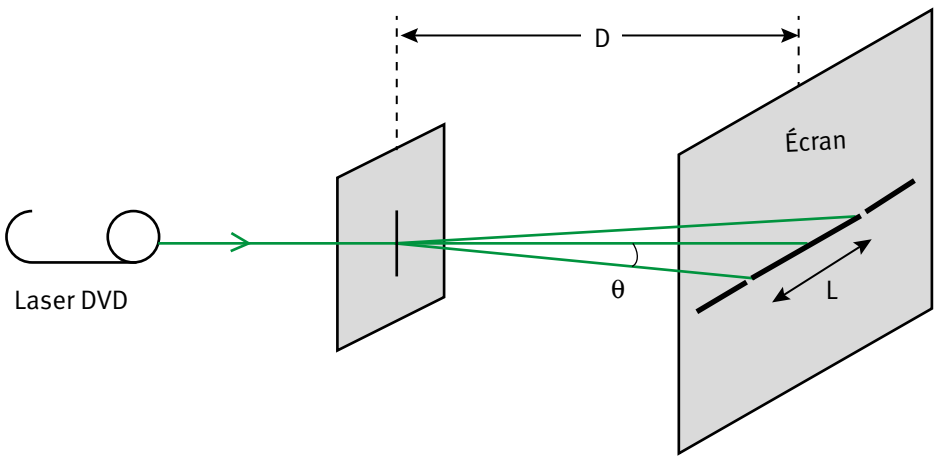
### Activité 19

Un disque Blu-ray permet de stocker plus de données qu'un disque DVD pour un disque de même taille (12 cm de diamètre), la taille minimale du point sur lequel le laser grave l'information étant limitée par la diffraction.
On veut retrouver expérimentalement la longueur d'onde $\lambda_D$ de la radiation monochromatique d'un lecteur DVD.

On utilise pour cela le montage de la figure ci-après, *a* étant le diamètre du fil, $\theta$ le demi-écart angulaire.



© Cned - Académie en ligne




**1** **Expression de λ**

**a)** Établir la relation entre θ, *L* (largeur de la tache centrale de diffraction) et *D* (distance entre le fil et l'écran). On supposera θ suffisamment petit pour considérer tan θ ≈ θ avec θ en radian.

**b)** Donner la relation entre θ, $\lambda_D$ et *a* en indiquant l'unité de chaque grandeur.

**c)** En déduire la relation $\lambda_D = \frac{La}{2D}$.

**2** **Détermination de la longueur d'onde $\lambda_D$ de la radiation d'un laser de lecteur DVD**

Pour la figure de diffraction obtenue avec un laser « DVD », on mesure $L = 4{,}8$ cm.

On remplace alors le laser « DVD » par le laser utilisé dans le lecteur Blu-ray sans modifier le reste du montage. On obtient une tache de diffraction de largeur $L' = 3{,}0$ cm.

**a)** Comparer la largeur des taches de diffraction.

**b)** À partir de ces deux expériences, calculer la valeur de la longueur d'onde $\lambda_D$ de la radiation monochromatique d'un lecteur DVD.

## Activité 20



Replacer sur la frise ci-dessous les années correspondant à l'arrivée de la cassette VHS, du disque CD, du disque DVD puis du disque Blu-ray.



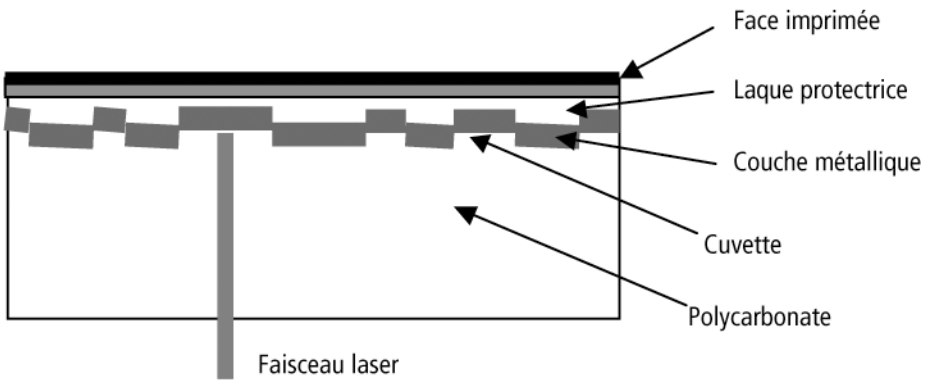



© Cned - Académie en ligne

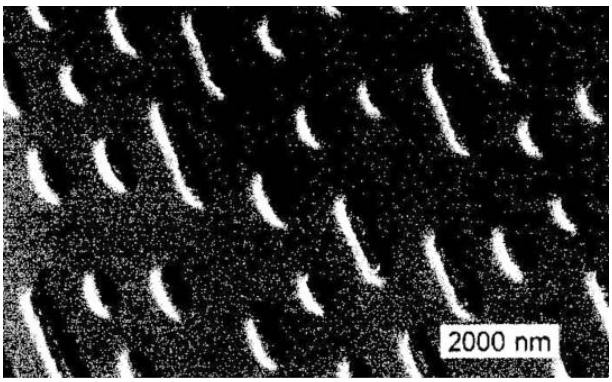
# C Pour apprendre

## 1. Écriture des données sur un disque optique

Un disque optique (diamètre 120 mm ; épaisseur 1,2 mm) est formé d'un substrat en matière plastique (polycarbonate) et d'une fine couche métallique sur laquelle ont été creusées des cuvettes disposées le long d'une piste. Ces cuvettes permettent le codage numérique en binaire : elles sont de largeur constante, de longueur variable et de profondeur de quelques dizaines de nanomètres.




**Coupe des différentes couches d'un disque compact**




**Vue au microscope à force atomique des cuvettes permettant le codage numérique des informations**

La piste est codée le long d'une spirale dont le pas radial est de 1,6 µm pour les CD, 0,74 µm pour les DVD et 0,3 µm pour le Blu-ray. Cette réduction de pas de la spirale est due à la diminution des longueurs d'onde respectives de lecture : 780 nm pour le CD, 650 nm pour le DVD et 405 nm pour le Blu-ray.

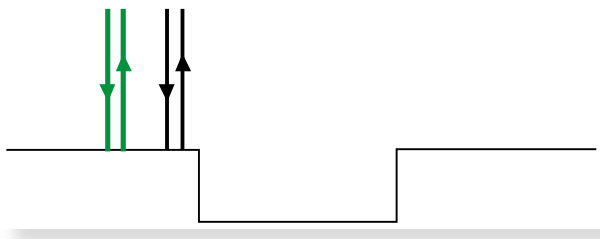


© Cned - Académie en ligne

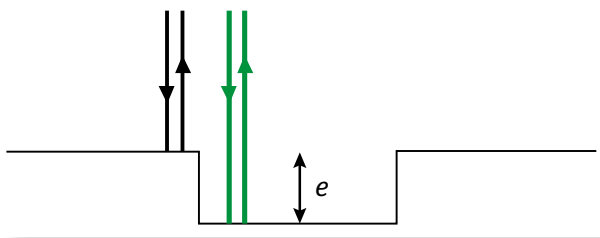
## 2. Lecture des données sur un disque optique

Lors de la rotation du disque, la lecture des pistes se fait du rayon intérieur vers le rayon extérieur.
Les cuvettes et les plats défilent dans le plan focal d'un dispositif optique. Ces structures diffractent et réfléchissent le faisceau de lecture. L'analyse des faisceaux en retour permet ainsi de remonter aux codages binaires enregistrés.

Lorsque le faisceau laser du lecteur balaie la piste, la différence de marche $\delta$ entre deux rayons se réfléchissant sur la piste entraîne l'apparition d'interférences.
**Si le faisceau est entièrement sur un plat entre deux cuvettes**, la différence de marche entre les deux rayons (avant et après réflexion) est nulle ($\delta = 0$). **Les interférences sont constructives et l'intensité lumineuse est maximale.**



**Si le rayon d'un faisceau se réfléchit dans une cuvette et si l'autre rayon se réfléchit sur un plat,** la différence de marche n'est pas nulle et est égale à $2e$. **Les interférences sont destructives et l'intensité lumineuse est minimale.**




Les signaux lumineux provenant de ces interférences sont ensuite convertis en signaux électriques.

**Codage binaire des données**

Lors du passage d'un plat à un creux, c'est-à-dire lorsque la tension varie, un « 1 » est attribué, de même lors du passage d'un creux à un plat. Un « 0 » est attribué lorsque la tension reste stable.

## 3. Capacités de stockage

La capacité de stockage d'un disque est liée au nombre de plats et de cuvettes, et donc à leur taille.

**La taille des cuvettes est liée à la taille du faisceau du laser de lecture qui est liée à la diffraction.**
**La capacité de stockage d'un disque est donc liée la diffraction.**



© Cned - Académie en ligne

Le phénomène de diffraction dû au système de focalisation fait que le faisceau laser converge sous forme d'une tache, le spot. Le diamètre $d$ du spot sur le disque est proportionnel à la longueur d'onde $\lambda$ de la radiation et dépend de l'ouverture numérique qui dépend du laser utilisé (voir activité suivante).

**Comment faire pour augmenter la capacité des disques optiques ?**

- Augmenter la taille des disques, ce qui n'est pas souhaité.
- Diminuer la dimension des cuvettes et diminuer l'écartement entre les lignes.

Pour lire les informations gravées, il faut donc diminuer le diamètre du faisceau laser de lecture et donc diminuer la longueur d'onde.

| | CD | DVD | Blu-ray |
|---|---|---|---|
| Capacité de stockage (Gio) | 0,75 | 4,4 | 23 |

## Activité 21

Combien d'octets y a-t-il dans 1 Gio ?

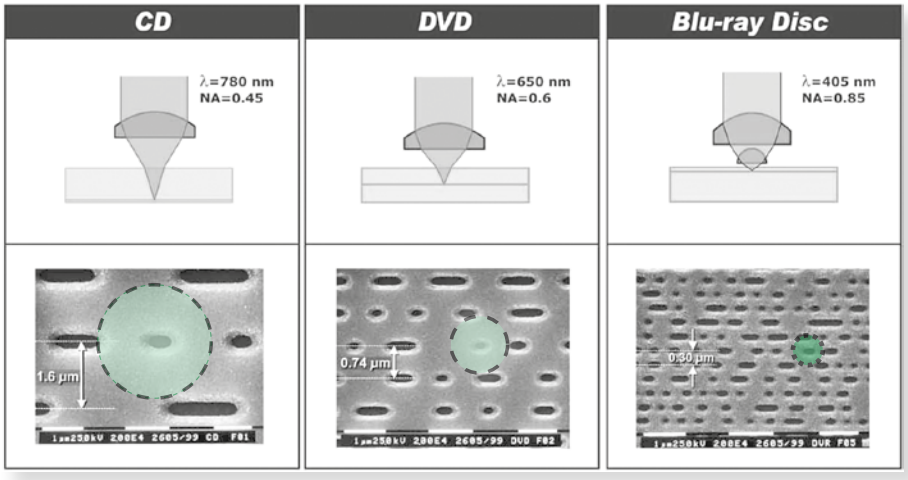
## Activité 22

Après avoir pris connaissance des documents, compléter le tableau ci-après.
Le résultat trouvé pour le spot du laser DVD est-il en accord avec le document 2 ?

**Document 1**

Le diamètre $d$ du spot sur le disque vérifie : $d = 1{,}22\dfrac{\lambda}{N_A}$ où $\lambda$ est la longueur d'onde de la radiation et $N_A$ l'ouverture numérique qui dépend du laser utilisé.

**Document 2 : Caractéristiques des CD, DVD et Blu-ray.** *Les cercles indiquent la taille approximative du spot laser.*




*Documents pris sur Internet figurant dans un sujet de polytechnique MP*

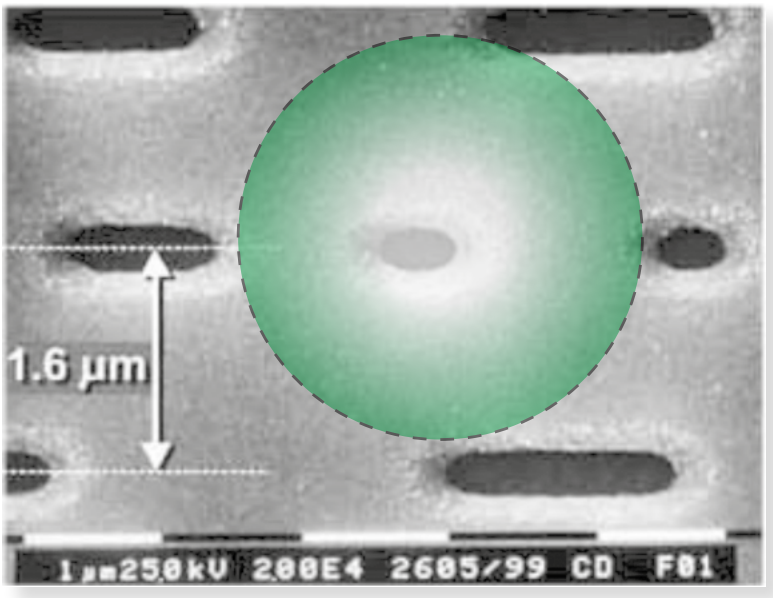
**Connectez-vous sur cned.fr pour la version couleur**



© Cned - Académie en ligne

**Document 3**

Connectez-vous sur cned.fr pour la version couleur




| | CD | DVD | Blu-ray |
|---|---|---|---|
| Longueur d'onde (nm) | | | |
| Espacement entre les lignes (µm) | | | |
| Ouverture numérique | | | |
| Diamètre du spot laser | | | |

**Activité 23**

Rechercher quel est le principe d'un disque inscriptible.

# D Pour conclure

## 1. Résumé du chapitre

Un disque optique est constitué d'une fine couche métallique sur laquelle ont été creusées des cuvettes disposées le long d'une piste. Ces cuvettes permettent le codage numérique en binaire.

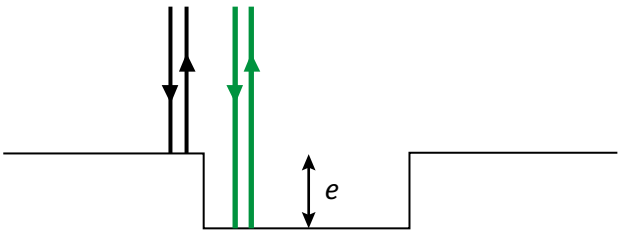
Lorsque le faisceau laser du lecteur balaie la piste d'un disque optique, la différence de marche $\delta$ entre deux rayons se réfléchissant sur la piste entraîne l'apparition d'interférences.



© Cned - Académie en ligne

**Si le faisceau est entièrement sur un plat entre deux cuvettes,** la différence de marche entre deux rayons est nulle ($\delta = 0$). **Les interférences sont constructives et l'intensité lumineuse est maximale.**

**Si le rayon d'un faisceau se réfléchit dans une cuvette et si l'autre rayon se réfléchit sur un plat,** la différence de marche n'est pas nulle et est égale à $2e$. **Les interférences sont destructives et l'intensité lumineuse est minimale.**




La taille des cuvettes est liée à la taille du faisceau du laser de lecture qui est liée à la diffraction.

La capacité de stockage d'un disque est donc liée à la diffraction du laser de lecture.

| | CD | DVD | Blu-ray |
|---|---|---|---|
| **Longueur d'onde (nm)** | 780 | 650 | 405 |
| **Capacité de stockage (Gio)** | 0,75 | 4,4 | 23 |

## 2. Exercices d'apprentissage

**Exercice 8** Le tableau suivant permet de comparer les différents disques optiques.

| | CD | DVD | Blu-ray |
|---|---|---|---|
| **Longueur d'onde (nm)** | 780 | 650 | 405 |
| **Espacement entre les lignes (µm)** | 1,6 | 0,74 | 0,30 |
| **Longueur des creux gravés (µm)** | 0,83 | 0,40 | 0,15 |
| **Largeur des creux gravés (µm)** | 0,60 | 0,40 | 0,15 |
| **Diamètre du spot laser (µm)** | 2,1 | 1,3 | 0,6 |
| **Capacité de stockage (Gio)** | 0,75 | 4,4 | 23 |

1. Quel est le phénomène lié à la taille du spot ?
2. Justifier le fait que la capacité augmente en passant du CD au Blu-ray.

**Exercice 9** Combien de photos de 4 Mo peut-on stocker sur un CD puis sur un DVD ?



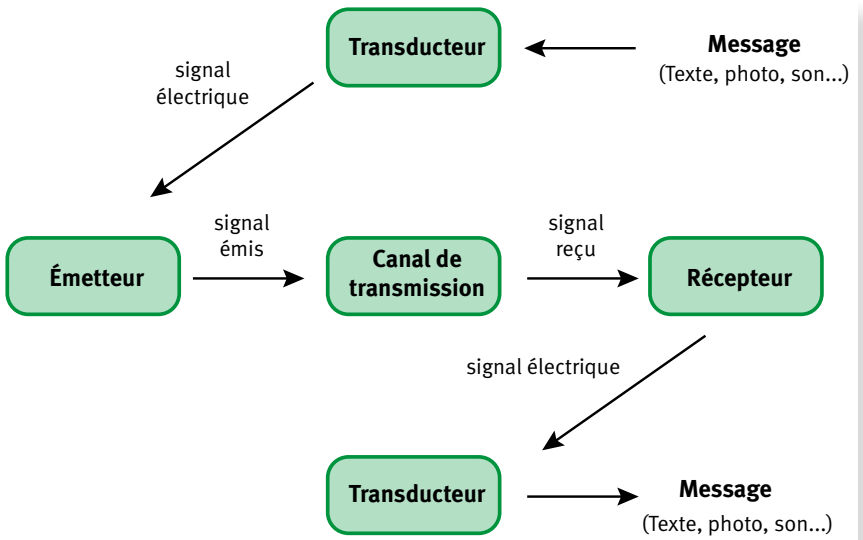
© Cned - Académie en ligne

# 5 Pour clore la séquence

## A Fiche de synthèse

### Transmission d'informations

**Une chaîne de transmission de l'information est constituée :**
- d'un émetteur ;
- d'un canal de transmission ;
- d'un récepteur.




### Codage binaire

Avec 2 bits, on peut représenter $2^2 = 4$ états différents :
00 01 10 11

Avec 3, bits on peut représenter $2^3 = 8$ états différents :
000 001 010 011 100 101 110 111

Un octet correspond à 8 bits.

Un kilo-octet correspond à $2^{10}$ octets. Un méga-octet correspond à $2^{10}$ Ko.

**Comment convertir un nombre décimal en binaire ?**

Écrivons le nombre $15_{(10)}$ en base 2. Pour cela, on divise successivement par 2, et on obtient :



© Cned - Académie en ligne

Donc $15_{(10} = \mathbf{1111}_{(2)}$

| | | | |
|---|---|---|---|
| 15 | 2 | | |
| **1** | 7 | 2 | |
| | **1** | 3 | 2 |
| | | **1** | **1** |

## Stockage d'une image numérique

Une image numérique est une image composée d'une succession de pixels.

À chaque pixel est attribuée une couleur, obtenue par synthèse additive de trois composantes rouge, verte et bleue (RVB).

| Codage | RVB (ou RGB) | Niveaux de gris | Noir et blanc |
|---|---|---|---|
| **Type de codage** | 1 pixel codé pour 3 octets | 1 pixel codé par 1 octet | 1 pixel codé par 1 bit (0 pour noir, 1 pour blanc) |
| **Nb de bits par octet** | 8 bits | 8 bits | |
| **Nb de bits par pixel** | 24 bits ($3 \times 8$ bits) | 8 bits | |
| **Nb de couleurs par pixel** | $224$ = 16 millions de couleurs | $28$ = 256 couleurs | |

# Procédés physiques de transmission

**La propagation d'un signal porteur d'informations est :**

- **guidée** lorsque les signaux sont contraints de suivre une ligne de transmission entre l'émetteur et le récepteur :
- **libre** lorsque les signaux peuvent se propager dans toutes les directions de l'espace.

**La transmission d'un signal** peut se faire :

- par câble ;
- par fibre optique monomodale ou multimodale ;
- par transmission hertzienne.

La qualité d'une transmission de données est en partie caractérisée par son débit et par l'atténuation que subit le signal.

Le débit binaire s'exprime en bits.s$^{-1}$ (ou en octet.s$^{-1}$) et représente la quantité d'informations pouvant être transférée par unité de temps.

Si la transmission du signal comporte $n$ bits sur une durée $\Delta t$, le débit est défini par : $\boxed{D = \frac{n}{\Delta t}}$.



© Cned - Académie en ligne

Le kilobit par seconde (kbit.s$^{-1}$) est équivalent à 1 000 bit.s$^{-1}$ mais on utilise plutôt : 1 kbit.s$^{-1}$ = $2^{10}$ bit.s$^{-1}$ soit 1024 bits.s$^{-1}$.
Le mégabit par seconde (Mbit/s) est équivalent à 1 000 kbit.s$^{-1}$ soit $2^{20}$ bit.s$^{-1}$.
Le gigabit par seconde (Gbit/s) est équivalent à 1 000 Mbit.s$^{-1}$ soit $2^{30}$ bit.s$^{-1}$.

Lors d'une transmission, le signal subit un affaiblissement ; cet affaiblissement est évalué par le coefficient d'atténuation de la transmission défini par :

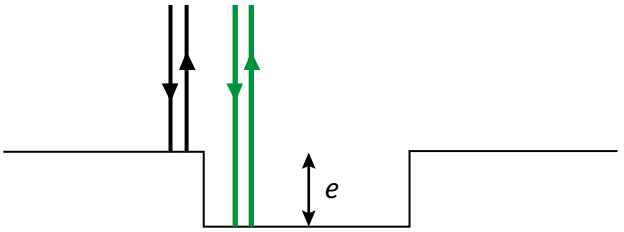
$$\alpha = \frac{10}{L}\log\left(\frac{P_e}{P_S}\right)$$ avec $\alpha$ en dB.m$^{-1}$, $L$ en m, $P_e$ et $P_s$ en W.

## Stockage optique

Lorsque le faisceau laser du lecteur balaie la piste d'un disque optique, la différence de marche $\delta$ entre deux rayons se réfléchissant sur la piste entraîne l'apparition d'interférences.

**Si le faisceau est entièrement sur un plat entre deux cuvettes**, la différence de marche entre deux rayons est nulle ($\delta = 0$). **Les interférences sont constructives et l'intensité lumineuse est maximale.**

**Si le rayon d'un faisceau se réfléchit dans une cuvette et si l'autre rayon se réfléchit sur un plat,** la différence de marche n'est pas nulle et est égale à 2*e*. **Les interférences sont destructives et l'intensité lumineuse est minimale.**




La taille des cuvettes est liée à la taille du faisceau du laser de lecture qui est liée à la diffraction.

La capacité de stockage d'un disque est donc liée à la diffraction du laser de lecture.

| | CD | DVD | Blu-ray |
|---|---|---|---|
| Longueur d'onde (nm) | 780 | 650 | 405 |
| Ouverture numérique | 0,45 | 0,60 | 0,85 |
| Diamètre du spot laser | 2,1 | 1,3 | 0,6 |
| Capacité de stockage (Gio) | 0,75 | 4,4 | 23 |

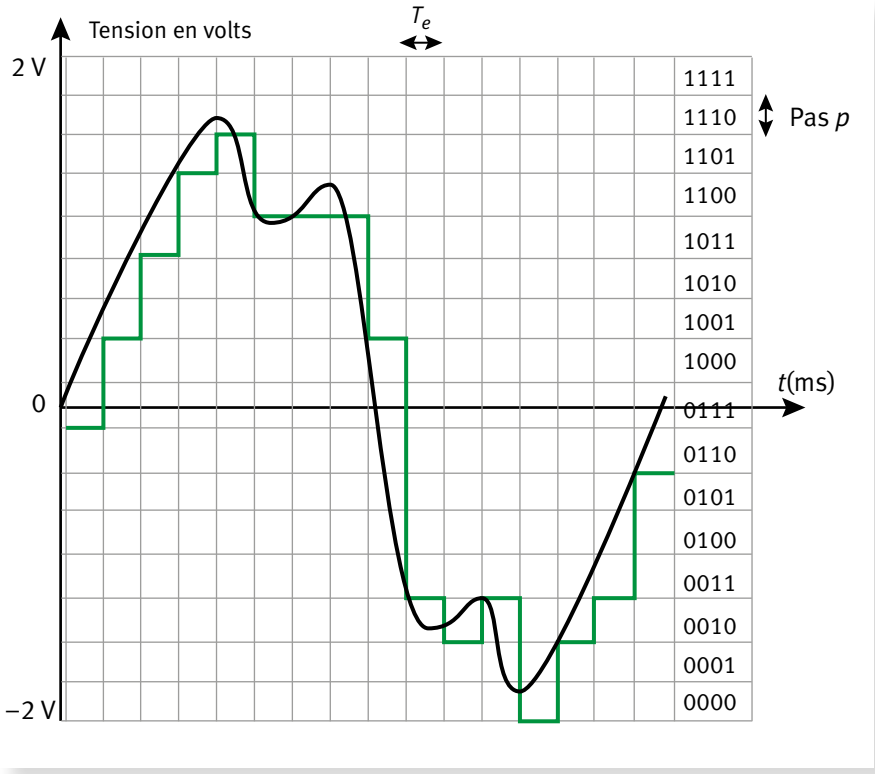


© Cned - Académie en ligne

# B Exercices de synthèse

## Exercice 1

On réalise la conversion d'un signal analogique (son) en signal numérique avec le Convertisseur Analogique Numérique (CAN) d'une carte d'acquisition.




1. Comment fait-on la distinction entre le signal analogique et le signal numérique sur l'enregistrement ci-dessus?
2. Que vaut le nombre $n$ de bits de la carte d'acquisition utilisée pour la numérisation ?
3. Quelle est la valeur du pas utilisé pour cette numérisation en volts ?
4. Pour que la numérisation d'un son soit la plus fidèle possible, faut-il utiliser une carte d'acquisition avec un nombre de bits important ou faible ?
5. À l'aide du document fourni, déterminer la fréquence d'échantillonnage.

   On augmente la fréquence d'échantillonnage. Quel inconvénient ces choix impliquent-ils du point de vue du stockage de l'enregistrement ?

## Exercice 2

**Analyse de documents scientifiques**

Comparer, en utilisant un tableau, le procédé de lecture et les capacités de stockage des données numériques des disques optiques. Vérifier les chiffres donnés dans les documents 1, 2 et 3 sur les capacités de stockage avec le tableau du document 4 considéré comme référence.



© Cned - Académie en ligne

**Document 1 : Le DVD**

Né en 1995, le DVD a remplacé la cassette VHS.

L'utilisation du DVD ne nécessite pas de rembobinage, contrairement aux cassettes ; il est possible d'accéder directement à un point précis du film et de voir le film en différentes langues avec ou sans sous-titrage.

La qualité de l'image est supérieure et cette image n'est pas dégradée après plusieurs lectures.

Il est possible de stocker environ sept fois plus de données que sur un CD.

**Document 2 : Le Blu-ray**

Le Blu-ray est le successeur du CD et du DVD ; il est apparu en France en 2007.

Le rayon laser est bleu, d'où le nom anglais « Blue ray », ce qui a donné la marque Blu-ray.

Le stockage est 4 à 5 fois plus important que sur un DVD.

Un disque dur de 160 Go sera sauvegardé sur quatre disques Blu-ray contre 20 DVD.

**Document 3 : Le futur HVD**

Le HVD stocke les données dans un hologramme numérique ; il est toujours lu par laser, mais avec deux rayons laser superposés, un laser vert et un laser rouge, qui lisent les données par interférences.

Les disques sont enfermés dans une cartouche, ils ne supportent pas la lumière.

Les disques HVD ont une capacité de stockage de 3,9 téraoctets, ce qui fait environ 6 000 fois la capacité d'un CD-ROM, 830 fois la capacité d'un DVD et 160 fois la capacité d'un disque Blu-ray, le tout sur un support de 12 cm de diamètre identique au DVD mais avec 3,5 mm d'épaisseur au lieu de 1,5.

**Document 4 : Tableau de comparaison CD-DVD – Blu-ray**

| | CD | DVD | Blu-ray |
|---|---|---|---|
| Longueur d'onde (nm) | 780 | 650 | 405 |
| Capacité de stockage (Gio) | 0,75 | 4,4 | 23 |

## Exercice 3 Diffraction

Cet exercice décrit une expérience utilisant une lumière de couleur rouge, émise par un laser, de longueur d'onde dans le vide $\lambda = 633$ nm.

I – On place, perpendiculairement au faisceau lumineux et à quelques centimètres du laser, une fente fine et horizontale de largeur *a*. Un écran situé à une distance *D* de la fente, montre des taches lumineuses réparties sur une ligne verticale. La tache centrale, plus lumineuse que les autres, est la plus large (voir figure 1).



© Cned - Académie en ligne

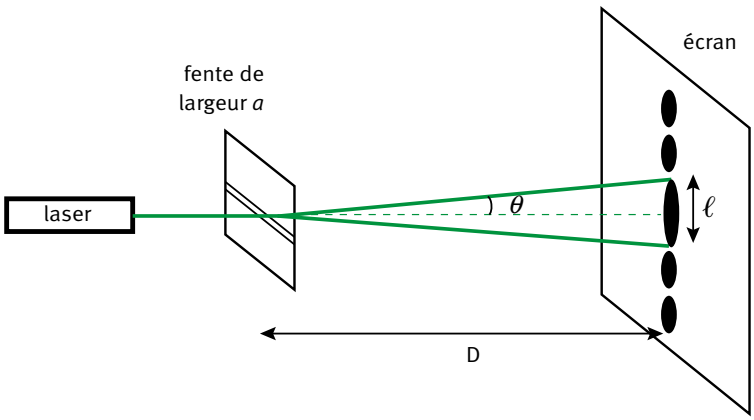


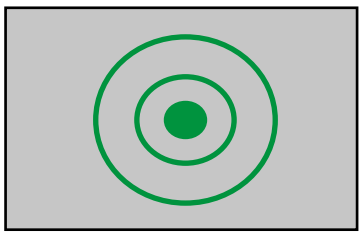

**Figure 1**

1. Quel phénomène subit la lumière émise par le laser dans cette expérience ?
2. L'angle θ (de la figure 1) est donné par la relation : $\theta = \frac{\lambda}{a}$ (relation (1)).
   a) Que représente cet angle ?
   b) Préciser les unités de chaque terme intervenant dans cette relation.
   c) Comment évolue la largeur de la tache centrale lorsqu'on réduit la largeur de la fente ?
3. Exprimer θ en fonction de la largeur $\ell$ de la tache centrale et de la distance $D$ (relation (2)). L'angle θ étant faible, on pourra utiliser l'approximation $\tan\theta \approx \theta$.
4. En utilisant les relations (1) et (2), montrer que la largeur $a$ de la fente s'exprime par la relation : $a = \frac{2\lambda D}{\ell}$.

   Calculer $a$.

***Données*** $\ell = 3{,}8.10^{-2}$ m et $D = 3{,}00$ m.

II – Le phénomène de diffraction se produit lorsque l'ouverture par laquelle passe la lumière est de petite taille. On dit que l'ouverture a diffracté la lumière du laser. Si l'ouverture est circulaire, on observe la figure ci-dessous.



De même dans, un lecteur de disque optique, le diamètre $d$ du spot de lecture sur le disque vérifie : $d = 1{,}22\frac{\lambda}{N_A}$, où λ est la longueur d'onde de la radiation et $N_A$ l'ouverture numérique qui dépend du laser utilisé.

Pour diminuer le diamètre du spot, quel paramètre faut-il modifier ? ■



© Cned - Académie en ligne

Les Cours du CNED

# Physique-Chimie

## Terminale S

## Corrigés des exercices


**Rédaction :**

*Jean Bousquet*
*Philippe Briand*
*Xavier Defrance*
*Guy Le Parc*

**Coordination :**

*Pierre Rageul*



*Ce cours est la propriété du Cned. Les images et textes intégrés à ce cours sont la propriété de leurs auteurs et/ou ayants droit respectifs. Tous ces éléments font l'objet d'une protection par les dispositions du code français de la propriété intellectuelle ainsi que par les conventions internationales en vigueur. Ces contenus ne peuvent être utilisés qu'à des fins strictement personnelles. Toute reproduction, utilisation collective à quelque titre que ce soit, tout usage commercial, ou toute mise à disposition de tiers d'un cours ou d'une œuvre intégrée à ceux-ci sont strictement interdits.*

*©Cned-2012*

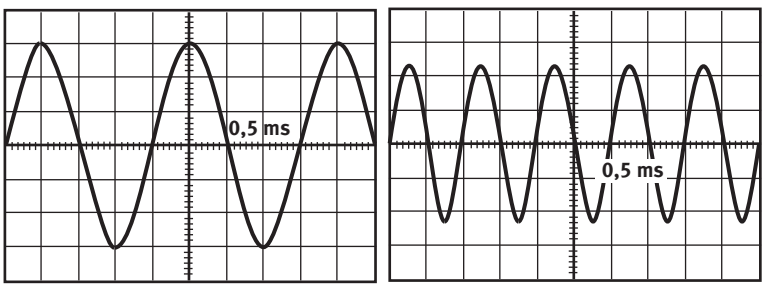
© Cned – Académie en ligne

# Corrigé séquence 1

## Chapitre 1 – Prérequis

### Corrigés des tests

**Test 1**




❶ Le signal de gauche a la période la plus courte ($\mathbf{T_g} = 4 \times 0{,}5 = 2$ ms).

❷ Le signal de droite a donc la fréquence la plus grande $f_d = \dfrac{1}{T_d}$.

La période du signal de droite a pour valeur : $\mathbf{T_d} = 2 \times 0{,}5 = 1$ ms, ce qui donne : $f_d = 1{,}0.10^3$ Hz.

**Test 2** Utilisez la relation : $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$

| Ondes | A | B | C | D |
|---|---|---|---|---|
| Fréquence $\nu$ | 105,5 MHz | $0{,}0852.10^{15}$ Hz | 50 GHz | $6.10^{15}$ Hz |
| Longueur d'onde $\lambda$ | 2,8 m | 3,5 µm | 6,0 mm | 50 nm |
| Domaine | Ondes radio | IR | Micro-ondes | UV |

**Test 3** La longueur d'onde correspondant au maximum de rayonnement solaire s'exprime à partir de la loi de Wien.

D'après la loi de Wien : $\lambda_{max} T = 2{,}9.10^{-3}$ K.m ; cela donne : $\boxed{\lambda_{max} = \dfrac{2{,}9.10^{-3}}{T}}$.

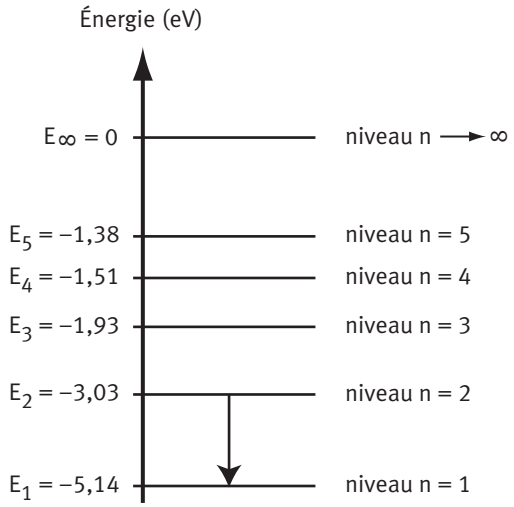


© Cned – Académie en ligne

Application numérique : $\lambda_{max} = 4{,}83.10^{-7}\,\text{m} = 483$ nm.

Cette radiation se trouve dans le spectre visible entre 400 nm et 800 nm.

**Test 4**




L'atome se désexcite en cédant de l'énergie par émission d'un photon.

$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu = h\dfrac{c}{\lambda}$, ce qui donne : $\lambda = \dfrac{hc}{E_2 - E_1}$.

Il faut convertir les énergies en joules : 1 eV = $1{,}60 \times 10^{-19}$ J.

Application numérique : $\lambda = \dfrac{6{,}63.10^{-34} \times 3{,}00.10^{8}}{(-3{,}03 + 5{,}14) \times 1{,}60.10^{-19}} = 5{,}89.10^{-7}$ m, soit 589 nm.

# Chapitre 2 – Ondes et particules

## Corrigés des activités

**Activité 1**

❶ D'après le texte, c'est le rayonnement émis par des objets froids dont la température est inférieure à quelques centaines de K. Si on applique la loi de Wien pour un corps très froid de température 3 K, on obtient

$\lambda_{max} = \dfrac{2{,}9.10^{-3}}{T} = \dfrac{2{,}9.10^{-3}}{3} = 1.10^{-3}$ m = 1 mm

et $\nu = \dfrac{c}{\lambda} = \dfrac{3.10^{8}}{10^{-3}} =$

$3.10^{11}$ Hz = 300 GHz.



© Cned – Académie en ligne

Pour une température de 300 K, on obtient une longueur d'onde égale au centième de millimètre et une fréquence égale à 30 THz.

Le domaine submillimétrique correspond donc en fréquence au domaine des térahertz. La bande de fréquence des térahertz désigne les ondes électromagnétiques s'étendant environ entre 100 GHz et 30 THz. Elle est intermédiaire entre les fréquences radioélectriques des micro-ondes et les fréquences optiques de l'infrarouge.

❷ Le rayonnement cosmique vient du cosmos : c'est le flux de noyaux atomiques et de particules de haute énergie qui circulent dans le vide interstellaire. Ces particules sont surtout des protons, des noyaux d'hélium, des électrons et d'autres noyaux atomiques.

❸ Certains phénomènes restreignent les possibilités d'observation depuis le sol : turbulences, absorption par l'atmosphère… (En particulier, l'astronomie submillimétrique est un sujet particulièrement difficile car la vapeur d'eau de notre atmosphère absorbe fortement les ondes submillimétriques : cela est hors document.)

❹ Pulsars : objets qui ont été découverts par la radioastronomie. Il s'agit d'étoiles à neutrons, c'est-à-dire d'étoiles très denses, formées d'un gaz de neutrons dégénéré, qui proviennent de la mort d'une étoile massive, et d'une supernova. Les pulsars ont une particularité : ils tournent sur eux-mêmes en émettant un rayonnement radio.

❺

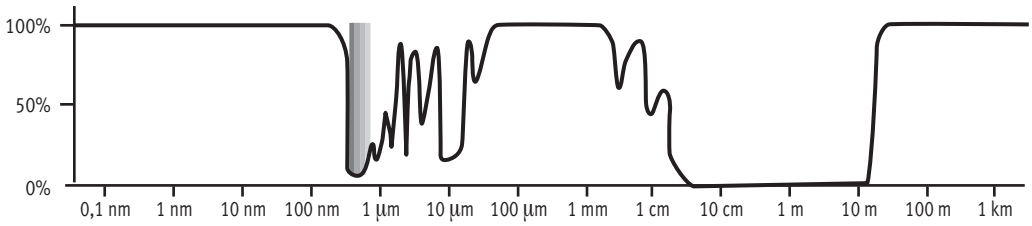
| Nom du rayonnement | Gamma | X | UV | Visible | IR | Radios |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Intervalle de longueur d'onde | $< 0{,}001$ nm | [0,001 ; 10] (nm) | [10 ; 400](nm) | [400 ; 800](nm) | [800 nm ; 1 mm] | $> 1$mm |
| Fréquence (Hz) | $> 3{,}0.10^{20}$ | Entre $3{,}0.10^{16}$ et $3{,}0.10^{20}$ | Entre $7{,}5.10^{14}$ et $3{,}0.10^{16}$ | Entre $3{,}7.10^{14}$ et $7{,}5.10^{14}$ | Entre $3{,}0.10^{11}$ et $3{,}7.10^{14}$ | $< 3{,}0.10^{11}$ |
| Énergie des photons (en J) | $> 2.10^{-13}$ | Entre $2.10^{-17}$ et $2.10^{-13}$ | Entre $5{,}0.10^{-19}$ et $2.10^{-17}$ | Entre $2{,}5.10^{-19}$ et $5.10^{-19}$ | Entre $2{,}0.10^{-22}$ et $2{,}5.10^{-19}$ | $< 2{,}0.10^{-22}$ |
| Énergie des photons (en eV) | $> 1{,}2.10^{6}$ | Entre $1{,}2.10^{2}$ et $1{,}2.10^{6}$ | Entre 3,1 et $1{,}2.10^{2}$ | Entre 1,5 et 3,1 | Entre $1{,}2.10^{-3}$ et 3,1 | $< 1{,}2.10^{-3}$ |
| Origines dans l'Univers | novae, supernovae, galaxies actives… | radiogalaxies, pulsars, étoiles, novae, quasars… | étoiles chaudes, nuages interstellaires | étoiles chaudes, nuages interstellaires | «objets froids» : planètes, étoiles en formation | «objets froids», planètes, étoiles en formation |



© Cned – Académie en ligne

## Activité 2 ❶

| Intervalle de longueur d'onde | < 0,001 nm | [0,001 ; 10] (nm) | [10 ; 400](nm) | [400 ; 800](nm) | [800 nm ; 1 mm] | > 1mm |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Nom du rayonnement | Gamma | X | UV | Visible | IR | Radios |
| Submillimétriques | | | | | | |




❷ Sur cette figure, on constate que l'atmosphère est totalement opaque pour les rayonnements gamma et X.

❸ Le rayonnement dans le visible est moins absorbé ; les ondes radio de longueurs d'onde comprises entre 10 cm et 10 m ne sont pas absorbées.

❹ Les radiotélescopes sont construits dans les déserts pour s'isoler du mieux possible de toute la pollution dans ce domaine de longueur d'onde : les émissions pour la télévision, la radio, les téléphones portables, l'électronique des avions, des satellites...

De plus, à la limite supérieure du domaine submillimétrique, les observations par les radiotélescopes sont moins difficiles dans un air sec exempt de vapeur d'eau qui absorbe fortement ces radiations.

## Activité 3

| Rayonnement | Ultraviolet | Visible | Infrarouge | Micro-ondes |
|---|---|---|---|---|
| **Effet sur les molécules** | les molécules sont dissociées | les molécules changent de configuration électronique | les molécules vibrent | les molécules tournent |

## Activité 4

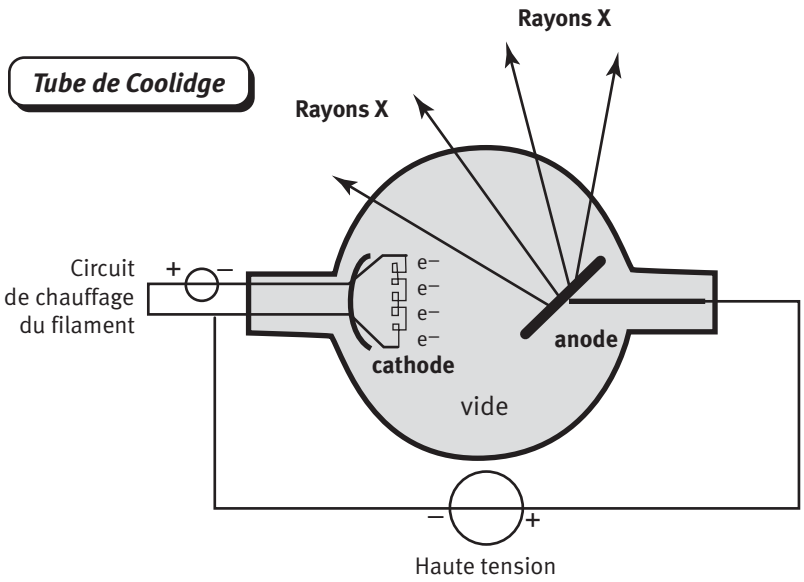
Historiquement, le premier tube à rayons × fut inventé par William Crookes. Le tube de Crookes fut ensuite amélioré par William Coolidge en 1913.

Principe : lorsqu'un faisceau d'électrons heurte une plaque métallique, les électrons sont absorbés par la matière qui les reçoit et celle-ci rayonne des ondes électromagnétiques dans le domaine des rayons X.



© Cned – Académie en ligne

Le tube de Coolidge est un tube sous vide poussé ; les électrons sont émis par un filament de tungstène chauffé par un courant électrique et viennent frapper une plaque métallique, l'anode.




Si la différence de potentiel entre la cathode (le filament d'où proviennent les électrons) et l'anode (la plaque qui attire les électrons) est suffisante (plusieurs milliers de volts), les électrons, en heurtant le métal de l'anode, produisent des rayonnements X.

## Activité 5

❶ Au large $h_1 = 4\,000$ m et $\lambda$ de l'ordre de 100 m, on a donc $\lambda < 0{,}5\ h$. La houle est classée en ondes courtes.

La célérité $v_1$ s'exprime par : $v_1 = \sqrt{\dfrac{g\lambda_1}{2\pi}} = \sqrt{\dfrac{9{,}8 \times 80}{2\pi}} = 11\ \text{m.s}^{-1}$

Par définition : $\lambda_1 = v_1 T \Rightarrow T = \dfrac{\lambda_1}{v_1} = \dfrac{\lambda_1}{\sqrt{\dfrac{g\lambda_1}{2\pi}}} = \sqrt{\dfrac{2\pi\lambda_1}{g}}$ .

A.N. : $T = 7{,}2$ s.

❷ $T$ ne varie pas. Il s'agit d'ondes « longues », on a :

$v_2 = \sqrt{gh_2} = \sqrt{9{,}8 \times 3} = 5{,}4\ \text{m.s}^{-1}$

$\lambda_2 = v_2 T \Rightarrow \lambda_2 = \sqrt{gh_2}\sqrt{\dfrac{2\pi\lambda_1}{g}} \Rightarrow \lambda_2 = \sqrt{2\pi\lambda_1 h_2}$

Application numérique : $\lambda_2 = 39$ m



© Cned – Académie en ligne

## Activité 6

| Magnitude | Effets |
|---|---|
| 2,0 à 2,9 | détecté mais non ressenti |
| 3,0 à 3,9 | ressenti sans dommages |
| 4,0 à 4,9 | ressenti à l'intérieur des maisons ; pas de dommages importants |
| 5,0 à 5,9 | légers dommages aux édifices bien construits ; dommages importants pour les autres. |
| 6,0 à 6,9 | destructeur sur 180 kilomètres à la ronde |
| 7,0 à 7,9 | dommages sévères |
| 8,0 à 8,9 | dommages sérieux sur des centaines de kilomètres à la ronde. |

Le séisme du 11 mars 2011 de la côte Pacifique au Japon était un tremblement de terre d'une magnitude 9,0. Son épicentre se situait à 130 km à l'est de Sendai.

## Activité 7

La relation entre niveau sonore et intensité acoustique est : $L_{dB} = 10.\log\frac{I}{I_0}$

$\Rightarrow \Delta L_{dB} = 10.\log\frac{I_2}{I_0} - 10.\log\frac{I_1}{I_0} = 10.\log\frac{I_2}{I_1}$.

Une augmentation de $\Delta L_{dB} = 3$ dB$_A$ se traduit par : $10.\log\frac{I_2}{I_1} = 3$ soit : $I_2 = 2I_1$ ; l'intensité sonore est doublée.

Si vous n'avez pas étudié les propriétés de la fonction logarithme en mathématiques, effectuez les calculs d'intensité avec 47 dB$_A$ et 50 dB$_A$ :

$$I_1 = I_0 10^{\frac{L}{10}} = 10^{-12} \times 10^{\frac{50}{10}} = 10^{-7}\,\text{W.m}^{-2}$$

$$I_2 = I_0 10^{\frac{L}{10}} = 10^{-12} \times 10^{\frac{47}{10}} = 5 \times 10^{-8}\,\text{W.m}^{-2}$$

$$\frac{I_1}{I_2} = 2$$

Ce rapport se retrouve pour toute augmentation de niveau sonore de 3 dB$_A$. Ce que vous n'avez prouvé que sur un cas particulier ici.

## Activité 8

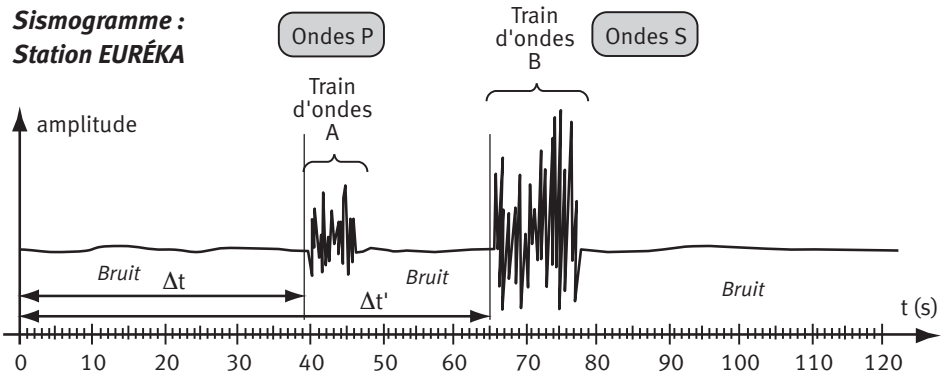
❶ D'après le texte, les ondes P sont plus rapides que les ondes S.

L'origine du repère (t = 0 s) a été choisie à la date du début du séisme à San Francisco.

Le train d'ondes A est détecté en premier (dès t = 40 ms), puis le train d'ondes B arrive ensuite à la station Eurêka.



© Cned – Académie en ligne




❷ Le séisme est détecté à la station Eurêka à la date $t_E = 8$ h 15 min 20 s.

Pour que les ondes P parcourent la distance d épicentre-station Eurêka, il a fallu environ $\Delta t = t_E - t_0 = 40$ s.

Le séisme s'est donc produit à l'épicentre à la date : $t_E = 8$ h 14 min 40 s.

❸ Par définition : $v = \dfrac{d}{\Delta t}$ soit : $\boxed{d = v\Delta t}$.

Application numérique : $d = 10 \times 40 = 4{,}0.10^2$ km

❹ La célérité moyenne des ondes S est donnée par : $v = \dfrac{d}{\Delta t'}$

Les ondes S ont mis une durée $\Delta t' = 66$ s pour parcourir la distance d.

Application numérique : $v = \dfrac{400}{66} = 6{,}1$ s

## Activité 9

CoRoT est un télescope spatial destiné à l'étude de la structure interne des étoiles et à la recherche d'exoplanètes.

Le satellite est doté d'un télescope afocal de 27 cm de pupille et d'une caméra champ large à quatre détecteurs CCD sensibles à de très faibles variations de la lumière des étoiles.

Planck est consacré à l'étude de l'origine de l'Univers dans le domaine des longueurs d'ondes submillimétriques.

Le satellite est doté d'un télescope de 1,5 m de diamètre.

## Activité 10

❶ Les deux sources astrophysiques connues de neutrinos sont le Soleil et l'explosion de supernovae.

❷ Ces deux sources produisent des neutrinos de basse énergie qui ne peuvent être observés par Antares ; il existe de nombreux processus dans l'Univers qui pourraient conduire à la production de neutrinos de haute énergie, susceptibles d'être détectés par Antares. Il s'agit de toutes les sources potentielles de rayons cosmiques primaires (protons et noyaux d'atomes plus lourds). En effet, ces rayons cosmiques, en interagissant avec la matière environnante, produisent des photons, déjà observés par des détecteurs au sol ou embarqués sur des satellites. Cette production de photons s'accompagne de la production de neutrinos.

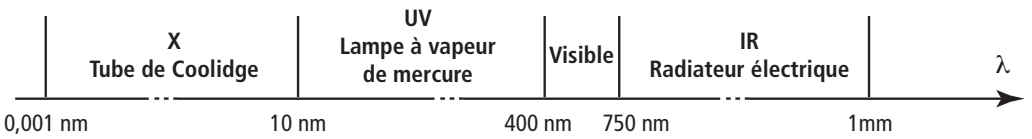


© Cned – Académie en ligne

# Corrigés des exercices d'apprentissage

## Exercice 1 Ondes électromagnétiques

❶ ❷ Domaines et sources des rayons X, des infrarouges et des ultraviolets :




❸ Célérité de la lumière dans le vide : $c = 3.10^8$ m.s$^{-1}$.

❹ **a)** La fréquence $\nu_1$ d'une radiation de longueur d'onde $\lambda_1$ est donnée par : $\nu_1 = \frac{c}{\lambda_1}$.

Application numérique : $\nu_1 = \frac{3.10^8}{750.10^{-9}} = 4,0.10^{14}$ Hz.

**b)** Application numérique : $\nu_2 = \frac{3.10^8}{10.10^{-9}} = 3,0.10^{16}$ Hz.

**c)** Plus la fréquence d'une onde est élevée, plus sa longueur d'onde est petite.

❺ **a)** L'énergie $E_1$ d'un photon est reliée à la fréquence $\nu_1$ par : $E_1 = h\nu_1$.

Application numérique : $E_1 = 6,63.10^{-34} \times 4,0.10^{14} = 2,7.10^{-19}$ J.

**b)** Application numérique : $E_2 = 6,63.10^{-34} \times 3,0.10^{16} = 2,0.10^{-17}$ J.

**c)** Plus la fréquence d'une onde est élevée, plus son énergie est forte.

## Exercice 2 Intensité sonore

La relation entre niveau sonore et intensité acoustique est : $L_{dB} = 10.\log\frac{I}{I_0}$

$\Rightarrow I = I_0 10^{\frac{L}{10}} = 10^{-12} \times 10^{\frac{92}{10}} = 1,6.10^{-3}$ W.m$^{-2}$



© Cned – Académie en ligne

# Chapitre 3 – Caractéristiques des ondes

## Corrigés des activités

### Activité 11

❶ La perturbation avance vers la droite suivant l'horizontale (suivant un axe : onde à une dimension).

❷ La corde reprend sa position initiale après passage de la perturbation.

❸ On remarque qu'un point de la corde ne se déplace que perpendiculairement par rapport au déplacement de la perturbation (il n'y a pas transport de matière). La direction du mouvement du point M est suivant la verticale.

❹ Le milieu permettant la progression de la perturbation est la matière constituant la corde.

### Activité 12

❶ La direction de propagation de l'onde est suivant l'horizontale.

❷ Le ressort reprend sa position initiale après passage de la perturbation.

❸ Une spire du ressort se déplace dans la même direction que le déplacement de la perturbation.

❹ Le milieu permettant la progression de la perturbation est la matière constituant le ressort.

### Activité 13

❶ L'onde se propage dans un plan, c'est-à-dire dans deux directions.

❷ L'eau reprend sa position initiale après passage de la perturbation.

❸ La direction du déplacement d'un point de l'eau est verticale.

❹ Le milieu permettant la progression de la perturbation est l'eau.

### Activité 14

❶ L'onde se propage dans toutes les directions de l'espace.

❷ La propagation du son nécessite un milieu matériel : gaz, liquide, solide.

Dans ce cas, le milieu permettant la progression de la perturbation est l'air.

### Activité 15

À toute onde électromagnétique on peut associer un corpuscule énergétique se propageant à la vitesse de la lumière, le photon. On admettra qu'une onde électromagnétique peut s'interpréter comme un « flux » de photons. Les photons ne sont pas considérés comme des particules matérielles car leur masse est nulle (hors programme).

### Activité 16

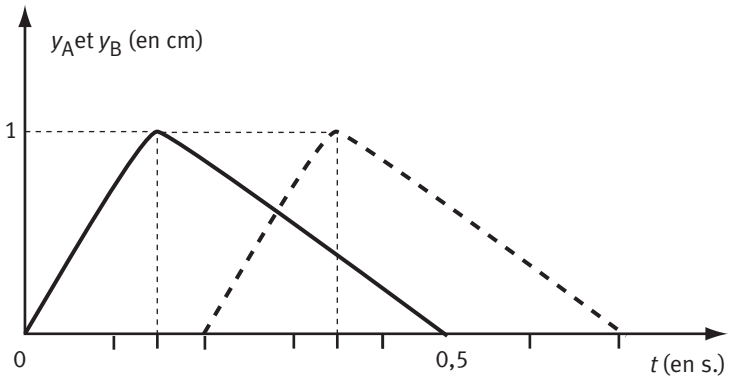
| Ondes | à la surface de l'eau | le long d'une corde | Son dans l'air | Son dans l'eau | Onde sismique |
|---|---|---|---|---|---|
| v ($m.s^{-1}$) | ≈ 0,3 | ≈ 10 | ≈ 340 | ≈ 1 500 | ≈ 8 000 |



© Cned – Académie en ligne

## Activité 17

Comme l'onde se propage avec une célérité $V = 50$ cm.s$^{-1}$, le mouvement du point B, situé à une distance $d = 0{,}10$ m de A, reproduira le mouvement du point A avec un retard $\tau_M = \frac{d}{v}$ soit : 0,20 s.




La courbe représentant les variations $y_B$ de l'ordonnée du point B est représentée en pointillés sur la figure ci-dessus. Elle s'obtient en décalant de 0,20 s la courbe qui représente l'ordonnée $y_A$ du point A.

## Activité 18

Le mouvement du point M, situé à une distance de 0,15 m de A, reproduira le mouvement du point A avec un retard $\tau_M = \frac{0{,}15}{0{,}50} = 0{,}30$ s.

Ainsi, l'ordonnée $y_M$ du point M à l'instant t est égale à l'ordonnée $y_A$ du point A à la date $t - \tau_M$. Par exemple, pour connaître l'ordonnée $y_M$ du point M à l'instant $t = 0{,}60$ s, il suffit de reprendre dans le tableau l'ordonnée du point A à la date 0,60 – 0,30 = 0,30 s. On trouve donc une valeur de 6 mm. On procède de la même façon pour le point N, en tenant compte pour ce point d'un retard égal à $\tau_N = \frac{0{,}20}{0{,}50} = 0{,}40$ s.

On obtient finalement le tableau de valeurs ci-dessous :

| t (s) | 0 | 0,1 | 0,2 | 0,3 | 0,4 | 0,5 | 0,6 | 0,7 | 0,8 | 0,9 | 1,0 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| $y_A$ (mm) | 0 | 2 | 4 | 6 | 3 | 0 | 0 | 0 | 0 | 0 | 0 |
| $y_M$(mm) | 0 | 0 | 0 | 0 | 2 | 4 | 6 | 3 | 0 | 0 | 0 |
| $y_N$(mm) | 0 | 0 | 0 | 0 | 0 | 2 | 4 | 6 | 3 | 0 | 0 |

## Activité 19

| Un gigahertz | Une milliseconde | Un mégahertz | Une micro-seconde | Un kilohertz |
|---|---|---|---|---|
| 1GHz | 1 ms | 1 MHz | 1 µs | 1 kHz |
| $10^9$ Hz | $10^{-3}$ s | $10^6$ Hz | $10^{-6}$ s | $10^3$ Hz |

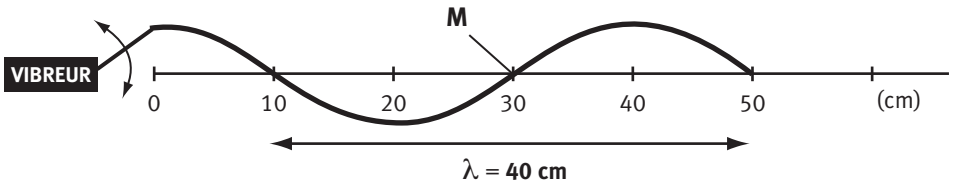


© Cned – Académie en ligne

## Activité 20

La longueur d'onde s'exprime par : $\lambda = \frac{v}{f}$.
Application numérique: $\lambda = 0{,}40$ m.

*Photo de la corde à l'instant de date t*




## Activité 21

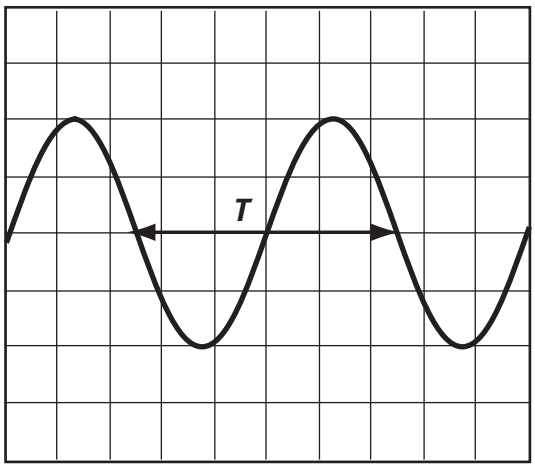
La période de la tension visualisée sur l'écran vaut :

$T = 5 \times 0{,}5 = 2{,}5$ ms.

C'est aussi la période de l'onde sonore captée par le microphone.

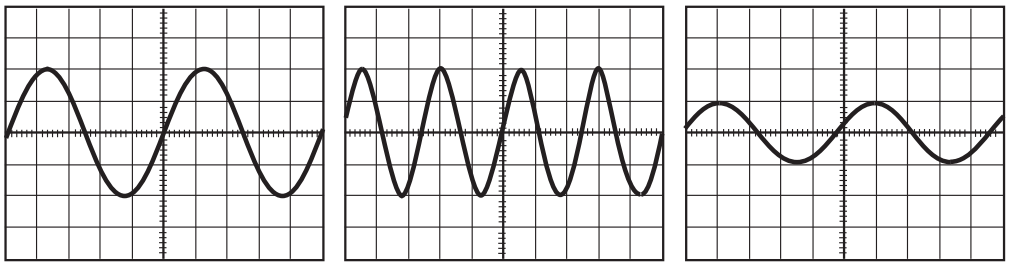
La fréquence de l'onde sonore s'exprime par : $f = \frac{1}{T}$.

Application numérique : $f = \frac{1}{2{,}5.10^{-3}} = 400$ Hz.




## Activité 22

Base de temps : 0,1ms/div.



Le son émis par le haut-parleur est le plus aigu pour l'oscillogramme du milieu ; la fréquence est la plus élevée (4 000 Hz).



© Cned – Académie en ligne

## Activité 23

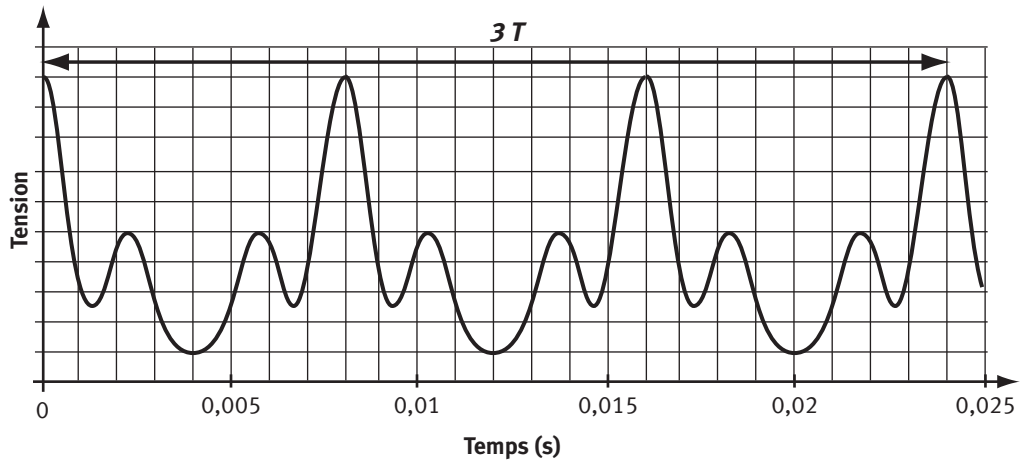
Le $La_3$ correspond à la 3e note à partir du fondamental noté $La_0$.

Fréquences des différents $L_A$ :

| $La_0$ | $La_1$ | $La_2$ | $La_3$ | $La_4$ | $La_5$ | $La_6$ | $La_7$ | $La_8$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 55 | 110 | 220 | 440 | 880 | 1 760 | 3 520 | 7 040 | 14 080 |

## Activité 24

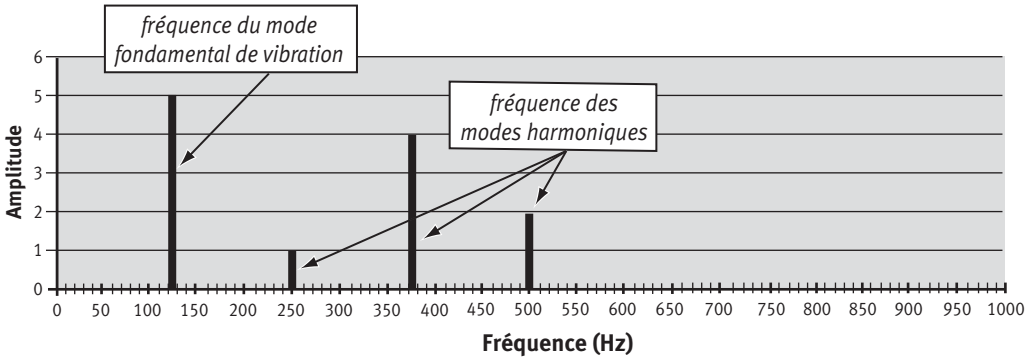
❶ La hauteur du son est égale à la fréquence de la tension aux bornes du microphone.




$3\ T = 0{,}024$ s $\Rightarrow T = 8{,}0.10^{-3}$ s $\Rightarrow f = \dfrac{1}{T} = 125$ Hz.

La hauteur du son est égale à 125 Hz.

❷




❸ Le second son proposé possède la même fréquence pour le mode fondamental de vibration.
Les deux sons possèdent donc la même hauteur.
D'autre part, on retrouve des harmoniques de mêmes fréquences mais d'amplitudes différentes et il possède deux harmoniques supplémentaires.
Les deux sons auront donc des timbres différents.



© Cned – Académie en ligne

# Corrigés des exercices d'apprentissage

## Exercice 3 Ondes transversales ou longitudinales ?

| Ondes | à la surface de l'eau | le long d'une corde | Son dans l'air | le long d'un ressort | Échelle de perroquet |
|---|---|---|---|---|---|
| Type d'ondes | transversale | longitudinale | longitudinale | longitudinale | transversale |

## Exercice 4

Il suffit d'observer un morceau de liège posé sur l'eau ; si l'on jette un caillou, la ride circulaire se déplace à la surface de l'eau, le morceau de liège s'élève et s'abaisse quand la ride arrive mais ne se déplace pas horizontalement. L'onde se propage mais il n'y a pas transfert de matière.
Le transfert d'énergie est essentiellement un transfert d'énergie cinétique et d'énergie potentielle de pesanteur.

## Exercice 5

Un son audible a une fréquence comprise entre 20 Hz et 20 kHz.

## Exercice 6 Pêcheur à la ligne

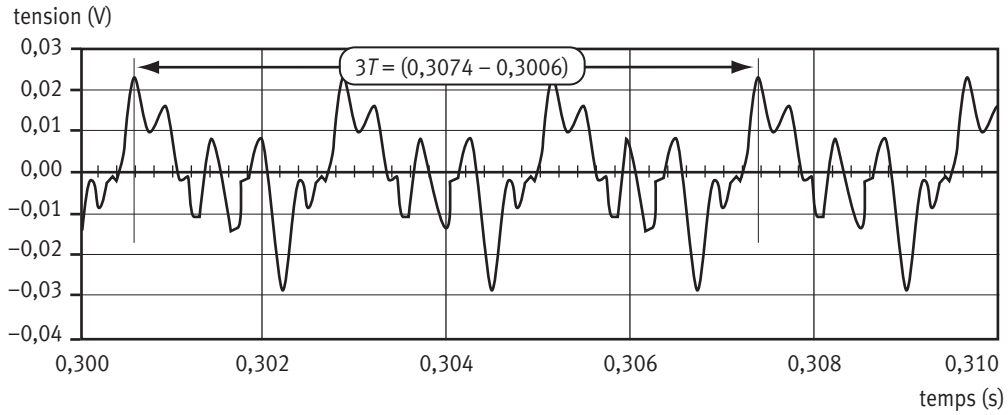
Non, une perturbation à la surface de l'eau correspond à une onde transversale. La perturbation va donc affecter le flotteur verticalement, il ne va donc pas se déplacer à la célérité $v$ de l'onde qui, elle, se propage dans une direction horizontale. Le flotteur oscille verticalement, puis après passage de l'onde il retrouve sa position initiale. La propagation d'une onde s'effectue sans transport de matière.

## Exercice 7 Croisement de deux ondes

Quand deux ondes se croisent en un point, la perturbation qui en résulte est la somme géométrique des deux perturbations. Ensuite, les ondes continuent à se propager sans avoir été affectées par leur rencontre.
Le cas C est la somme géométrique des deux perturbations, mais pas au point de rencontre.
Le cas A est incohérent par rapport au sens de propagation initial. C'est donc le cas B qui convient.

## Exercice 8 Analyse d'une note

❶






© Cned – Académie en ligne

$$T_1 = \frac{0,3074 - 0,3006}{3} \quad \text{soit} \quad f_1 = \frac{3}{0,3074 - 0,3006} = 441 \text{ Hz}$$

❷ $f_n = n.f_1$ où $f_n$ est la fréquence de l'harmonique de rang n, avec n entier

$f_2 = 2 \times f_1$

$f_2 = 2 \times 441 = 882$ Hz *2e pic sur la figure 4*

$f_{13} = 8 \times f_1$

$f_{13} = 8 \times 441 = 3\,530$ Hz *8e pic sur la figure 4*

# Chapitre 4 – La diffraction

## Corrigés des activités

**Activité 25** Avant de frapper la digue, les sommets des vagues sont rectilignes puis deviennent circulaires après être rentrés dans la baie.

La longueur d'onde est inchangée avant et après la digue.

**Activité 26** Sur le schéma 3, les sommets des vagues sont circulaires après être rentrés dans la baie, ce qui n'est pas le cas du schéma 2.

La largeur de l'ouverture est du même ordre de grandeur que la longueur d'onde.

**Activité 27** L'onde sonore est diffractée ; le son émis par le haut-parleur est diffracté par la porte.

Par définition : $\boxed{\lambda = \frac{v}{f}}$, en considérant que la célérité du son dans l'air vaut 340 m.s$^{-1}$.

Sons graves : $\lambda_1 = 3,40$ m

Sons aigus : $\lambda_2 = 3,40$ cm

Le phénomène de diffraction est d'autant plus marqué que la longueur d'onde $\lambda$ est grande face à la taille de l'ouverture. La porte de largeur 1,00 m diffracte mieux les sons graves, qui sont ainsi mieux perçus.

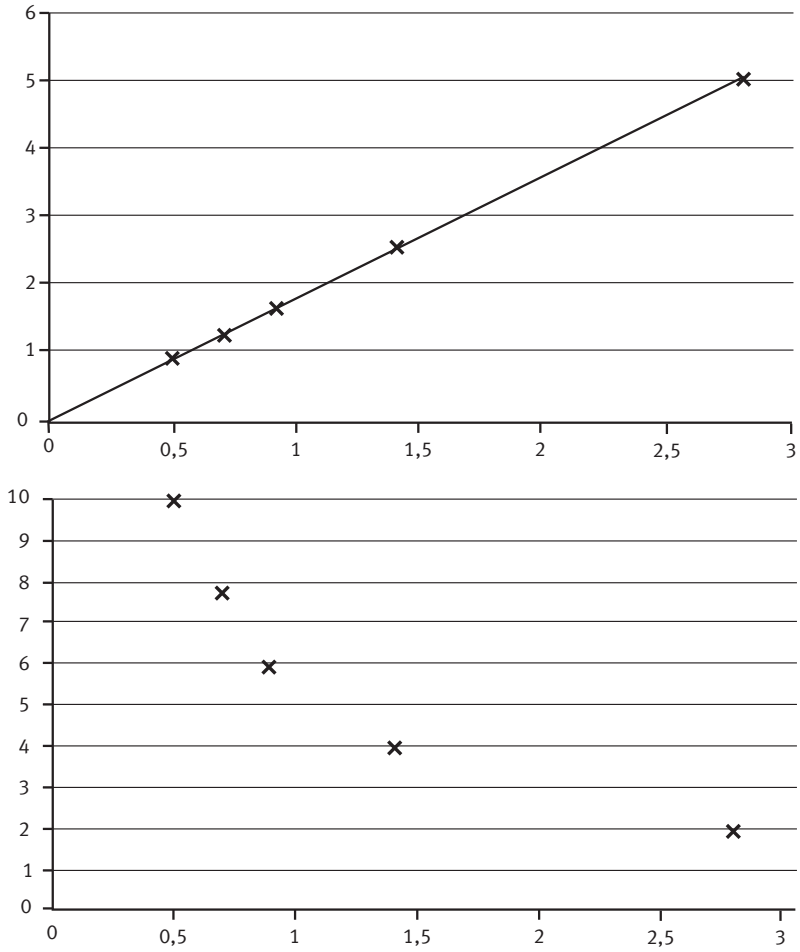
**Activité 28**

❶ D'après la figure : $\tan\theta = \frac{L}{2D}$ comme $\theta$ est petit, on a $\tan\theta \approx \theta$ soit $\theta \approx \frac{L}{2D}$.

❷ La courbes $\theta = f\left(\frac{1}{a}\right)$ est une droite passant par l'origine (1re courbe), ce qui n'est pas le cas de $\theta = f(a)$.



© Cned – Académie en ligne




La courbe $\theta = f(1/a)$ est une droite passant par l'origine ; $\theta$ et $1/a$ sont donc proportionnels : $\theta = k\dfrac{1}{a}$.

❸ À l'aide de la figure 2, on peut calculer le coefficient directeur de la droite à partir du point ($\dfrac{1}{a} = 3{,}5.10^4$ m$^{-1}$ ; $\theta = 2{,}0.10^{-2}$ rad).

On obtient $k = \dfrac{\theta}{\dfrac{1}{a}} = \dfrac{2.10^{-2}}{3{,}5\times10^4} = 5{,}7.10^{-7}$ m

❹ On a donc : $\theta = \dfrac{\lambda}{a}$ avec $\theta$ en radians ; $\lambda$ et a en mètres.

$\boxed{\lambda = \theta a}$ $\Rightarrow \lambda = 5{,}7.10^{-7}$ m soit : $\lambda = 570$ nm.



© Cned – Académie en ligne

**Activité 29**

| | *D* | *l* | Dq (rad) |
|---|---|---|---|
| Lunette | 14 cm | 550 nm | $4{,}8.10^{-6}$rad (ou $2{,}7.10^{-4}$°) |
| Télescope | 5 m | 550 nm | $1{,}3.10^{-7}$rad (ou $7{,}7.10^{-6}$°) |
| Radiotélescope | 75 m | 21 cm | $3{,}4.10^{-3}$ rad (ou 0,2°) |

La limite de résolution est meilleure pour le télescope que pour la lunette astronomique, qui possède une ouverture plus petite.

Pour le radiotélescope, l'ouverture doit être beaucoup plus importante que la longueur d'onde, ce qui nécessite un diamètre important. La résolution reste moins bonne que celle des instruments d'optique.

## Corrigés des exercices d'apprentissage

**Exercice 9** **Diffraction**

La fente est horizontale, les taches de diffraction seront donc disposées verticalement, la figure observée correspond au schéma C.

**Exercice 10** **Onde lumineuse**

**a)** Vrai. Le phénomène de diffraction est d'autant plus marqué que la largeur de la fente est petite.

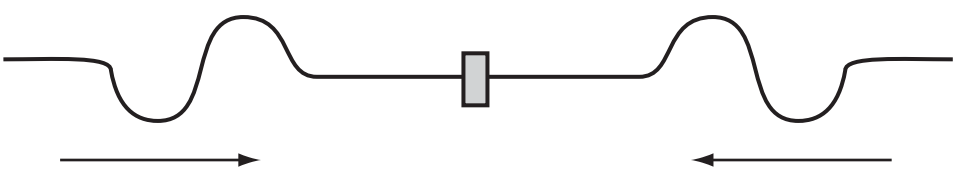
**b)** Faux. $\theta = \frac{\lambda}{a}$ ; l'écart angulaire θ du faisceau diffracté par une fente est inversement proportionnel à la largeur *a* de la fente.

**c)** Faux. $\lambda_{bleu} < \lambda_{rouge}$ et *a* est constante donc $\theta_{bleu} < \theta_{rouge}$.

# Chapitre 5 – Les interférences

## Corrigés des activités

**Activité 30** **Cas n° 1**

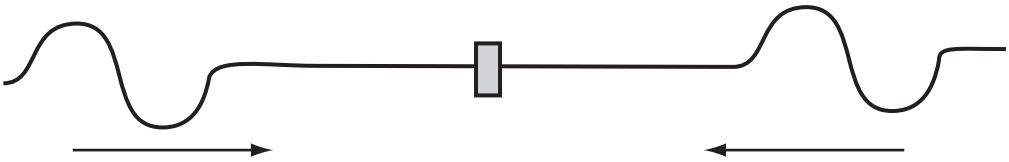


Le bouchon monte d'une amplitude deux fois supérieure à celle de chacune des ondes prises séparément puis descend avec une amplitude minimale deux fois supérieure à celle de chacune des ondes prises séparément.



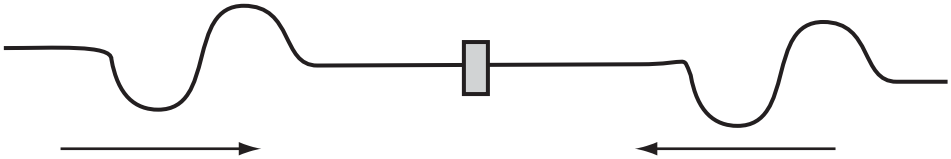
© Cned – Académie en ligne

**Cas n° 2**

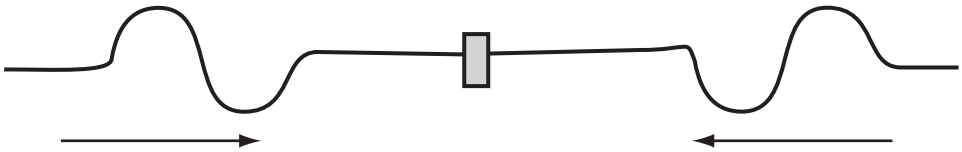


Le bouchon ne bouge pas.

**Cas n° 3**



Le bouchon ne bouge pas.



**Cas n° 4**

Le bouchon descend d'une amplitude deux fois supérieure à celle de chacune des ondes prises séparément puis monte avec une amplitude minimale deux fois supérieure à celle de chacune des ondes prises séparément.

## Corrigés des exercices d'apprentissage

**Exercice 11** Deux franges brillantes successives sont espacées de $\frac{\lambda D}{a}$ de même que deux franges sombres successives ; cette distance est appelée l'interfrange et est notée $i$ : $i = \frac{\lambda D}{a}$

Application numérique : $i = 1{,}1.10^{-3}$ m.

**Exercice 12** Deux franges brillantes successives sont espacées de l'interfrange : $i = \frac{\lambda D}{a}$

Application numérique : $i = 1{,}2.10^{-3}$ m.

Au point situé à 6,0 mm de la frange centrale, la frange sera brillante si $x = k\frac{\lambda D}{a}$ avec k entier ; on trouve k = 5 ; la frange est une frange brillante.



© Cned – Académie en ligne

# Chapitre 6 – L'effet Doppler

## Corrigés des activités

### Activité 31

❶ En 1842, le physicien autrichien Doppler explique la modification de hauteur d'un son associée au mouvement relatif entre source et observateur.
En 1848, le physicien Fizeau découvre le décalage de fréquence d'une onde lorsque la source et le récepteur sont en mouvement l'un par rapport à l'autre ; il prévoit alors la détection de décalages de longueur d'onde dans les spectres stellaires.

❷ Exemples de situations où la fréquence du signal reçu est affectée par le mouvement de la source et/ou du récepteur par rapport au milieu de propagation :
- le contrôle des vitesses des automobiles
- la compréhension de l'expansion de l'Univers
- le bruit modulé que fait une voiture de course au passage devant une tribune
- les mesures de mobilité des spermatozoïdes
- les échographies médicales détectrices des battements du cœur du fœtus.

### Activité 32

Prenons un récepteur placé en un point R quelconque, avec les signaux lui parvenant séparés du même intervalle de temps : $T_R = T_E$ soit $\frac{1}{f_R} = \frac{1}{f_E}$.

La fréquence détectée est la même que la fréquence émise : $f_R = f_E$.

### Activité 33

On voit que la répartition des signaux dans l'espace a été modifiée par le mouvement de la source.
Les signaux sont plus rapprochés dans le demi-espace vers lequel se fait le mouvement de l'émetteur.

La période $T_R$ du phénomène, détectée par le récepteur, est inférieure à celle émise par l'émetteur.

La fréquence détectée est supérieure à la fréquence émise : $f_R > f_E$.

C'est l'effet Doppler-Fizeau.

En M', la période $T_R$ du phénomène, détectée par le récepteur, est supérieure à celle émise par l'émetteur.

La fréquence détectée est inférieure à la fréquence émise : $f_R < f_E$.

### Activité 34

❶ La fréquence $f_E$ d'émission des taches s'exprime par : $f_E = \frac{1}{T_E}$ soit $f_E = 1{,}0$ Hz.

❷ La distance $d$ existant entre les taches s'écrit : $d = d_2 - d_1 = vT_E - V_E T_E \Rightarrow$ $\boxed{d = (v - V_E)T_E}$ soit : $d = 4$ cm.

❸ Durée, détectée à l'arrivée, entre deux taches : $t = \frac{d}{v}$.

Période détectée $T_R$ : $t = T_R = \frac{d}{v}$ soit : $T_R = 0{,}67$ s et $f_R = 1{,}5$ Hz.



© Cned – Académie en ligne

Nous avons donc : $d = vT_R = (v - V_E)T_E \Rightarrow T_R = \left(1 - \frac{V_E}{v}\right)T_E$ soit en fréquence :

$$\boxed{f_R = \frac{1}{\left(1 - \frac{V_E}{v}\right)} f_E}.$$

❹ $T_R = 0{,}67$ s et $f_R = 1{,}5$ Hz.

## Activité 35

**Source en mouvement rectiligne et récepteur au repos ($V_E \neq 0$, $\theta_E = 0$, $V_R = 0$, $\theta_R = 0$)**

$$f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R \cos\theta_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E \cos\theta_E}{v}\right)} f_E \Rightarrow f_R = \frac{1}{\left(1 - \frac{V_E}{v}\right)} f_E .$$

**Source au repos et récepteur en mouvement rectiligne ($V_E = 0$, $\theta_E = 0$, $V_R \neq 0$, $\theta_R = 0$)**

$$f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R \cos\theta_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E \cos\theta_E}{v}\right)} f_E \Rightarrow f_R = \left(1 - \frac{V_R}{v}\right) f_E .$$

**Source et récepteur en mouvement colinéaire ($V_E \neq 0$, $\theta_E = 0$, $V_R \neq 0$, $\theta_R = 0$)**

$$f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R \cos\theta_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E \cos\theta_E}{v}\right)} f_E \Rightarrow f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E}{v}\right)} f_E .$$

## Activité 36

❶ $f_m = \frac{\left(1 - \frac{V \cos\theta}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E \cos\theta_E}{v}\right)} f_E$ avec $V_E = 0$ (émetteur au repos), ce qui donne :

$$f_m = \left(1 - \frac{V \cos\theta}{v}\right) f_E .$$

❷ $f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R \cos\theta_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V \cos\theta_E}{v}\right)} f_m$ avec $V_R = 0$ (récepteur au repos) et $\theta_E = \pi - \theta$, ce qui donne : $f_R = \frac{1}{1 - \frac{V \cos(\pi - \theta)}{v}} f_m$ soit : $f_R = \frac{1}{1 + \frac{V \cos\theta}{v}} f_m$.



© Cned – Académie en ligne

❸ $f_R = \dfrac{1}{1+\dfrac{V\cos\theta}{v}} f_m$ et $f_m = \left(1-\dfrac{V\cos\theta}{v}\right) f_E \Rightarrow \boxed{f_R = \dfrac{1-\dfrac{V\cos\theta}{v}}{1+\dfrac{V\cos\theta}{v}} f_E}$.

**Activité 37** Les raies du spectre de l'étoile se décalent vers la droite pendant 3,5 jours (vers le rouge : donc l'étoile s'éloigne) puis vers la gauche pendant 3,5 jours (vers le bleu : l'étoile se rapproche) puis vers la droite pendant 3,5 jours, puis vers la gauche (vers le bleu) puis vers la droite (l'étoile s'éloigne à nouveau). Cela montre un mouvement périodique de 7 jours (révolution autour d'un astre).
L'étoile est la plus proche de la Terre le 7e jour.

**Activité 38** L'analyse spectrographique de la lumière reçue des galaxies lointaines montre systématiquement un déplacement Doppler-Fizeau vers le rouge ; les galaxies lointaines s'éloignent donc de la Terre. On dit alors que l'Univers est en expansion.

## Corrigés des exercices d'apprentissage

**Exercice 13** Au bord d'une route, la fréquence perçue est $f_R = 480$ Hz.

La voiture a une vitesse $V_E = 90$ km.h$^{-1}$ = 25 ms$^{-1}$.




La source est en mouvement rectiligne et s'éloigne ($V_E \neq 0$ , $\theta_E = \pi$) ; le récepteur est au repos ($V_R = 0$).

Utilisons la formule générale : $f_R = \dfrac{\left(1-\dfrac{V_R\cos\theta_R}{v}\right)}{\left(1-\dfrac{V_E\cos\theta_E}{v}\right)} f_E$ ;

$f_R = \dfrac{1}{\left(1+\dfrac{V_E}{v}\right)} f_E \Rightarrow f_E = \left(1+\dfrac{V_E}{v}\right) f_R$ . A.N. : $f_E = 515$ Hz.

**Exercice 14** Utilisons la formule générale : $f_R = \dfrac{\left(1-\dfrac{V_R\cos\theta_R}{v}\right)}{\left(1-\dfrac{V_E\cos\theta_E}{v}\right)} f_E$.

Lorsque la voiture s'approche : $V_E \neq 0$, $\theta_E = 0 \Rightarrow f_{R1} = \dfrac{1}{\left(1-\dfrac{V_E}{v}\right)} f_E$.



© Cned – Académie en ligne

Lorsque la voiture s'éloigne : $V_E \neq 0$ , $\theta_E = \pi \Rightarrow f_{R2} = \dfrac{1}{\left(1+\dfrac{V_E}{v}\right)} f_E$.

Ce qui donne : $\dfrac{f_{R2}}{f_{R1}} = \dfrac{\left(1-\dfrac{V_E}{v}\right)}{\left(1+\dfrac{V_E}{v}\right)}$ $V_E = \dfrac{\left(1-\dfrac{f_{R2}}{f_{R1}}\right)}{\left(1+\dfrac{f_{R2}}{f_{R1}}\right)} v$ soit : $\boxed{V_E = \dfrac{f_{R1}-f_{R2}}{f_{R1}+f_{R2}} v}$.

Application numérique : $V_E = 23{,}6$ m.s$^{-1}$ soit 85 km.h$^{-1}$.

$f_E = \left(1-\dfrac{V_E}{v}\right) f_{R1}$ soit : $f_E = 502$ Hz.

# Chapitre 7 – Pour conclure la séquence

## Corrigés des exercices de synthèse

### Exercice 1 Ondes le long d'une corde

❶ Par mesure graphique on obtient : $\lambda = 30$ cm.

❷ Entre $t_1 = 30$ ms et $t_2 = 90$ ms, l'onde s'est déplacée d'une longueur d'onde correspondant à une période $T = t_2 - t_1$. A.N. : $T = 60$ ms

❸ La célérité de l'onde dans la corde s'exprime par : $\boxed{v = \dfrac{\lambda}{T}}$. A.N. : $v = 5{,}0$ m.s$^{-1}$.

❹ Le graphe représentant l'aspect de la corde à l'instant de date $t = 180$ ms est le graphe 5.

L'onde aurait parcouru une distance $d = v \times t = 5{,}0 \times 0{,}18 = 0{,}9$ m $= 90$ cm

### Exercice 2 Onde mécanique et lumière

**a)** Si on fait passer un faisceau de lumière par une très petite ouverture (fente), on observe un phénomène de diffraction : le faisceau de lumière donne sur un écran une tache centrale plus large que la largeur de l'ouverture et on observe aussi des petites taches de lumière réparties symétriquement de part et d'autre de la bande centrale sur une direction perpendiculaire à celle de la fente.

**b)** La lumière se propage dans le vide, contrairement à une onde mécanique. Sur Terre, on peut recevoir la lumière émise par le Soleil après propagation dans le vide de l'espace.



© Cned – Académie en ligne

## Exercice 3 Mesure de la vitesse du son émis par le haut-parleur

❶ Une onde sonore est une onde mécanique périodique progressive.

❷ L'onde est longitudinale lorsque la direction de la perturbation est la même que la direction de propagation de l'onde.

❸ **a)** La longueur d'onde $\lambda$ est la distance parcourue par l'onde pendant une durée égale à la période $T$. Elle s'exprime en mètres.

**b)** $d$ est la distance entre deux points consécutifs du milieu, dans le même état vibratoire ; ces deux points sont donct situés à une distance égale à la longueur d'onde, soit $d = \lambda$.

**c)** La longueur d'onde s'exprime par : $\lambda = \dfrac{v}{f}$ $\boxed{v = \lambda f}$.

Application numérique : célérité du son dans l'air : $v = 338$ m.s$^{-1}$.

## Exercice 4 Céramique et ultrasons

❶ Entre les points A et B, on a deux périodes sur cinq divisions avec un balayage de 10 µs/div, donc :

$T = 2{,}5 \times 10.10^{-6} \Rightarrow T = 2{,}5 \times 10^{-5}$ s.

La fréquence de la tension observée à l'oscilloscope est : $\boxed{f = \dfrac{1}{T}}$. A.N. : $f = 40$ kHz.

❷ La fréquence de la tension visualisée à l'oscilloscope est identique à la fréquence $f_u$ des ultrasons, donc :

$f_u = 4{,}0.10^4$ Hz

❸ La longueur d'onde $\lambda$ des ultrasons s'exprime par : $\boxed{\lambda = \dfrac{v_{air}}{f_u}}$. A.N. : $\lambda = 8{,}5$ mm.

## Exercice 5 Corde

### ❶ Étude chronophotographique

Considérons l'axe horizontal (Sx) d'origine S.

La célérité $v$ de l'onde est le rapport de la distance MM' parcourue par l'onde entre les points M et M' sur la durée de propagation de l'onde : $\boxed{v = \dfrac{d(M,M')}{t' - t}}$.

Entre les photos n° 6 et n° 8, le front de l'onde parcourt la distance 1,00 m pendant la durée $2\Delta t = 0{,}50$ s.

Application numérique : $v = 2{,}0$ m.s$^{-1}$.

Soit $\Delta t'$ la durée pendant laquelle un point de la corde est en mouvement et $\ell$ la longueur de la perturbation.

$\boxed{t' = \dfrac{\ell}{v}}$. Application numérique : $\ell = 0{,}50$ m et $v = 2{,}0$ m.s$^{-1}$ $\Rightarrow \Delta t' = 0{,}25$ s.

❷ **a)** Graphiquement, on constate que l'altitude $z_A$ du point A est non nulle entre les instants de date 1,50 s et 1,75 s alors que l'altitude $z_B$ du point B est non nulle pour des instants de date plus grands 2,00 s et 2,25 s.
Donc, le premier point atteint par la perturbation est le point A.



© Cned – Académie en ligne

**b)** Le front de l'onde atteint le point A à la date $t_A = 1{,}50$ s et atteint le point B à la date $t_B = 2{,}00$ s.

L'instant de date $t_0 = 0$ s correspond au début du mouvement de S.

$v = \dfrac{d(A,S)}{t_A - 0} \Rightarrow d(A,S) = 3{,}0$ m.

$v = \dfrac{d(B,S)}{t_B - 0} \Rightarrow d(B,S) = 4{,}0$ m.

Le point le plus près du point source S est donc le point A.

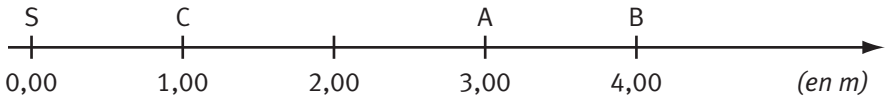
**c)** Le retard $\tau$ du point B par rapport au point A est : $\tau = t_B - t_A$.
A.N. : $\tau = 2{,}00 - 1{,}50 = 0{,}50$ s.

**d)** Pendant la durée $\tau$, le front de l'onde parcourt une distance égale à la distance AB à la célérité constante $v$.

$\boxed{d(A,B) = v\tau}$. A.N. : $d(A,B) = 2{,}0 \times 0{,}50 = 1{,}0$ m.

**e)** Le point C est situé 2,0 m avant le point A.

La célérité de l'onde est constante entre les point A et C : $v = \dfrac{d(C,A)}{t_A - t_C}$.
A.N. : $d(C,A) = 2{,}0$ m.




## Exercice 6 Cuve à ondes

**a)** La longueur d'onde est la distance parcourue par l'onde pendant une durée égale à la période de l'onde :
$\lambda = vT = \dfrac{v}{N}$.

**b)** AB correspond à $3\lambda_1$, ce qui donne : $\lambda_1 = 2{,}3$ cm.

$v_1 = \lambda_1 N_1 \Rightarrow$ Application numérique : $v_1 = 0{,}18$ m.s$^{-1}$.

**c)** AB correspond à $4{,}5\lambda_2$, ce qui donne : $\lambda_2 = 1{,}5$ cm.

$v_2 = \lambda_2 N_2 \theta \Rightarrow$ Application numérique : $v_2 = 0{,}25$ m.s$^{-1}$.

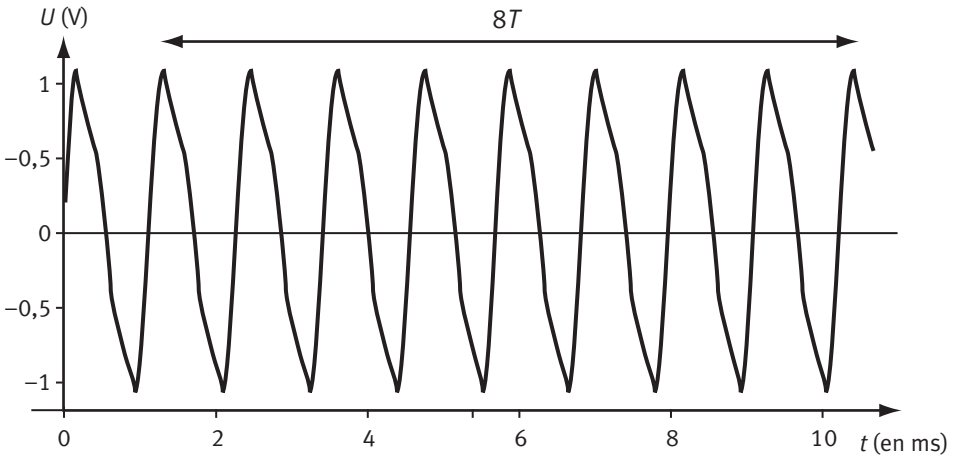
La célérité des ondes dépend de leur fréquence.

## Exercice 7

❶ On détermine la durée $\Delta t$ de n périodes (avec n le plus grand possible), ainsi on peut exprimer la période $T = \dfrac{t}{n}$ puis la fréquence $f = \dfrac{1}{T} = \dfrac{n}{t}$.
Exemple : $f = \dfrac{8}{(10{,}5 - 1{,}4) \times 10^{-3}} = 8{,}8 \times 10^2$ Hz



© Cned – Académie en ligne




❷ Harmonique de rang 2 : $f_2 = 2.f$,

soit $f_2 = 17{,}6 \times 10^2$ Hz, on ne conserve que deux chiffres significatifs, alors $f_2 = 1{,}8 \times 10^3$ Hz.

Harmonique de rang 3 : $f_3 = 3.f$

soit $f_3 = 26{,}4 \times 10^2$ Hz, finalement $f_3 = 2{,}6 \times 10^3$ Hz.

**3.1.** Seul le bouchon moulé respecte le critère de l'atténuation inférieure à 25 dBA.

**3.2.** Pour le bouchon en mousse, l'atténuation est plus grande pour les sons de fréquence supérieure à 2 000 Hz, celui-ci atténue davantage les sons aigus. Ce bouchon laisse mieux passer les sons graves donnant la sensation d'un son sourd.

**4.1.** Le bouchon en mousse ne modifie pas la fréquence du fondamental, donc la hauteur n'est pas modifiée.
Le bouchon en mousse modifie le timbre car le spectre en fréquence (figure 4) est différent de celui de la flûte seule (figure 3).
Le bouchon en silicone ne modifie pas le timbre, ni la hauteur du son. En effet, les spectres en fréquence des figures 3 et 5 sont identiques.

**4.2.** La qualité du son est caractérisée par la hauteur et le timbre. Ces deux caractéristiques n'étant pas altérées, la qualité du son est conservée.

**5.1.** $L = 10 \log \dfrac{I}{I_0}$

$$L = 10 \log \frac{1{,}0 \times 10^{-2}}{1{,}0 \times 10^{-12}} = 1{,}0 \times 10^2 \text{ dBA}$$

**5.2.** D'après la figure 2, l'atténuation du bouchon en silicone varie entre 20 dBA et 25 dBA.
Le batteur est alors soumis à un niveau sonore compris entre 75 et 80 dBA, soit en dessous du seuil de nocivité de 85 dBA. Ses facultés auditives ne sont pas altérées au cours du concert.



© Cned – Académie en ligne

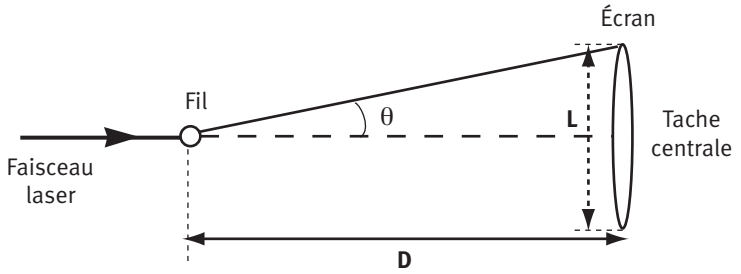
## Exercice 8 Étude de la lumière utilisée dans le spectrophotomètre

❶ λ est la longueur d'onde de la radiation monochromatique considérée. *a* est la largeur de la fente.
λ et a s'expriment en m. θ s'exprime en rad (le radian est une unité d'angle qui n'a pas de dimension physique, contrairement à λ et a qui sont des longueurs).

❷ Le phénomène de diffraction est d'autant plus observable que la largeur *a* de la fente est faible par rapport à la longueur d'onde λ.

## Exercice 9

❶




On observe sur l'écran un étalement du faisceau laser, perpendiculaire à la direction du fil, constitué d'une tache centrale bordée de taches latérales.
La lumière ne se propage plus de façon rectiligne, le phénomène observé est la diffraction de la lumière. Or ce phénomène est caractéristique des ondes, donc la lumière est de nature ondulatoire.

❷ L'angle θ est l'angle entre le centre de la tache centrale et le centre de la zone de première extinction. Voir figure ci-dessus.

❸ Le schéma montre que : $\tan\theta = \frac{L}{2D}$ . θ étant petit et exprimé en radians, on a tan θ = θ, donc $\boxed{\theta = \frac{L}{2D}}$.

❹ Le lien entre les grandeurs θ, λ et *a* est : $\theta = \frac{\lambda}{a}$ avec : θ en rad, λ et *a* en m.

❺ En égalant les deux expressions de θ, il vient : $\frac{L}{2D} = \frac{\lambda}{a} \Rightarrow \boxed{L = 2\frac{\lambda D}{a}}$.

❻ Pour λ et *D* fixés, la largeur *L* « de la tache centrale » est inversement proportionnelle au diamètre *a* du fil diffractant.
Donc la tache centrale la plus grande correspond au fil de diamètre le plus petit.
La figure A correspond à $a_1 = 60$ µm ; la figure B correspond à $a_2 = 80$ µm.

❼ La lumière émise par la source laser est monochromatique : cela signifie que la lumière laser est constituée d'une seule radiation de fréquence fixée (ou de longueur d'onde dans le vide fixée).

❽ Le graphe $L = f\left(\frac{1}{a}\right)$ montre une droite qui passe par l'origine ; la largeur *L* de la tache centrale est donc proportionnelle à l'inverse du diamètre du fil, soit $\frac{1}{a}$.



© Cned – Académie en ligne

L'équation de la droite est : $L = \frac{C}{a}$ avec C le coefficient directeur de cette droite.
Cela est en accord avec l'expression $L = 2\frac{\lambda D}{a}$ car $D$ et $\lambda$ sont constantes.

❾ $L = \frac{C}{a} = 2\frac{\lambda D}{a}$ $\quad C = 2\lambda D$.

La longueur d'onde $\lambda_0$ dans le vide de la lumière monochromatique s'écrit : $\lambda_0 = \frac{C}{2D}$

Le coefficient directeur de la droite vaut : $C = \frac{y}{x} = \frac{0{,}067}{25000} = 2{,}7.10^{-6}\,\text{m}^2$, ce qui donne pour la longueur d'onde : $\lambda_0 = \frac{C}{2D} = \frac{2{,}7.10^{-6}}{2\times 2{,}5} = 5{,}4.10^{-7}$ m

❿ La fréquence $\nu$ de la lumière monochromatique émise par la source laser est : $\boxed{\nu = \frac{c}{\lambda}}$.

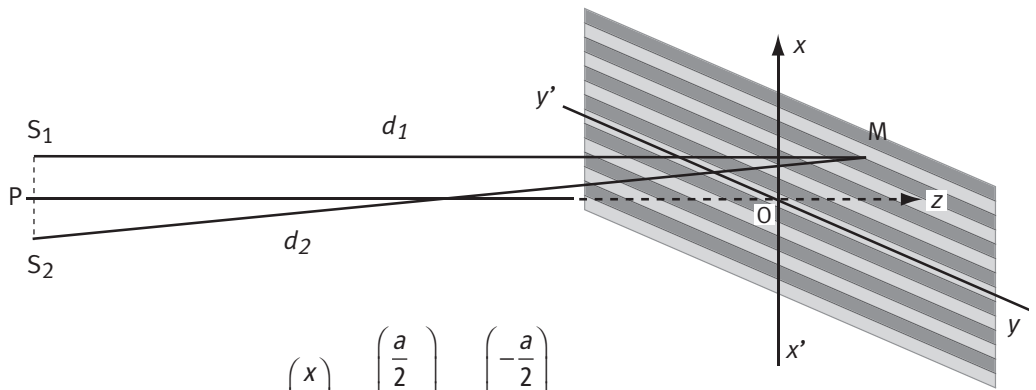
Application numérique : $\nu = 5{,}5.10^{14}$ Hz.

⓫ La fréquence d'une radiation monochromatique est indépendante du milieu de propagation traversé, donc la fréquence de la lumière laser ne change pas à la traversée du verre flint.

Pour la longueur d'onde $\lambda$ : $n = \frac{c}{V}$ où $c$ représente la célérité de la lumière dans le vide et $V$ la célérité de la lumière dans le milieu d'indice n ; $V = \frac{c}{n}$ avec $\lambda = \frac{V}{\nu}$ et $\lambda_0 = \frac{c}{n}$ ; on en déduit : $\boxed{\lambda = \frac{\lambda_0}{n}}$.

La longueur d'onde $\lambda$ varie avec le milieu de propagation.
Ce qui caractérise la couleur de la radiation est la fréquence et non la longueur d'onde, donc la couleur de la radiation ne change pas à la traversée du verre flint.

## Exercice 10 Différence de marche entre deux rayons




❶ $M\begin{pmatrix} x \\ y \\ z \end{pmatrix}$, $S_1\begin{pmatrix} \frac{a}{2} \\ 0 \\ -D \end{pmatrix}$, $S_2\begin{pmatrix} -\frac{a}{2} \\ 0 \\ -D \end{pmatrix}$



© Cned – Académie en ligne

❷ $\overrightarrow{S_1M}\begin{pmatrix} x-\dfrac{a}{2} \\ y \\ -D \end{pmatrix}$ et $\overrightarrow{S_2M}\begin{pmatrix} x+\dfrac{a}{2} \\ y \\ -D \end{pmatrix}$

❸ $\begin{cases} \left\|\overrightarrow{S_1M}\right\| = d_1 = \sqrt{\left(x-\dfrac{a}{2}\right)^2 + y^2 + (-D)^2} \\ \left\|\overrightarrow{S_2M}\right\| = d_2 = \sqrt{\left(x+\dfrac{a}{2}\right)^2 + y^2 + (-D)^2} \end{cases}$

❹ $d_2^2 - d_1^2 = \left(x+\dfrac{a}{2}\right)^2 - \left(x-\dfrac{a}{2}\right)^2 = 2ax.$

$d_2^2 - d_1^2 = (d_2+d_1)(d_2-d_1) = (d_2+d_1)\delta = 2ax \ ; \ d_2+d_1 \approx 2D \Rightarrow \delta = \dfrac{2ax}{2D}.$

En M, la différence de marche est égale à : $\boxed{\delta = \dfrac{ax}{D}}$. ■



© Cned – Académie en ligne

# Corrigé séquence 2

## Chapitre 1 – Prérequis

### Corrigé des tests

**Test 1**

**❶ QCM 1**

La molécule de formule : $CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2OH$

**a)** est un acide carboxylique

**b) est un alcool primaire**

**c)** est un alcool secondaire

**d) s'appelle le pentan-1-ol**

**e)** s'appelle le pentan-5-ol

**❷ QCM 2**

La molécule de formule : $CH_3–CH_2–CH_2–COOH$

**a) est un acide carboxylique**

**b)** est un alcool primaire

**c)** est un alcool secondaire

**d)** s'appelle le butan-1-ol

**e) s'appelle l'acide butanoïque**

**❸ QCM 3**

La molécule de formule : $CH_3–CH_2–CO–CH_2–CH_3$

**a)** est un acide carboxylique

**b)** est un aldéhyde

**c)** est un alcool secondaire

**d)** s'appelle le pentan-3-ol

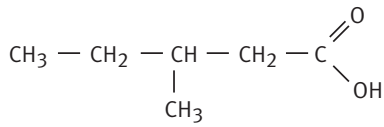
**e) s'appelle le pentan-3-one**

**f) est une cétone**



© Cned – Académie en ligne

❹ **QCM 4**

La molécule de formule : 

**a) est un acide carboxylique**

**b)** est un aldéhyde

**c)** s'appelle l'acide 2-méthylpentanoïque

**d)** s'appelle le 3-méthylpentanal

**Test 2** Donner la formule semi-développée du (de la) :

**a)** 3-méthylbutanal : $CH_3–CH(CH_3)–CH_2–CHO$

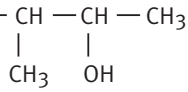
**b)** pentan-3-one : $CH_3–CH_2–CO–CH_2–CH_3$

**c)** 3-méthylbutanone : $CH_3–CH(CH_3)–CO–CH_3$

**d)** acide formique : HCOOH

**Test 3** La molécule de glycérol possède trois groupes alcool.

**Test 4** **a)** Il s'agit du 3-méthylbutan-1-ol.

**b)** La formule du 3-méthylpentan-2-ol est : 

**Test 5**

| **Nom** | butanal | butanone | hexanal |
|---|---|---|---|
| **Formule** | $CH_3—CH_2—CH_2—CHO$ | $CH_3—CH_2—CO—CH_3$ | $CH_3—(CH_2)_4—CHO$ |
| | Aldéhyde | Cétone | Aldéhyde |

| **Nom** | 3-méthylpentanal | 3-méthylpentan-2-one |
|---|---|---|
| **Formule** | $CH_3—CH_2—CH(CH_3)—CH_2—CHO$ | $CH_3—CH_2—CH(CH_3)—CO—CH_3$ |
| | Aldéhyde | Cétone |

**Test 6** **a)** Acide propanoïque : $CH_3–CH_2–COOH$ ;

Acide 2-méthylpentanoïque : $CH_3–CH_2–CH_2–CH(CH_3)–COOH$.

Il s'agit de l'acide 3-méthylbutanoïque.



© Cned – Académie en ligne

# Chapitre 2 – Spectroscopies

## Corrigés des activités

**Activité 1** Thomas Young (1773-1829), en réalisant des expériences sur les interférences et la diffraction des ondes lumineuses, mit en évidence l'existence d'une longueur caractéristique de radiation : la longueur d'onde.

Ainsi, il permit le développement de la théorie ondulatoire de la lumière qui s'imposa face à la théorie corpusculaire de la lumière établie par Newton jusqu'au début du xx$^{e}$ siècle où tout fut remis en cause…

## Corrigés des exercices d'apprentissage

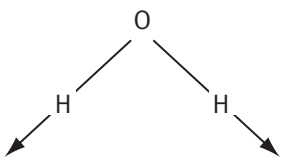
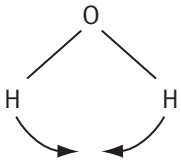
**Exercice 1** La gamme de longueurs d'onde des radiations (en nm) :

- Visible : 400 nm $< \lambda <$ 800 nm
- Infrarouge : $\lambda >$ 800 nm
- Ultraviolette : $\lambda <$ 400 nm

**Exercice 2** La valeur de transmittance correspondant à une espèce :

- N'absorbant pas la radiation : T = 1
- Absorbant en totalité la radiation T = 0

**Exercice 3**

| Déformation | Élongation symétrique | Cisaillement |
|---|---|---|
| |   |   |
| Nombre d'onde ($cm^{-1}$) | 3700 | 1600 |
| Longueur d'onde (m) | $2{,}7.10^{-6}$ | $6\ ,2.10^{-6}$ |
| Fréquence (Hz) | $1{,}1.10^{14}$ | $4{,}8.10^{13}$ |
| Énergie (J) | $7{,}4.10^{-20}$ | $3{,}2.\ 10^{-20}$ |

- Les longueurs d'onde des rayonnements absorbés étant de l'ordre de grandeur du micromètre, l'absorption s'effectue dans l'infrarouge. En conséquence, la vapeur d'eau contribue à l'effet de serre en absorbant les rayons IR qui sont émis par la Terre.
- L'élongation symétrique nécessite davantage d'énergie que le cisaillement.



© Cned – Académie en ligne

# Chapitre 3 – Spectre UV-visible

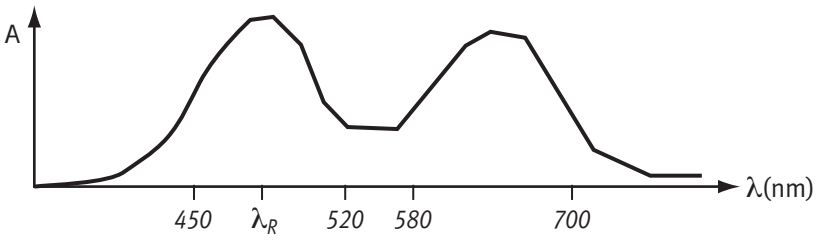
## Corrigés des activités

### Activité 2

❶ Un sirop de menthe éclairée par de la lumière blanche constituée de toutes les radiations colorées (arc-en-ciel) ne diffuse que certaines radiations correspondant globalement à une couleur verte ; il absorbe donc les couleurs complémentaires (rouge et bleu).

❷ Ce sirop absorbe les couleurs rouge, orange, jaune (580-700 nm) et bleue (450-520 nm).

❸ Le spectre d'absorption d'un sirop de menthe contenant les colorants E102 et E133 possèdera deux maximums correspondant aux domaines de longueurs d'onde indiqués précédemment.

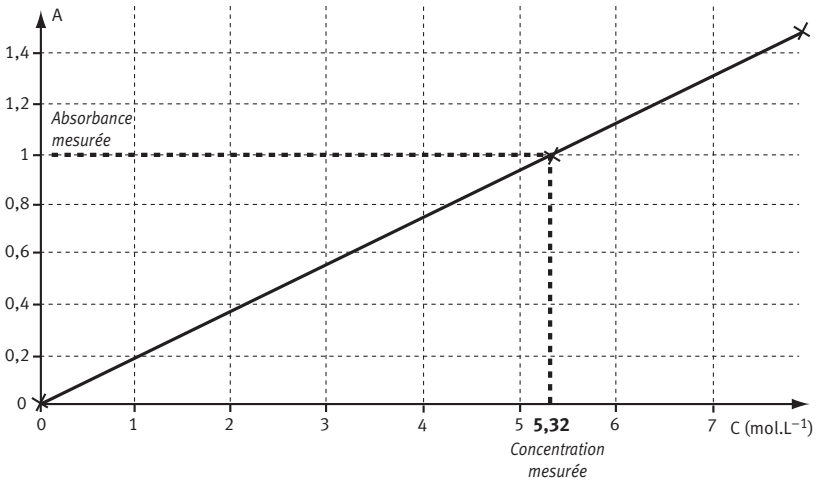



❹ La valeur de $\lambda_B$ correspond aux maximums du domaine d'absorption du colorant bleu entre 450 et 520 nm.

❺ La courbe d'étalonnage A= f(C) sera une droite passant par l'origine correspondant à la loi de Beer-Lambert.

❻ Pour obtenir la concentration en colorant bleu d'un sirop de menthe, il suffira de mesurer l'absorbance de la solution et d'utiliser ensuite la courbe d'étalonnage : l'absorbance mesurée est placée sur l'axe des ordonnées et l'abscisse obtenue en se reportant sur la droite donne la concentration de la solution.

Ce type d'étude a été réalisé en première S (séquence 2 du cours du CNED).






© Cned – Académie en ligne

**Activité 3**

❼ Les molécules des colorants E102 et E133 précédentes sont colorées car elles présentent des groupements chromophores (doubles liaisons C-C alternées) et des groupes auxochromes (–OH ou $-SO_3^-$).

## Exercice d'apprentissage

**Exercice 4**

❶ Cette molécule possède bien une bande IR.

❷ L'aniline absorbe entre 200 et 240 nm.

❸ Cette molécule n'est pas colorée car elle absorbe dans les UV et pas dans le domaine visible (800 nm > $\lambda$ > 400 nm).

# Chapitre 4 – Spectre IR

## Corrigés des activités

**Activité 4**

Il s'agit de la bande large vers 3 300-3 400 $cm^{-1}$ caractéristique de la liaison O–H.

**Activité 5**

Le spectre 1 est celui de l'alcool dilué dans un solvant comme $CCl_4$ car on note l'absence de bande large entre 3 200 $cm^{-1}$ et 3 400 $cm^{-1}$.

Le spectre 2 est bien celui de l'alcool pur (présence de la bande large).

## Exercices d'apprentissage

**Exercice 5**

La présence du pic vers 3 400 $cm^{-1}$ dans le spectre de la N-méthylaniline est due à la liaison N–H.

**Exercice 6**

❶ La formule semi-développée de l'hexan-1-ol : $CH_3–(CH_2)_4–CH_2OH$. C'est un alcool.

❷ On retrouve dans son spectre IR la bande large de la liaison O–H à 3 300 $cm^{-1}$, ainsi que le pic vers 2 800-3 000 $cm^{-1}$ des liaisons C–H.

# Chapitre 5 – Spectre RMN du proton

## Corrigés des activités

**Activité 6**

Une résonance se manifeste lorsqu'un appareil ou un système physique a un comportement particulier pour une certaine fréquence de fonctionnement.



© Cned – Académie en ligne

On peut l'observer lors du mouvement d'une balançoire, lorsqu'on joue de la guitare acoustique, lorsqu'on règle une station sur un récepteur radio…

## Exercices d'apprentissage

**Exercice 7**

- Doublet à 0,9 ppm : deux groupes $CH_3$ équivalents couplés avec CH.
- Singulet à 1,25 ppm : protons de $NH_2$ : protons mobiles, donc pas de couplage.
- Multiplet vers 1,6 ppm : H de CH couplé avec les deux $CH_3$ et le groupe $CH_2$.
- Doublet à 2,5 ppm : $CH_2$ couplé uniquement avec CH (déblindés à cause de N).

**Exercice 8**

- Triplet à 1,3 ppm et dont la courbe d'intégration est égale à environ 0,4 fois la hauteur cumulée soit 3H : $CH_3$ couplé avec $CH_2$.
- Singulet vers 2 ppm correspondant à 3 H, donc $CH_3$ non couplé.
- Quadruplet vers 4,1 ppm : $CH_2$ couplé avec $CH_3$. H déblindés à cause de l'atome d'oxygène électroattracteur.

**Exercice 9**

❶ La formule semi-développée de l'éthanal : $CH_3$–CHO.

❷
- Doublet d'intégration 3 : $CH_3$ couplé avec H de CHO.
- Quadruplet d'intégration 1 : CH couplé avec $CH_3$.

# Chapitre 6 – Détermination de structures

## Corrigés des activités

**Activité 7**

Le spectre IR nous indique la présence d'un pic large à 3 300 $cm^{-1}$ caractéristique d'une liaison O–H caractéristique des alcools. Le pic vers 3 000 $cm^{-1}$ indique la présence de liaison(s) C–H. Le spectre RMN montre un triplet 1H déblindé, donc correspondant à l'H lié à l'atome d'O couplé avec 2H d'un groupe $CH_2$, un triplet à 3H, donc un groupe $CH_3$ couplé avec 2H d'un groupe $CH_2$, et enfin un multiplet à 2H, donc un groupe $CH_2$ couplé à 3H d'un groupe $CH_3$ et 1H du groupe OH.

Ce qui nous permet de déduire la formule : **$CH_3$–$CH_2$–O–H**.

**Activité 8**

Le spectre IR nous indique la présence d'un pic à 1750 $cm^{-1}$ caractéristique d'une liaison C=O caractéristique des composés carbonylés. Le pic vers 3 000 $cm^{-1}$ indique la présence de liaison(s) C–H.

Le spectre RMN montre un quadruplet à 2H relativement déblindé, donc correspondant à un groupe $CH_2$ couplé à 3H d'un groupe $CH_3$, un singulet à 3H, donc



© Cned – Académie en ligne

un groupe $CH_3$ lié au groupe carbonyle, et enfin un triplet à 3H, donc un groupe $CH_3$ couplé à 2H d'un groupe $CH_2$.

Ce qui nous permet de déduire la formule : $H_3C-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-CH_2-CH_3$

## Exercice d'apprentissage

**Exercice 10**

❶ HCOOH

❷ Spectre IR : bande large vers 3100 $cm^{-1}$ due à la liaison O–H et pic vers 1 700 $cm^{-1}$ de la liaison C=O.

Spectre RMN : pic vers 8 ppm : H lié à C et pic vers 11 ppm : H de la liaison O–H (très déblindé).

# Chapitre 7 – De nouvelles familles de composés organiques

## Exercices d'apprentissage

**Exercice 11**

La molécule de formule : $CH_3–CH_2–CH_2–NH_2$

**a)** est un acide carboxylique

**b)** est un alcool

**d) est une amine primaire**

**e)** s'appelle le butan-1-ol

**f) s'appelle la propanamine**

**g)** s'appelle l'acide butanoïque

**Exercice 12**

Les esters :

**a)** $HCOOC_2H_5$ : méthanoate d'éthyle.

**b)** $CH_3COOC_2H_5$ : éthanoate d'éthyle.

**c)** $C_2H_5COOCH_3$ : propanoate de méthyle.

**d)** $C_2H_5COOC_2H_5$ : propanoate d'éthyle.

**Exercice 13**

**a)** L'amine primaire se nomme : butan-2-amine.

**b)** La formule semi-développée de la 2-méthylbutan-1-amine :

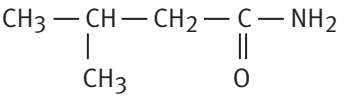
$$CH_3-CH_2-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-CH_2-NH_2$$



© Cned – Académie en ligne

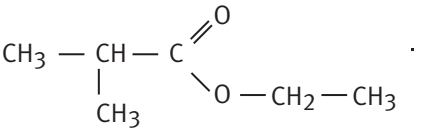
**Exercice 14**

**a)** Il s'agit de la 2-méthylbutanamide

**b)** La formule de la 3-méthylbutanamide est : 

**Exercice 15**

❶ La formule semi-développée du 2-méthylpropanoate d'éthyle :



C'est un ester.

❷ Dans son spectre IR, les pics correspondant aux principales liaisons chimiques présentes sont : C=O ester vers 1 700 -1 740 $cm^{-1}$ et C–H vers 3 000 $cm^{-1}$.

**Exercice 16**

❶ La N-méthyl-N-phénylméthanamide appartient à la famille des amides.

❷ Le pic correspondant à la fonction carbonyle apparaît vers 1 700 $cm^{-1}$.

❸ On voit le pic de la liaison C-N vibrant vers 1 450 $cm^{-1}$ (intensité moyenne).

# Chapitre 8 – Pour clore la séquence

## Exercices de synthèse

**Exercice 1**

Le spectre RMN du diméthylpropane présente un seul signal : un singulet, car tous les protons sont équivalents.

**Exercice 2**

Le spectre RMN du 2-méthylbut-1-ène présente quatre signaux : un singulet pour les 2 H de gauche équivalents, un singulet pour le groupe $CH_3$ lié à la double liaison, un quadruplet pour le groupe $CH_2$ couplé avec le groupe $CH_3$ de droite et un triplet pour le groupe $CH_3$ de droite couplé avec le groupe $CH_2$.

**Exercice 3**

On remarque la présence de la bande large O–H dans le spectre IR, donc il s'agit d'un alcool.

On peut aussi noter la présence de pics vers 2900 $cm^{-1}$ dus aux liaisons C–H.

Les autres signaux ne sont pas dans la zone facilement exploitables ($\sigma > 1500\ cm^{-1}$). On retrouve néanmoins des signaux vers 1400 $cm^{-1}$ attribuables aux liaisons C–O.



© Cned – Académie en ligne

## Exercice 4

L'acide adipique est un diacide carboxylique qui a pour formule brute $C_6H_{10}O_4$.

❶ Les bandes IR vers 17 000 $cm^{-1}$ (C=O acide carboxylique) et 3 000 $cm^{-1}$ (C–H).

❷ Une structure possible est : HOOC–$CH_2$–$CH_2$–$CH_2$–$CH_2$–COOH.

- Les 2 H acides très déblindés et non couplés correspondent au singulet à 12 ppm.
- Les $CH_2$ de gauche et de droite sont équivalents : pic triplet à 2,2 ppm.
- Les $CH_2$ au milieu sont équivalents : pic multiplet à 1,7 ppm (un peu moins déblindés que les précédents car plus éloignés des atomes d'oxygène).

## Exercice 5

❶ Il faut utiliser la relation permettant de déterminer la stœchiométrie du composé : $n_X = \frac{\%_X.M}{100M_X}$

Ce qui donne, en prenant les valeurs moyennes des pourcentages indiquées dans le tableau :

$n_C = 9{,}16$ ; $n_H = 9{,}45$ et $n_O = 1{,}92$.

En prenant les valeurs extrêmes des pourcentages, cela donne :

- Pour le carbone : de 8,73 à 9,21 soit $n_c = 9$.
- Pour l'hydrogène : de 8,85 à 10,05 soit $n_H = 10$.
- Pour l'oxygène : de 1,82 à 2,01 soit $n_0 = 2$.

On en déduit que les incertitudes de mesure en analyse élémentaire n'autorisent pas une autre formule brute car la masse molaire est égale à 150 $g.mol^{-1}$.

❷ Le groupe fonctionnel présent dans X est un groupe carbonyle CO caractérisé par un pic vers 1 750 $cm^{-1}$ ainsi qu'un pic à 1 250 $cm^{-1}$ de la liaison C–O d'un ester ou d'un acide.

❸ En observant le spectre RMN, on constate la présence :

- d'un multiplet 5 H à 7,5 ppm : cycle benzénique : –$C_6H_5$ ;
- d'un singulet 2 H équivalents à 5 ppm, donc –$CH_2$ non couplé ;
- d'un singulet 3 H équivalents à 2 ppm, donc –$CH_3$ non couplé.

La formule semi-développée de X est alors : $C_6H_5$–$CH_2$–$CO_2$–$CH_3$. Il s'agit donc d'un ester et non d'un acide. ■



© Cned – Académie en ligne

# Corrigé séquence 3

## Chapitre 1 – Prérequis

### Corrigé des tests

**Test 1** On calcule la masse molaire du carbonate de calcium qui a pour formule $CaCO_3$ :

$$M = 40+12+48 = 100 \text{ g.mol}^{-1}$$

On applique la formule : $n = \frac{m}{M} = \frac{10}{100} = 0{,}10$ mol .

**Test 2** On applique la formule : $n = \frac{V}{V_{mol}} = \frac{10}{24} = 0{,}42$ mol

On en déduit la masse correspondante en utilisant : m = n.M.

La masse molaire du méthane qui a pour formule $CH_4$ est égale :
$M = 12 + 4 = 16 \text{ g .mol}^{-1}$

Et on trouve finalement : $m = 0{,}42 \times 16 = 6{,}7$ g

**Test 3** On applique la formule : $n = C . V_{sol} = 0{,}25 \times 0{,}2 = 0{,}05$ mol

On calcule la masse molaire du chlorure de sodium qui a pour formule NaCl :

$$M = 23 + 35{,}5 = 58{,}5 \text{ g.mol}^{-1}$$

Puis on trouve la masse correspondante en utilisant : $m = n.M = 0{,}05 \times 58{,}5 = 2{,}9$ g.

**Test 4** Pour ajuster l'équation de la réaction, on commence par l'élément oxygène :

$$4 Fe + 3 O_2 \rightarrow 2 Fe_2O_3$$

**Test 5** On écrit la demi-équation qui correspond au couple $Cu^{2+}$ / Cu :

$$Cu = Cu^{2+} + 2 e^-$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $NO_3^-$ / NO :

$$NO_3^- + 4 H^+ = NO + 2 H_2O + 3 e^-$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 3 et la seconde par 2 :

$$3 Cu + 2 NO_3^- + 8 H^+ \rightarrow 3 Cu^{2+} + 2 NO + 4 H_2O$$



© Cned – Académie en ligne

## Test 6

On applique la formule : $n = \frac{m}{M} = \frac{10}{44} = 0{,}23$ mol pour connaître la quantité de propane.

On applique la formule : $n = \frac{V}{V_{mol}} = \frac{96}{24} = 4{,}0$ mol pour connaître la quantité de dioxygène.

L'équation de la réaction de combustion complète du propane s'écrit :

$$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$$

On dresse le tableau d'avancement de cette réaction :

| **Avancement** | $C_3H_8$ | $5\ O_2$ | $3\ CO_2$ | $4\ H_2O$ |
|---|---|---|---|---|
| X = 0 | 0,23 mol | 4,0 mol | 0 | 0 |
| X quelconque | 0,23 – X | 4,0 – 5X | 3X | 4X |
| X final | 0 | 2,85 mol | 0,69 mol | 0,92 mol |

Étant donné la grande différence des quantités de réactifs, il était facile de prévoir, même s'il faut cinq fois plus de dioxygène que de propane, que ce serait l'hydrocarbure qui serait le réactif limitant.

## Test 7

❶ L'équation de la réaction de combustion complète du butane s'écrit :

$$2\ C_4H_{10} + 13\ O_2 \rightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O$$

❷ On dresse le tableau d'avancement de cette réaction :

| **Avancement** | $2\ C_4H_{10}$ | $13\ O_2$ | $8\ CO_2$ | $10\ H_2O$ |
|---|---|---|---|---|
| X = 0 | $n_1$ mol | $n_2$ mol | 0 | 0 |
| X quelconque | $n_1 - 2X$ | $n_2 - 13X$ | 8 X | 10 X |
| X final | 0 mol | 0 mol | $4\ n_1$ mol | $5\ n_1$ mol |

❸ On applique la formule : $n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{58} = 17{,}25$ mol pour connaître la quantité de butane.

On en déduit la quantité minimale de dioxygène nécessaire à la combustion complète du butane :

Comme $X = \frac{n_1}{2}$, on voit que : $n_2 = \frac{13.n_1}{2} = \frac{13 \times 17{,}25}{2} = 112$ mol.

Comme le volume d'une mole de dioxygène est égal à 24 L, il faut donc :

$112 \times 24 = 2{,}7.10^3$ L $= 2{,}7$ m$^3$

❹ Le dioxyde de carbone est un gaz, on peut donc appliquer la formule : $V = n.V_{mol}$

On trouve alors : $V = 8 \times \frac{17{,}25}{2} \times 24 = 1{,}65.10^3$ L $= 1{,}65$ m$^3$



© Cned – Académie en ligne

Par contre, on nous précise qu'il s'agit d'eau liquide, il ne faut surtout pas appliquer la formule précédente ! On doit donc calculer la masse d'eau :

$$m = n.M = 10 \times \frac{17,25}{2} \times 18 = 1,55.10^3 \text{ g} = 1,55 \text{ kg}$$

Et se rappeler qu'un litre d'eau a une masse de 1 kg, pour conclure que la combustion de 1 kg de butane produit 1,55 L d'eau liquide.

**Test 8** L'atome d'azote possède 7 électrons (autant que de protons) qui sont répartis : 2 sur la couche K et 5 sur la couche L ; on note cette structure : $(K)^2(L)^5$ . L'atome d'azote se trouve donc dans la cinquième colonne de la deuxième ligne de la classification périodique.

L'atome d'oxygène possède 8 électrons (autant que de protons) qui sont répartis : 2 sur la couche K et 6 sur la couche L ; on note cette structure : $(K)^2(L)^6$ . L'atome d'oxygène se trouve donc dans la sixième colonne de la deuxième ligne de la classification périodique.

L'atome de sodium Na possède 11 électrons (autant que de protons) qui sont répartis : 2 sur la couche K, 8 sur la couche L et 1 sur la couche M ; on note cette structure : $(K)^2(L)^8(M)^1$ . L'atome de sodium se trouve donc dans la première colonne de la troisième ligne de la classification périodique.

L'atome de soufre possède 16 électrons (autant que de protons) qui sont répartis : 2 sur la couche K, 8 sur la couche L et 6 sur la couche M ; on note cette structure : $(K)^2(L)^8(M)^6$ . L'atome de soufre se trouve donc dans la sixième colonne de la troisième ligne de la classification périodique, juste au-dessous de l'atome d'oxygène.

Les ions monoatomiques stables de ces quatre éléments ont la même structure électronique que l'atome de l'élément de la famille des gaz rares le plus proche soit le néon (Z=10) de structure $(K)^2(L)^8$ . Leurs formules sont $N^{3-}$, $Na^+$, $O^{2-}$.

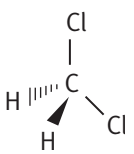
**Test 9** Structure électronique : $(K)^2(L)^4$. Il manque 4 electrons à l'atome de carbone pour obéir à la règle de l'octet.

**Test 10** Pour pouvoir ramifier une chaîne carbonée, il faut qu'elle possède au moins quatre carbones. Il n'existera donc qu'un seul alcane : $CH_3 - CH_2 - CH_3$ , le propane.

De même, il n'existera qu'un seul alcène, puisqu'il revient au même de placer la double liaison entre les carbones 1 et 2 ou 2 et 3 : $CH_2 = CH - CH_3$ , le propène. Par contre, il existerait un isomère cyclique : le cyclopropane.

De même, il n'existera qu'un seul alcyne, puisqu'il revient au même de placer la triple liaison entre les carbones 1 et 2 ou 2 et 3 : $CH \equiv C - CH_3$.

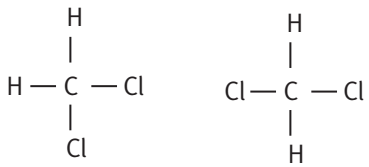
**Test 11** La formule de Cram du dichlorométhane s'obtient en substituant deux hydrogènes par deux atomes de chlore. On peut s'apercevoir (c'est plus facile lorsqu'on fabrique le modèle moléculaire) que, quels que soient les atomes d'hydrogène que l'on substitue, on retrouve toujours la même molécule.






© Cned – Académie en ligne

Ce ne serait pas le cas si le méthane était une molécule plane puisqu'il y aurait deux dichlorométhanes :



Ces deux molécules ne sont pas superposables et sont donc bien des isomères.

L'existence d'un seul isomère du dichlorométhane a été une des raisons invoquées par les chimistes Le Bel et Van t'Hoff pour justifier la structure tétraédrique du carbone quand il ne s'unit que par des simples liaisons.

# Chapitre 2 – Cinétique chimique

## Corrigés des activités

### Activité 1

❶ On écrit la demi-équation qui correspond au couple $Fe^{3+}$ / $Fe^{2+}$ :

$$Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^{-}$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $MnO_4^-$ / $Mn^{2+}$ :

$$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- = Mn^{2+} + 4\ H_2O$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 5 et la seconde par 1 :

$$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ Fe^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O + 5\ Fe^{3+}$$

Cette réaction se déroule en solution aqueuse acide, donc :

$$MnO_4^- + 8\ H_3O^+ + 5\ Fe^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + 12\ H_2O + 5\ Fe^{3+}$$

❷ On écrit la demi-équation qui correspond au couple $CO_2$ / $H_2C_2O_4$ :

$$H_2C_2O_4 = 2\ CO_2 + 2\ H^+ + 2\ e^-$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $MnO_4^-$ / $Mn^{2+}$ :

$$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- = Mn^{2+} + 4\ H_2O$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 5 et la seconde par 2 :

$$5\ H_2C_2O_4 + 2\ MnO_4^- + 6\ H^+ \rightarrow 10\ CO_2 + 2\ Mn^{2+} + 8\ H_2O$$

Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :

$$5\ H_2C_2O_4 + 2\ MnO_4^- + 6\ H_3O^+ \rightarrow 10\ CO_2 + 2\ Mn^{2+} + 14\ H_2O$$



© Cned – Académie en ligne

❸ On écrit la demi-équation qui correspond au couple $O_2 / H_2O$ :

$$2\,H_2O = O_2 + 4\,H^+ + 4\,e^-$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $MnO_4^- / MnO_2$ :

$$MnO_4^- + 4\,H^+ + 3e^- = MnO_2 + 2\,H_2O$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 3 et la seconde par 4 :

$$4\,MnO_4^- + 4\,H^+ \rightarrow 3\,O_2 + 4\,MnO_2 + 2\,H_2O$$

Cette réaction se déroule en milieu basique, donc :

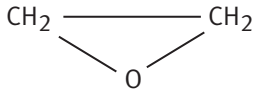
$$4\,MnO_4^- + 2\,H_2O \rightarrow 3\,O_2 + 4\,MnO_2 + 4\,HO^-$$

❹ Ces trois réactions sont des réactions d'oxydoréduction qui mettent toutes en jeu des ions permanganate.

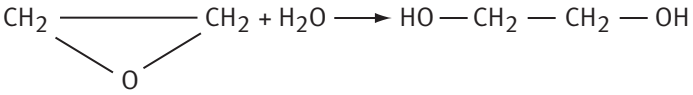
Dans le premier exemple, la réaction est instantanée ; dans le deuxième, elle met un certain temps pour se faire et dans le dernier, on ne constate la formation du produit qu'au bout d'un temps très long. **Nous dirons que ce qui les différencie est leur durée.**

Les trois réactions se produisent à la température ambiante ; il serait intéressant de voir, quand on chauffe le milieu réactionnel, si, par exemple, la réaction du permanganate sur l'acide oxalique ne devient pas une réaction instantanée ou si le dépôt de dioxyde de manganèse n'apparaît pas beaucoup plus rapidement.

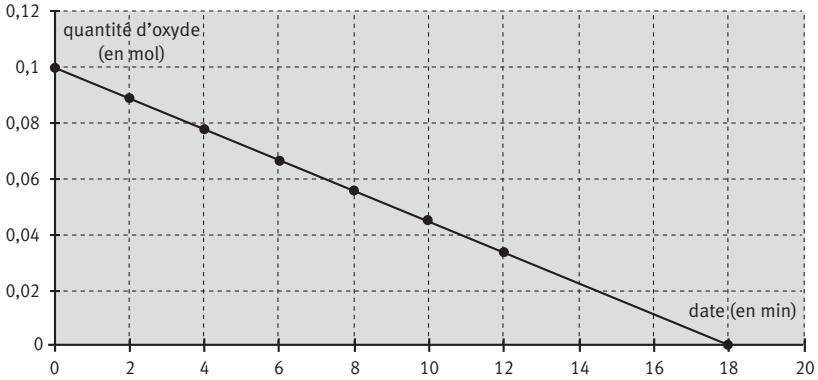
## Activité 2

L'oxyde d'éthylène a pour formule : 

Il réagit sur l'eau pour donner l'éthylène glycol qui se nomme aussi éthane-1,2-diol : $HO - CH_2 - CH_2 - OH$ .



Pour savoir au bout de combien de temps cette réaction sera terminée, il faut tracer la courbe qui donne la quantité de dioxyde d'éthylène en fonction de la date.






© Cned – Académie en ligne

On lit sur la courbe que la réaction sera terminée au bout de 18 minutes et 10 secondes.

## Activité 3

❶ On écrit la demi-équation qui correspond au couple $S_2O_3^{2-}$ / S :

$$S_2O_3^{2-} + 6\,H^+ + 4\,e^- = 2\,S + 3\,H_2O$$

Dans cette demi-équation, l'ion thiosulfate (qui est du côté des électrons) est l'oxydant et le soufre, le réducteur.

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $SO_2$ / $S_2O_3^{2-}$ :

$$S_2O_3^{2-} + H_2O = 2\,SO_2 + 2\,H^+ + 4\,e^-$$

Dans cette demi-équation, l'ion thiosulfate (qui n'est pas du côté des électrons) est le réducteur et le dioxyde de soufre, l'oxydant.

❷ En milieu très acide, l'ion thiosulfate peut réagir sur lui-même puisqu'il est à la fois oxydant et réducteur :

$$2\,S_2O_3^{2-} + 4\,H^+ \rightarrow 2\,S + 2\,SO_2 + 2\,H_2O$$

On peut alors tout diviser par 2 et tenir compte que la réaction se déroule en milieu acide :

$$S_2O_3^{2-} + 2\,H_3O^+ \rightarrow S + SO_2 + 3\,H_2O$$

## Activité 4

❶ Pour remplir la ligne du tableau qui correspond à la concentration initiale en ions thiosulfate, il faut tenir compte de la dilution et faire le calcul :

$$[S_2O_3^{2-}]_0 = \frac{0{,}100 \times v_{sol}}{65} \quad \text{avec } v_{sol} \text{ en mL}$$

Pour remplir la ligne du tableau qui correspond à la concentration initiale en ions oxonium, il faut tenir compte de la dilution et faire le calcul :

$$[H_3O^+]_0 = \frac{1{,}00 \times v_{sol}}{65} \quad \text{avec } v_{sol} = 5 \text{ mL}$$

En effet, l'acide chlorhydrique est un acide fort qui se dissocie totalement en ions oxonium suivant :

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

| Volume de thiosulfate (en mL) | 60 | 50 | 40 | 35 | 30 |
|---|---|---|---|---|---|
| Volume d'eau (en mL) | 0 | 10 | 20 | 25 | 30 |
| Volume d'acide chlorhydrique (en mL) | 5 | 5 | 5 | 5 | 5 |
| $[S_2O_3^{2-}]_0$ ( en $mol.L^{-1}$) | $9{,}23.10^{-2}$ | $7{,}69.10^{-2}$ | $6{,}15.10^{-2}$ | $5{,}38.10^{-2}$ | $4{,}61.10^{-2}$ |
| $[H_3O^+]_0$ ( en $mol.L^{-1}$) | $7{,}69.10^{-2}$ | $7{,}69.10^{-2}$ | $7{,}69.10^{-2}$ | $7{,}69.10^{-2}$ | $7{,}69.10^{-2}$ |
| t (en s) | 50 | 60 | 75 | 90 | 100 |



© Cned – Académie en ligne

Si l'on travaillait dans les conditions stœchiométriques, il faudrait deux fois moins d'ions thiosulfate que d'ions oxonium, c'est-à-dire :

$$\frac{1}{2} \times 1{,}00 \times 5.10^{-3} = 2{,}5.10^{-3} \text{ mol}$$

Comme la concentration des ions thiosulfate est de 0,100 mol.L$^{-1}$, cela représente un volume de solution égal à : $V_{min} = \dfrac{2{,}5.10^{-3}}{0{,}100} = 25.10^{-3}$ L = 25 mL

❷ Dans toutes les expériences, le volume de la solution de thiosulfate est supérieur à 25 mL ; c'est donc l'ion oxonium qui est toujours le réactif limitant et comme il se forme deux fois moins de soufre qu'il y a d'ions oxonium au départ, on en déduit qu'il se forme : $n_S = \dfrac{1}{2} \times 1{,}00 \times 5.10^{-3} = 2{,}5.10^{-3}$ mol soit environ 80 mg, à la fin de chaque expérience.

❸ Pour une même concentration initiale en ions oxonium, plus on diminue la concentration des ions thiosulfate et plus l'intervalle de temps t augmente.

On peut donc en conclure que si l'on diminue la concentration initiale en ions thiosulfate, en maintenant celle des ions oxonium constante, la durée de la réaction sera plus longue.

## Activité 5

❶ Pour remplir la ligne du tableau qui correspond à la concentration initiale en ions thiosulfate, il faut tenir compte de la dilution et faire le calcul :

$$[S_2O_3^{2-}]_0 = \frac{0{,}100 \times v_{sol}}{65} \quad \text{avec } v_{sol} = 25 \text{ mL}$$

Pour remplir la ligne du tableau qui correspond à la concentration initiale en ions oxonium, il faut tenir compte de la dilution et faire le calcul :

$$[H_3O^+]_0 = \frac{1{,}00 \times v_{sol}}{65} \quad \text{avec } v_{sol} \text{ en mL}$$

En effet, l'acide chlorhydrique est un acide qui se dissocie totalement en ions oxonium suivant :

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

| Volume de thiosulfate (en mL) | 25 | 25 | 25 | 25 | 25 |
|---|---|---|---|---|---|
| Volume d'eau (en mL) | 30 | 25 | 20 | 10 | 0 |
| Volume d'acide chlorhydrique (en mL) | 10 | 15 | 20 | 30 | 40 |
| $[S_2O_3^{2-}]_0$ ( en mol.L$^{-1}$) | $3{,}85.10^{-2}$ | $3{,}85.10^{-2}$ | $3{,}85.10^{-2}$ | $3{,}85.10^{-2}$ | $3{,}85.10^{-2}$ |
| $[H_3O^+]_0$ ( en mol.L$^{-1}$) | $1{,}54.10^{-1}$ | $2{,}31.10^{-1}$ | $3{,}08.10^{-1}$ | $4{,}62.10^{-1}$ | $6{,}15.10^{-1}$ |
| t (en s) | 120 | 105 | 90 | 80 | 70 |



© Cned – Académie en ligne

Si l'on travaillait dans les conditions stœchiométriques, il faudrait deux fois plus d'ions oxonium que d'ions thiosulfate, c'est-à-dire :

$$2 \times 0{,}100 \times 25.10^{-3} = 5.10^{-3} \text{ mol}$$

Comme la concentration des ions oxonium est de 1,00 $\text{mol.L}^{-1}$, cela représente un volume de solution égal à : $V_{min} = \dfrac{5.10^{-3}}{1{,}00} = 5.10^{-3}$ L = 5 mL

❷ Dans toutes les expériences, le volume de la solution d'acide chlorhydrique est supérieur à 5 mL ; c'est donc l'ion thiosulfate qui est toujours le réactif limitant et comme il se forme autant de soufre qu'il y a d'ions thiosulfate au départ, on en déduit qu'il se forme : $n_S = 1 \times 0{,}100 \times 25.10^{-3} = 2{,}5.10^{-3}$ mol soit environ 80 mg, à la fin de chaque expérience.

❸ Pour une même concentration initiale en ions thiosulfate, plus on augmente la concentration des ions oxonium et plus l'intervalle de temps t diminue.

On peut donc en conclure que si l'on augmente la concentration initiale en ions oxonium, en maintenant celle des ions thiosulfate constante, la durée de la réaction sera plus courte.

Dans ces deux dernières activités ainsi que pour les suivantes, nous adoptons une démarche scientifique qui consiste à modifier un paramètre de l'expérience en maintenant les autres constants.

## Activité 6

L'équation de la réaction de l'eau sur le 2-chloro-2-méthylpropane s'écrira :

$$CH_3 - (CH_3)\,C\,(Cl) - CH_3 + 2\,H_2O \rightarrow CH_3 - (CH_3)\,C\,(OH) - CH_3 + H_3O^+ + Cl^-$$

## Activité 7

On sait que pour une concentration C = 0,010 $\text{mol.L}^{-1}$, la conductance de la solution G = 61,2 mS.

On en déduit que : $K = \dfrac{C}{G} = \dfrac{0{,}010}{61{,}2} = 1{,}63.10^{-4}$ $\text{mol.L}^{-1}\text{.mS}^{-1}$

## Activité 8

Dans 100 mL de la solution ainsi préparée, il y a $n_0$ moles de 2-chloro-2-méthylpropane :

$$n_0 = \frac{m}{M} = \frac{\rho \,.\, v}{M} = \frac{0{,}85 \times 5}{92{,}5} = 4{,}6.10^{-2} \text{ mol}$$

On en déduit que dans 5 mL, il y en a 20 fois moins : $n = \dfrac{4{,}6.10^{-2}}{20} = 2{,}3.10^{-3}$ mol

## Activité 9

❶ Pour connaître la concentration en acide chlorhydrique, il suffit d'appliquer la formule C = K.G en prenant la valeur de K trouvée à l'activité 7 : $K = 1{,}63.10^{-4}$ $\text{mol.L}^{-1}\text{.mS}^{-1}$

| **Temps (en s)** | 0 | 30 | 60 | 90 | 120 | 150 | 180 | 240 | 300 | 360 | 420 | 480 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| **Conductance (en mS)** | 0 | 15,7 | 30,7 | 45,4 | 55,2 | 61,2 | 65,0 | 66,9 | 67,8 | 68,1 | 68,1 | 68,1 |
| **C ($10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ ou mmol.L$^{-1}$)** | 0 | 2,56 | 5,00 | 7,40 | 9,00 | 9,98 | 10,6 | 10,9 | 11,1 | 11,1 | 11,1 | 11,1 |



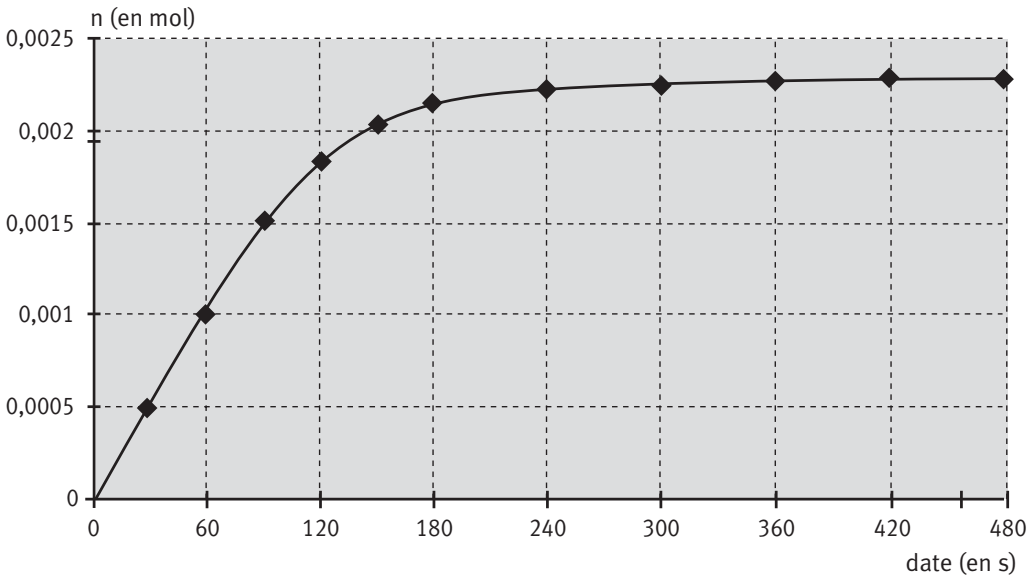
© Cned – Académie en ligne

| | 2-chloro-2-méthylpropane | Eau | 2-méthylpropan-2-ol | Acide chlorhydrique |
|---|---|---|---|---|
| État initial | $2{,}3.10^{-3}$ mol | excès | 0 | 0 |
| t quelconque | $2{,}3.10^{-3} - x$ | excès | x | x |
| État final pour une réaction totale | 0 | excès | $X_{max} = 2{,}3.10^{-3}$ mol | $X_{max} = 2{,}3.10^{-3}$ mol |

❷ Quand il se forme une mole d'acide chlorhydrique, il se forme aussi une mole d'alcool tertiaire. On peut donc écrire que :
$n_{[R\text{-}OH]} = n_{[acide]} = C \,.\, V_{sol}$ avec $V_{sol} = (200 + 5) = 205$ mL $= 0{,}205$ L .

❸ On peut alors dresser le tableau de résultats puis tracer la courbe $n_{[R\_OH]} = f(t)$ :

| Temps (en s) | 0 | 30 | 60 | 90 | 120 | 150 | 180 | 240 | 300 | 360 | 420 | 480 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| $n_{[R-OH]}$ ($10^{-3}$ mol ou mmol) | 0 | 0,525 | 1,02 | 1,52 | 1,84 | 2,04 | 2,17 | 2,23 | 2,26 | 2,28 | 2,28 | 2,28 |




❹ Théoriquement, on devrait obtenir autant de moles d'alcool tertiaire qu'on en avait introduits de 2-chloro-2-méthylpropane, au départ soit : $n = x_{max} = 2{,}30.10^{-3}$ mol. En fait, on s'aperçoit que le résultat obtenu est légèrement inférieur puisque les dernières valeurs sont toutes égales à $n' = 2{,}28.10^{-3}$ mol. Il est toutefois légitime de considérer que les résultats expérimentaux sont parfaitement corrects puisque l'écart entre les deux valeurs de n est inférieur à 1 %. Dans ces conditions, on peut estimer que la durée de la réaction se situe entre 300 et 360 s soit 330 s, car il n'est pas possible d'avoir une plus grande précision.



© Cned – Académie en ligne

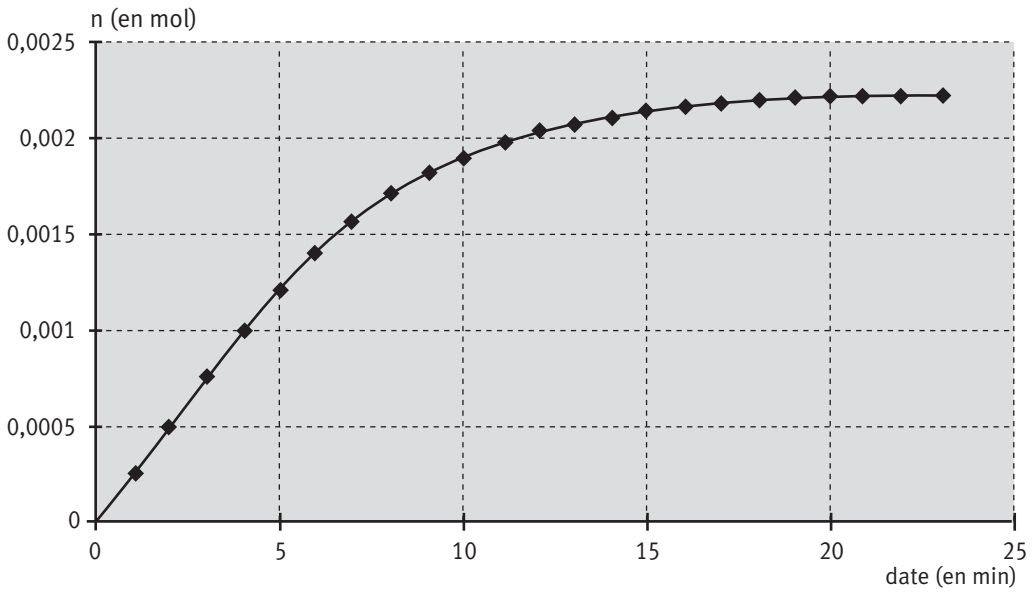
## Activité 10

❶ On refait le même raisonnement que précédemment et on utilise la même valeur de K pour compléter le tableau :

| **Temps (en min)** | 0 | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| **Conductance (en mS)** | 0 | 8,3 | 15,3 | 22,7 | 29,4 | 35,9 | 41,7 | 46,9 |
| $n_{[R–OH]}$ **(en mol)** | 0 | $2,77.10^{-4}$ | $5,11.10^{-4}$ | $7,58.10^{-4}$ | $9,82.10^{-4}$ | $1,20.10^{-3}$ | $1,39.10^{-3}$ | $1,57.10^{-3}$ |
| **Temps (en min)** | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 |
| **Conductance (en mS)** | 51,8 | 55,2 | 58,0 | 60,1 | 61,3 | 62,3 | 63,2 | 64,1 |
| $n_{[R–OH]}$ **(en mol)** | $1,73.10^{-3}$ | $1,84.10^{-3}$ | $1,94.10^{-3}$ | $2,01.10^{-3}$ | $2,05.10^{-3}$ | $2,08.10^{-3}$ | $2,11.10^{-3}$ | $2,14.10^{-3}$ |
| **Temps (en min)** | 16 | 17 | 18 | 19 | 20 | 21 | 22 | 23 |
| **Conductance (en mS)** | 64,7 | 65,3 | 66,0 | 66,3 | 66,6 | 66,9 | 66,9 | 66,9 |
| $n_{[R–OH]}$ **(en mol)** | $2,16.10^{-3}$ | $2,18.10^{-3}$ | $2,20.10^{-3}$ | $2,22.10^{-3}$ | $2,23.10^{-3}$ | $2,24.10^{-3}$ | $2,24.10^{-3}$ | $2,24.10^{-3}$ |

On peut de nouveau tracer la courbe $n_{[R\_OH]} = f(t)$.

❷






© Cned – Académie en ligne

❸ La principale critique que l'on doit faire sur le mode expérimental est que l'on ne réalise pas la réaction à température constante. Si la température exerce une influence sur la durée de la réaction, elle n'aura pas le même impact tout au long de la manipulation, puisque le milieu réactionnel va se réchauffer.

La deuxième critique porte sur la valeur de la constante K : il aurait fallu déterminer sa valeur à la température où l'on recommençait l'expérience.

❹ On peut estimer à environ 21 minutes la durée de cette deuxième réaction. Ce résultat est évidemment bien supérieur à celui de la durée de la première (c'est-à-dire entre 5 et 6 minutes). Nous avons signalé que la température du milieu réactionnel avait augmenté au cours de la manipulation (équilibre thermique exige !) ; on peut donc logiquement penser que si la température était restée constante, la durée de l'expérience en aurait été augmentée. On peut donc en conclure que lorsqu'on diminue la température du milieu réactionnel, la durée de la réaction augmente.

## Activité 11

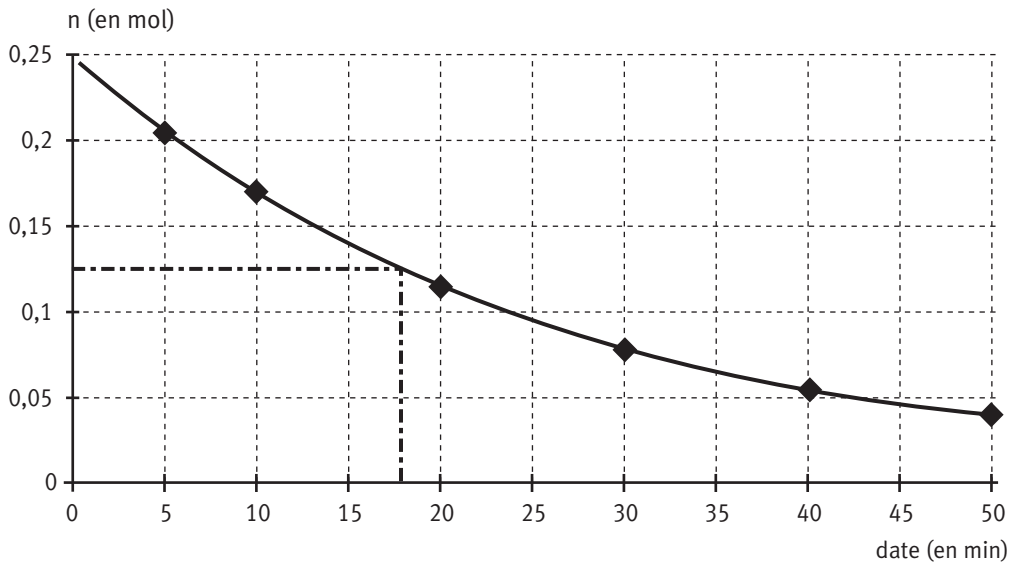
L'équation de la réaction qui transforme le pentaoxyde de diazote en dioxyde d'azote et dioxygène s'écrit :

$$2\ N_2O_5 \ \rightarrow\ 4\ NO_2 + O_2$$

Comme, au départ, il y a 0,25 mol de pentaoxyde d'azote, il n'en restera que 0,125 mol au temps de demi-réaction. En effet, $0,25 - 2.X_{max} = 0$ donc $X_{max} = \dfrac{0,25}{2}$ et $X_{1/2} = \dfrac{X_{max}}{2} = \dfrac{0,25}{4}$.

On en déduit qu'à la date $t_{1/2}$, $n_{1/2} = 0,25 - 2.\dfrac{0,25}{4} = 0,125$ mol.

On lit sur la courbe que : $t_{1/2} = 18$ min






© Cned – Académie en ligne

## Activité 12

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $H_2O_2$ / $H_2O$ :

$$H_2O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^- = 2\,H_2O$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $O_2$ / $H_2O_2$ :

$$H_2O_2 = O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^-$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 1 et la seconde par 1 :

$$2\,H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\,H_2O$$

## Activité 13

La couleur du milieu réactionnel passe très rapidement de la couleur vert pâle au jaune orangé, ce qui montre que les ions fer (II) se sont transformés en ions fer (III).

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $Fe^{3+}$ / $Fe^{2+}$ :

$$Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^-$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $H_2O_2$ / $H_2O$ :

$$H_2O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^- = 2\,H_2O$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 2 et la seconde par 1 :

$$H_2O_2 + 2\,H^+ + 2\,Fe^{2+} \rightarrow 2\,H_2O + 2\,Fe^{3+}$$

Cette réaction se déroule en milieu aqueux acide, donc :

$$H_2O_2 + 2\,H_3O^+ + 2\,Fe^{2+} \rightarrow 4\,H_2O + 2\,Fe^{3+}$$

## Activité 14

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $Fe^{3+}$ / $Fe^{2+}$ :

$$Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $O_2$ / $H_2O_2$ :

$$H_2O_2 = O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^-$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 2 et la seconde par 1 :

$$H_2O_2 + 2\,Fe^{3+} \rightarrow O_2 + 2\,H^+ + 2\,Fe^{2+}$$

Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :

$$H_2O_2 + 2\,Fe^{3+} + 2\,H_2O \rightarrow O_2 + 2\,H_3O^+ + 2\,Fe^{2+}$$

On additionne les équations correspondant à cette activité et à la précédente :

$$H_2O_2 + 2\,H_3O^+ + 2\,Fe^{2+} \rightarrow 4\,H_2O + 2\,Fe^{3+}$$

$$H_2O_2 + 2\,Fe^{3+} + 2\,H_2O \rightarrow O_2 + 2\,H_3O^+ + 2\,Fe^{2+}$$

Et l'on retrouve : $2\,H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\,H_2O$, c'est-à-dire l'équation qui se produit lorsqu'on n'utilise pas de catalyseur.



© Cned – Académie en ligne

## Activité 15

❶ Un litre d'eau oxygénée à 110 volumes peut libérer 110 L de dioxygène dans des conditions où le volume molaire vaut 22,4 L, soit un nombre de moles :

$$n_0 = \frac{V}{V_{mol}} = \frac{110}{22,4} = 4,91 \text{ mol}$$

Dans ces conditions, 2 mL d'eau oxygénée peuvent libérer :

$$n = 2.10^{-3}.\, n_0 = 2.10^{-3} \times 4,91 = 9,82.10^{-3} \text{ mol}$$

❷ Si le volume d'une mole est égal à 24 L, on en déduit qu'on peut recueillir :

$$V_{max} = n.V_{mol} = 9,82.10^{-3} \times 24 = 0,236 \text{ L} = 236 \text{ mL}$$

En fait, l'eau oxygénée, lorsqu'elle est très concentrée, a tendance à se dismuter toujours un peu ; on peut donc penser que celle utilisée n'était plus tout à fait à 110 volumes puisque le volume de dioxygène obtenu finalement (220 mL) est un peu inférieur à 236 mL.

## Activité 16

| | $2\ H_2O_2$ | $2\ H_2O$ | $O_2$ |
|---|---|---|---|
| X=0 | n | - | 0 |
| X quelconque | n – 2X | - | X |
| X maximal | 0 | - | $\frac{n}{2}$ |

On en déduit que l'avancement de la réaction est égal au nombre de moles de dioxygène libéré. On calcule ce nombre de moles en appliquant la formule : $n = \frac{v}{24\,000}$ en conservant v en mL .

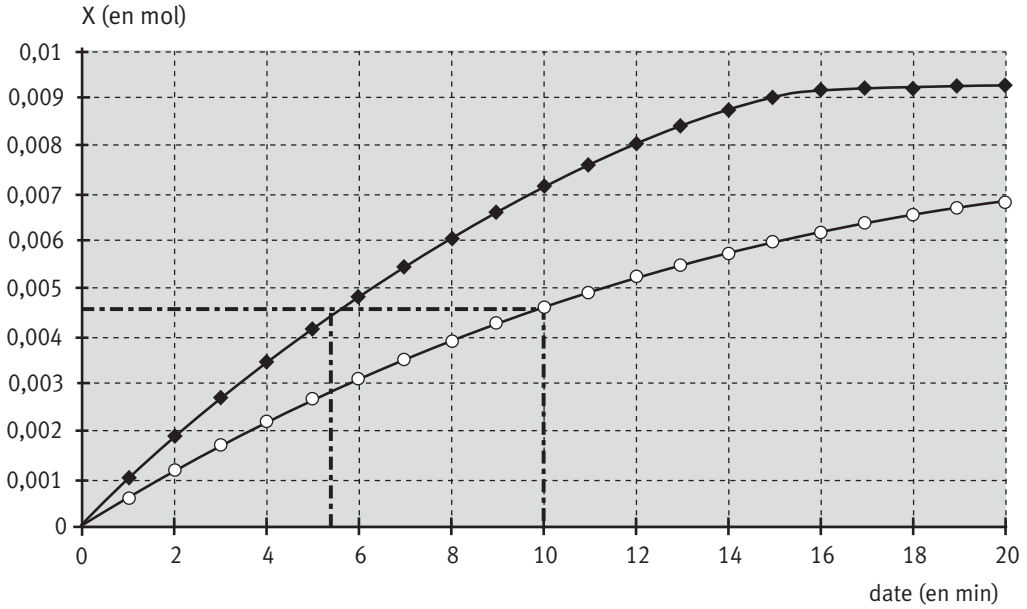
| Date (en min) | Volume de dioxygène (en mL) Expérience 1 | Nombre de moles de dioxygène Expérience 1 | Volume de dioxygène (en mL) Expérience 2 | Nombre de moles de dioxygène Expérience 2 |
|---|---|---|---|---|
| 0 | 0 | 0 | 0 | 0 |
| 1 | 15 | $6,25.10^{-4}$ | 24 | $1,00.10^{-3}$ |
| 2 | 29 | $1,21.10^{-3}$ | 46 | $1,92.10^{-3}$ |
| 3 | 42 | $1,75.10^{-3}$ | 66 | $2,75.10^{-3}$ |
| 4 | 54 | $2,25.10^{-3}$ | 84 | $3,50.10^{-3}$ |
| 5 | 65 | $2,71.10^{-3}$ | 101 | $4,21.10^{-3}$ |
| 6 | 75 | $3,13.10^{-3}$ | 117 | $4,88.10^{-3}$ |
| 7 | 84,5 | $3,52.10^{-3}$ | 132 | $5,50.10^{-3}$ |
| 8 | 93,5 | $3,90.10^{-3}$ | 146 | $6,08.10^{-3}$ |
| 9 | 102 | $4,25.10^{-3}$ | 159 | $6,63.10^{-3}$ |



© Cned – Académie en ligne

| Date (en min) | Volume de dioxygène (en mL) Expérience 1 | Nombre de moles de dioxygène Expérience 1 | Volume de dioxygène (en mL) Expérience 2 | Nombre de moles de dioxygène Expérience 2 |
|---|---|---|---|---|
| 10 | 110 | $4{,}58.10^{-3}$ | 171 | $7{,}13.10^{-3}$ |
| 11 | 117,5 | $4{,}90.10^{-3}$ | 182 | $7{,}58.10^{-3}$ |
| 12 | 124,5 | $5{,}19.10^{-3}$ | 192 | $8{,}00.10^{-3}$ |
| 13 | 131 | $5{,}46.10^{-3}$ | 201 | $8{,}38.10^{-3}$ |
| 14 | 137 | $5{,}71.10^{-3}$ | 209 | $8{,}71.10^{-3}$ |
| 15 | 142.5 | $5{,}94.10^{-3}$ | 216 | $9{,}00.10^{-3}$ |
| 16 | 147,5 | $6{,}15.10^{-3}$ | 220 | $9{,}17.10^{-3}$ |
| 17 | 152 | $6{,}33.10^{-3}$ | 220 | $9{,}17.10^{-3}$ |
| 18 | 156 | $6{,}50.10^{-3}$ | 220 | $9{,}17.10^{-3}$ |
| 19 | 159,5 | $6{,}65.10^{-3}$ | 220 | $9{,}17.10^{-3}$ |
| 20 | 162,5 | $6{,}77.10^{-3}$ | 220 | $9{,}17.10^{-3}$ |

On peut alors tracer les deux courbes X = f(t) sur un même graphique :




Pour le temps de demi-réaction, X vaut la moitié de sa valeur maximale soit environ $4{,}6.10^{-3}$ mol ; on reporte cette valeur sur le graphique et l'on connaît ainsi



© Cned – Académie en ligne

le temps de demi-réaction pour les deux expériences :

– pour l'expérience 1 : $t_{1/2}$ = 10 minutes,
– pour l'expérience 2 : $t_{1/2}$ = 5 minutes 30 secondes.

**Activité 17**

Pour produire de l'éthanol pur à partir de céréales, il faut dans un premier temps réaliser l'hydrolyse de l'amidon, qui est un sucre complexe, pour former du glucose (sucre simple). Cette hydrolyse peut s'effectuer à l'aide d'acides (catalyse homogène) ou d'enzymes (catalyse enzymatique).

La solution de glucose obtenue est ensuite transformée en solution alcoolique par des levures comme pour la production des boissons alcooliques (réaction biochimique). Les solutions obtenues sont diluées car les levures ne peuvent survivre dans un milieu trop concentré en alcool.

Pour obtenir de l'éthanol pur, il est nécessaire de procéder à la distillation de la solution alcoolique. Cette opération est compliquée car l'affinité de l'eau et de l'éthanol ne permet pas d'obtenir de l'éthanol d'une pureté supérieure à 95 % par distillation simple ou fractionnée. L'utilisation de desséchant ou l'ajout d'une troisième espèce chimique lors de la distillation permet d'obtenir de l'éthanol pur. Cet éthanol, appelé bioéthanol, est utilisé comme carburant ou comme additif dans l'essence.

L'inconvénient de cette filière de production est de partir de matière première agricole destinée à l'alimentation. Une voie de recherche prometteuse réside dans l'utilisation des déchets agricoles contenant de la cellulose pour fabriquer du glucose puis du bioéthanol en remplaçant la première étape du procédé précédent par une hydrolyse enzymatique de la cellulose (catalyse enzymatique).

## Corrigé des exercices d'apprentissage

**Exercice 1**

**Durée d'une réaction**

❶ On écrit la demi-équation qui correspond au couple $I_2 / I^-$ :

$$2\,I^- = I_2 + 2\,e^-$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $H_2O_2 / H_2O$ :

$$H_2O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^- = 2\,H_2O$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 1 et la seconde par 1 :

$$H_2O_2 + 2\,H^+ + 2\,I^- \rightarrow 2\,H_2O + I_2$$

Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :

$$H_2O_2 + 2\,H_3O^+ + 2\,I^- \rightarrow 4\,H_2O + I_2$$

❷ Avant de dresser le tableau d'avancement, il faut calculer les nombres de moles initiaux d'eau oxygénée et d'ions iodure. On ne s'intéresse ni aux ions hydronium (car ils ne sont là que pour acidifier le milieu réactionnel), ni à l'eau (car la réaction se déroule en solution aqueuse).



© Cned – Académie en ligne

Pour l'eau oxygénée : $n_0 = 4.10^{-3} \times 0{,}100 = 4{,}00.10^{-4}$ mol

Pour les ions iodure : $n_0 = 20.10^{-3} \times 0{,}100 = 2{,}00.10^{-3}$ mol

On dresse le tableau d'avancement de cette réaction :

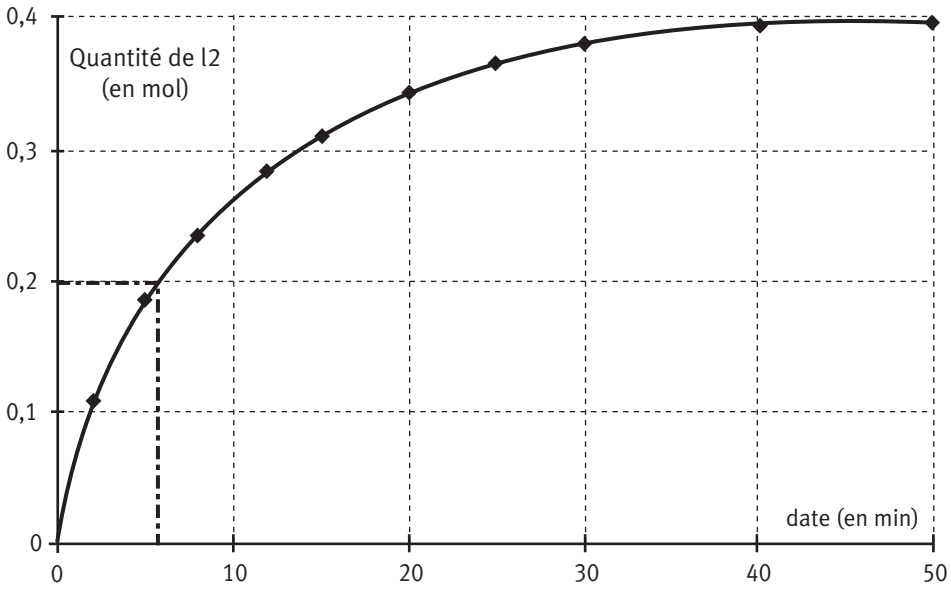
| Avancement | $H_2O_2$ | $2\ I^-$ | $I_2$ |
|---|---|---|---|
| X = 0 | $4.10^{-4}$ mol | $2.10^{-3}$ mol | 0 |
| X quelconque | $4.10^{-4} - X$ | $2.10^{-3} - 2X$ | X |
| X maximal | 0 | $1{,}2.10^{-3}$ mol | $4.10^{-4}$ mol |

❸ À la date t = 0, le volume du mélange initial est égal à :
V = (16 + 20 + 20 + 4) = 60 mL. On obtient le nombre de moles de diiode en appliquant la formule : n = C.V (avec V en L).

| **Date (en min)** | 0 | 2 | 5 | 8 | 12 | 15 | 20 | 25 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| **Concentration en diiode (en $mmol.L^{-1}$)** | 0 | 1,8 | 3,1 | 3 ,9 | 4,7 | 5,1 | 5,7 | 6,1 |
| **n de $I_2$ (en mol)** | 0 | $1{,}08.10^{-4}$ | $1{,}86.10^{-4}$ | $2{,}34.10^{-4}$ | $2{,}82.10^{-4}$ | $3{,}06.10^{-4}$ | $3{,}42.10^{-4}$ | $3{,}66.10^{-4}$ |
| **Date (en min)** | | 30 | 40 | 50 | | | | |
| **Concentration en diiode (en $mmol.L^{-1}$)** | | 6,4 | 6,6 | 6,6 | | | | |
| **n de $I_2$ (en mol)** | | $3{,}84.10^{-4}$ | $3{,}96.10^{-4}$ | $3{,}96.10^{-4}$ | | | | |



© Cned – Académie en ligne




❹ Au bout de 40 minutes, la quantité de diiode ne varie plus et, à 1% près, la valeur de cette quantité est égale à X maximal puisqu'on obtient $3{,}96.10^{-4}$ mol expérimentalement et $4{,}00.10^{-4}$ mol par le calcul. On peut donc bien conclure que la durée de la réaction est de 40 min.

❺ À la date $t_{1/2}$, l'avancement sera égal à la moitié de X maximal c'est-à-dire $2{,}00.10^{-4}$ mol. On peut lire sur la courbe ci-dessus que le temps de demi-réaction est d'environ 6 minutes.

## Exercice 2 Cuisine et haute montagne

❶ On peut calculer la pression $p(0)$, en appliquant la relation :

$\log p = 10{,}957 - \dfrac{2220}{T_e}$ et l'on trouve :

$\log p(0) = 10{,}957 - \dfrac{2220}{373} = 5{,}005$, ce qui nous permet de calculer :

$p(0) = 10^{5{,}005} = 1{,}012.10^5$ Pa.

On peut maintenant calculer la pression au sommet du mont Blanc :

$\log[\dfrac{p(h)}{p(0)}] = 5{,}26 . \log (1 - 2{,}26.10^{-2}. h)$

$\log[\dfrac{p(h)}{p(0)}] = 5{,}26 . \log (1 - 2{,}26.10^{-2} \times 4{,}810) = -0{,}263$

On en déduit que : $p(h) = p(0).10^{-0{,}263} = 1{,}012.10^5 \times 0{,}546 = 5{,}524.10^4$ Pa.

On peut alors calculer la température de l'eau pour cette pression :

$\dfrac{2220}{T_e} = 10{,}957 - \log p(h) = 10{,}957 - \log(5{,}524.10^4) = 6{,}215$ soit

$$T_e(h) = \frac{2220}{6{,}215} = 357 \text{ K} = 84 \text{ °C}$$



© Cned – Académie en ligne

Le temps de cuisson est doublé lorsque la température d'ébullition de l'eau diminue de 10 °C. Au sommet du mont Blanc, l'eau bout à 84 °C, soit 16 °C en dessous de 100 °C.

Il faut comprendre que lorsque l'eau bout à 90 °C, le temps de cuisson est doublé et qu'à 80 °C le temps de cuisson est quadruplé. Il faut donc multiplier le temps de cuisson par $2^n$, avec $n = \frac{16}{10}$ dans ce cas, puisque l'eau bout 16 °C, en dessous de 100 °C.

On trouve alors pour le temps de cuisson d'un œuf dur au sommet du mont Blanc :

$$t = 10 \times 2^{1,6} \approx 30 \text{ minutes}$$

❷ On recommence les mêmes calculs pour trouver la température d'ébullition de l'eau au sommet de l'Everest :

On peut maintenant calculer la pression au sommet de l'Everest :

$$\log[\frac{p(h)}{p(0)}] = 5,26 \cdot \log(1 - 2,26.10^{-2}.\, h) = 5,26 \cdot \log(1 - 2,26.10^{-2} \times 8,848) = -0,510$$

On en déduit que : $p(h) = p(0).10^{-0,510} = 1,012.10^5 \times 0,309 = 3,130.10^4$ Pa.

On peut alors calculer la température de l'eau pour cette pression :

$$\frac{2220}{T_e} = 10,957 - \log p(h) = 10,957 - \log(3,130.10^4) = 6,462 \text{ soit}$$

$$T_e(h) = \frac{2220}{6,462} = 344 \text{ K} = 71 \text{ °C}$$

Au sommet de l'Everest, la température d'ébullition de l'eau diminue de 29 °C. On en déduit le temps de cuisson des pâtes : $t = 15 \times 2^{2,9} \approx 112$ minutes.

❸ Plus la température de l'eau que l'on fait passer sur la poudre de café est élevée, plus le café se charge d'arômes ; c'est pourquoi, dans les cafetières modernes, on fait de l'eau sous pression pour que la température de l'eau soit supérieure à 100 °C. On comprend donc que si l'on fait passer de l'eau à la température de 71 °C sur la poudre de café, elle ne se chargera pas de beaucoup d'arômes ; autrement dit, on préparera un café qui n'aura aucun goût !

## Exercice 3 Catalyse homogène

❶ L'équation de la réaction s'écrit :

$$CH_3Br + 2\ H_2O \rightarrow CH_3OH + H_3O^+ + Br^-$$

❷ Lors de la première étape, l'ion iodure réagit sur le bromométhane suivant :

$$CH_3Br + I^- \rightarrow CH_3I + Br^-$$

Lors de l'étape suivante, l'eau réagit sur l'iodométhane qui vient de se former :

$$CH_3I + 2\ H_2O \rightarrow CH_3OH + H_3O^+ + I^-$$

Quand on additionne les équations des deux étapes, on obtient, après avoir fait toutes les simplifications :

$$CH_3Br + 2\ H_2O \rightarrow CH_3OH + H_3O^+ + Br^-$$



© Cned – Académie en ligne

L'ion iodure a permis à la réaction de se faire plus rapidement, mais il n'apparaît pas dans l'équation finale : c'est donc bien le catalyseur de cette réaction.

## Exercice 4 Hydrolyse du saccharose

❶ L'équation de la réaction s'écrit :

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$$

saccharose donne glucose et lévulose

❷ Il s'agit d'une catalyse homogène de l'hydrolyse du saccharose par les ions oxonium ; or, dans ce type de catalyse, la quantité de catalyseur utilisée est le paramètre important. Plus on utilise de catalyseur, plus on diminue la durée de la réaction. Comme on nous dit qu'en utilisant deux fois plus de catalyseur, on diminue par deux la durée de la réaction, on peut en déduire qu'on n'utilise pas les ions oxonium que pour acidifier le milieu réactionnel, mais qu'on s'en sert surtout pour catalyser la réaction d'hydrolyse.

## Exercice 5 Rôle d'un pot catalytique

❶ À la sortie d'un moteur à explosion, on cherche à éliminer, en utilisant un pot catalytique, le monoxyde de carbone CO et les différents oxydes d'azote qui ont pu se former lors de la combustion du carburant. En effet, on injecte de l'air pour réaliser cette combustion et, à haute température et sous forte pression, le diazote de l'air peut réagir avec le dioxygène pour donner différents oxydes ($NO_x$).

❷ Pour éliminer le monoxyde de carbone, on l'oxyde en dioxyde de carbone. C'est le palladium (Pd) qui catalyse cette oxydation dans le pot.

Pour éliminer les différents oxydes d'azote, on les réduit pour obtenir du diazote. C'est le rhodium (Rh) qui catalyse ces réductions. On utilise aussi des oxydes de césium.

❸ Le plomb constitue un poison pour les catalyseurs contenus dans le pot. Si on avait continué à utiliser des carburants contenant du plomb tétraéthyle ($Pb[C_2H_5]_4$), les pots catalytiques auraient donc eu une « durée de vie » très courte et c'est pour cela qu'on n'ajoute plus ce type d'additif dans les essences en vente aujourd'hui.

## Exercice 6 Catalyses homogène et enzymatique

❶ La liqueur de Fehling donne un test positif avec la fonction aldéhyde puisqu'elle est capable de l'oxyder pour donner la fonction acide carboxylique.

❷ L'équation d'hydrolyse qui transforme l'amidon en maltose s'écrit :

$$2\,[C_6H_{10}O_5]_n + n\,H_2O \rightarrow n\,C_{12}H_{22}O_{11}$$

L'équation d'hydrolyse qui transforme le maltose en glucose s'écrit :

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow 2\,C_6H_{12}O_6$$



© Cned – Académie en ligne

❸ Les ions oxonium ou l'amylase joue le rôle de catalyseur. Dans le cas des ions oxonium, il s'agit d'une catalyse homogène, alors que dans le cas de l'amylase, il s'agit d'une catalyse enzymatique.

❹ **a)** On compare les tubes $T_2$ et $T_4$, dans lesquels les catalyseurs « travaillent » seuls pour voir qu'au bout de 40 minutes, les ions oxonium n'ont transformé qu'une faible partie de l'amidon en maltose et glucose puisque le test à la liqueur de Fehling donne un précipité jaunâtre (donc très faiblement positif), alors que l'amylase a transformé une partie beaucoup plus importante de l'amidon en maltose et glucose puisque le test à la liqueur de Fehling donne un précipité rouge brique. On peut en conclure que l'action catalytique de l'amylase est plus efficace que celle des ions oxonium.

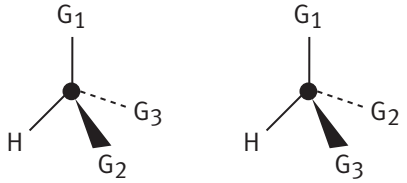
**b)** On compare les tubes $T_2$ et $T_3$, dans lesquels l'amylase « travaille » dans des conditions différentes. Au bout de 40 minutes, l'amylase qui « travaille » dans des conditions normales a transformé une partie importante de l'amidon en maltose et glucose puisque le test à la liqueur de Fehling donne un précipité rouge brique, alors que l'amylase, qui a été chauffée à 100 °C, donne un test négatif, ce qui montre qu'elle n'a plus d'effet catalytique sur l'amidon.

**c)** On compare les tubes $T_2$, $T_4$ et $T_5$ : l'amylase qui « travaille » en milieu très acide n'a transformé, au bout de 40 minutes, qu'une faible partie de l'amidon en maltose et glucose puisque le test à la liqueur de Fehling donne un précipité jaunâtre (donc très faiblement positif). En fait, le résultat est le même que si l'on n'avait pas ajouté d'amylase. On peut en conclure que l'action catalytique de l'amylase s'annule lorsqu'on l'oblige à travailler dans un milieu très acide.

# Chapitre 4 – Stéréochimie

## Activité 18

Après avoir retourné les modèles moléculaires, on s'aperçoit qu'il est impossible de superposer les quatre groupements : on peut superposer les deux « H » et les deux « G1 » mais, alors, les « G2 » et les « G3 » ne se superposent pas.



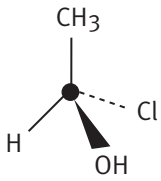

Si les modèles moléculaires de deux molécules ne sont pas superposables, il s'agit de deux molécules différentes. On ne parle plus alors d'isomères mais de stéréoisomères.

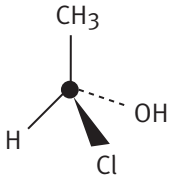
## Activité 19

Il suffit d'inverser la position de l'atome de chlore et du groupement hydroxyle (OH) pour avoir les deux formules de Cram de la formule semi-développée : $CH_3–CH(OH)Cl$.



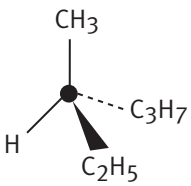
© Cned – Académie en ligne

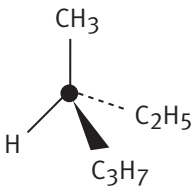



**Activité 20** Pour trouver cet alcane, il faut raisonner de la façon suivante : le premier groupement qui entoure le carbone asymétrique est un « H », le deuxième groupement est un « $CH_3$ », le troisième groupement est un « $C_2H_5$ » et le quatrième groupement est un « $C_3H_7$ ».

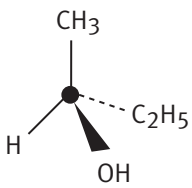
On en déduit que sa formule semi-développée s'écrit : $C_2H_5 - CH(CH_3) - C_3H_7$ et qu'il s'agit donc du 3-méthylhexane.

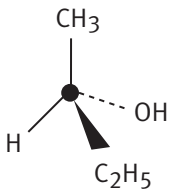


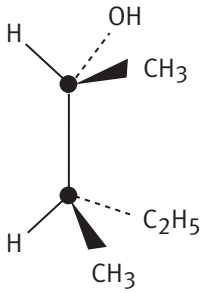

**Activité 21** Pour trouver cet alcool, il faut raisonner de la façon suivante : le premier groupement qui entoure le carbone asymétrique est un « H », le deuxième groupement est un « $CH_3$ », le troisième groupement est un « $C_2H_5$ » et le quatrième groupement est un « OH ».

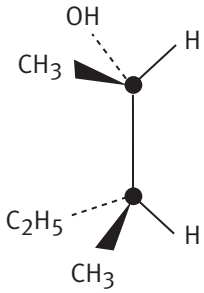
On en déduit que sa formule semi-développée s'écrit : $C_2H_5 - CH(OH) - CH_3$ et qu'il s'agit donc du butan-2-ol.




**Activité 22** Le 3-méthylpentan-2-ol a pour formule semi-développée : $CH_3$–*CH(OH)–*$CH(CH_3)$–$C_2H_5$. On a marqué d'un astérisque les deux carbones asymétriques. On a représenté ci-dessous une première paire d'énantiomères qui correspond à une molécule et à son image donnée par un miroir plan.

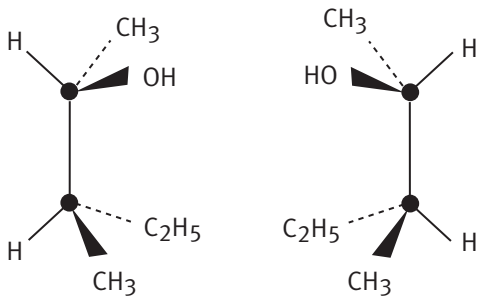





© Cned – Académie en ligne

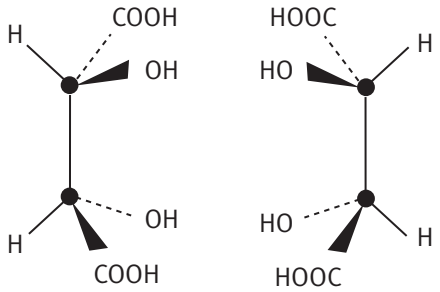
Pour avoir la seconde paire d'énantiomères, il suffit d'inverser deux groupements sur un des carbones de la molécule initiale et de construire son image :



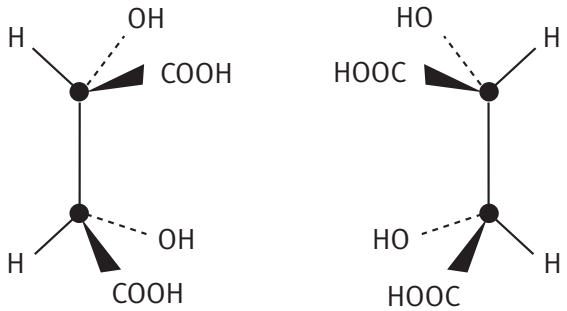

Si l'on prend une molécule de la première paire et une molécule de la deuxième paire, il est impossible de les superposer mais ils ne sont pas l'image l'un de l'autre dans un miroir : ce sont des diastéréoisomères.

## Activité 23

Considérons d'abord la première paire d'énantiomères :




Puis considérons maintenant la seconde paire d'énantiomères ; pour l'obtenir, il suffit d'inverser deux groupements sur un des carbones de la molécule initiale et de construire son image :




Dans ce cas, si l'on retourne l'image (comme on retourne un sablier), on peut s'apercevoir que, lorsqu'on superpose les « H », les groupements « OH » et « COOH » se superposent aussi. Il n'y a en fait qu'une seule molécule ! L'image est identique à la molécule originale ; bien que la molécule possède deux carbones asymétriques, elle ne possède donc pas la propriété de chiralité. Pour distinguer ce diastéréoisomère de l'acide tartrique des deux énantiomères qui possèdent la propriété de chiralité, on le nomme acide mésotartrique.



© Cned – Académie en ligne

## Activité 24

- Beaucoup de médicaments sont vendus sous forme de racémique, ce qui signifie qu'ils contiennent 50 % des deux énantiomères de la molécule qui constitue le principe actif du médicament, et qui possède un carbone asymétrique.
- Pour passer du racémique à un énantiomère (cette opération porte le nom de dédoublement ou résolution, qui est un anglicisme), il faut par une suite de réactions chimiques compliquées (voir cours) séparer les deux énantiomères qui constituaient le racémique.
- La lévofloxacine est plus efficace que l'ofloxacine qui est le racémique, car seul cet énantiomère possède des propriétés antibactériennes alors que l'autre énantiomère n'en possède pas.
- Cela ne semble pas vrai pour tous les médicaments puisque les essais cliniques ne montrent pas toujours qu'il y ait un réel avantage à utiliser l'énantiomère plutôt que le mélange racémique.
- La période du brevet d'un médicament est limitée dans le temps ; quand cette période est terminée, n'importe qui peut le fabriquer et il est vendu sous le terme de « générique ». Un laboratoire peut donc protéger ses brevets en vendant d'abord le médicament sous forme racémique puis sous forme d'énantiomère. Il multiplie ainsi par deux la durée de vie de ses brevets.

## Activité 25

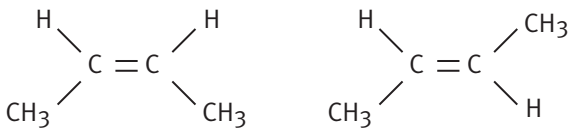
Le premier isomère est le but-1-ène : $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$ .

Il faut toujours garder à l'esprit que si l'un des carbones de la double liaison porte deux fois le même groupement, la molécule ne peut plus y avoir de diastéréoisomères Z et E. Dans ce cas, le premier carbone porte 2 « H », la molécule ne peut donc pas avoir de diastéréoisomères Z et E.

Le deuxième isomère est le but-2-ène : $CH_3 - CH = CH - CH_3$ .

Dans ce cas, aucun des deux carbones de la double liaison ne porte deux fois le même groupement ; la molécule peut donc posséder des diastéréoisomères Z et E.

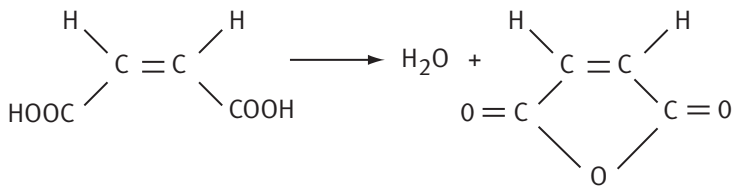
l'isomère (Z) l'isomère (E)




Le troisième isomère est le méthylpropène : $CH_2 = C(CH_3) - CH_3$ .

Dans ce cas aussi, le premier carbone porte 2 « H » ; la molécule ne peut donc pas avoir de diastéréoisomères Z et E.

## Activité 26



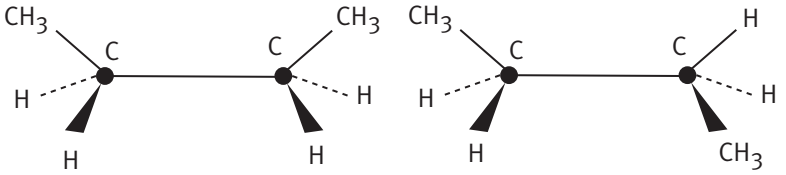



© Cned – Académie en ligne

Cette réaction est impossible avec l'isomère E car les deux groupements hydroxyle sont alors trop éloignés l'un de l'autre pour réagir ensemble.

## Activité 27

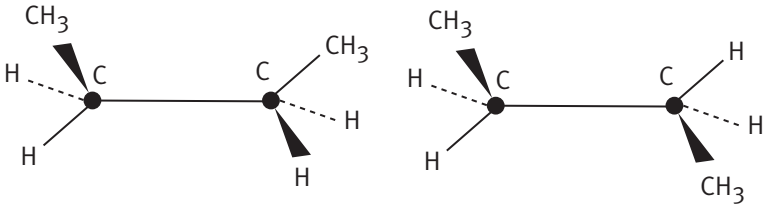
Il existe deux positions éclipsées de la molécule de butane :




***Remarque***

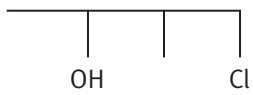
Il faut bien voir que, dans la seconde conformation, que le groupement méthyle soit à droite ou à gauche, c'est la même chose.

Il existe deux positions décalées de la molécule de butane pour lesquelles on peut faire la même remarque que précédemment :

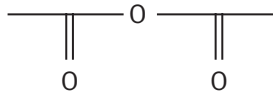



## Activité 28

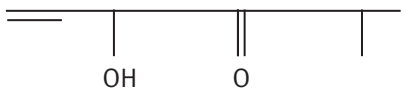
Pour la molécule qui a pour formule semi-développée
$CH_3 - CH(OH) - CH(CH_3) - CH_2 - Cl$ , la formule topologique s'écrit :



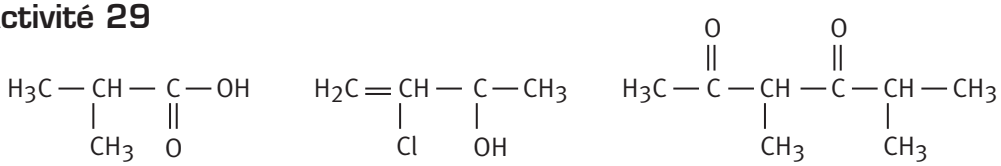

Pour la molécule qui a pour formule semi-développée $CH_3 - CO - O - CO - CH_3$ la formule topologique s'écrit :




Pour la molécule qui a pour formule semi-développée
$CH_2 = CH - CH(OH) - CO - CH(CH_3) - CH_3$ , la formule topologique s'écrit :




## Activité 29






© Cned – Académie en ligne

# Corrigé des exercices d'apprentissage

## Exercice 7 Étude de quelques composés azotés

❶ L'hydrogène possède un seul électron qui se placera sur la couche K, donc : $(K)^1$.

Le carbone possède 6 électrons ; 2 se placeront sur la couche K et les 4 autres sur la couche L, donc : $(K)^2(L)^4$.

L'azote possède 7 électrons ; 2 se placeront sur la couche K et les 5 autres sur la couche L, donc : $(K)^2(L)^5$.

❷ L'hydrogène ne peut donner qu'une liaison, le carbone peut en donner 4 et l'azote 3. On en déduit la formule développée de la molécule HCN : H – C ≡ N.

❸ On ne peut que placer l'atome de carbone et l'atome d'azote à la suite l'un de l'autre :

$$CH_3 - NH_2$$

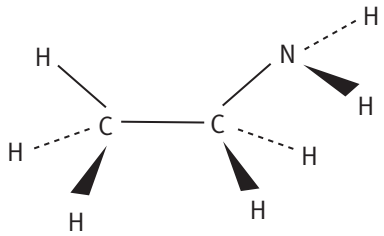
❹ Pour la première formule semi-développée, on va placer les deux carbones à la suite l'un de l'autre :

$$CH_3 - CH_2 - NH_2$$

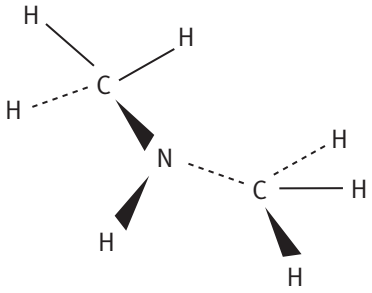
Pour la seconde formule semi-développée, on va intercaler l'atome d'azote entre les deux carbones :

$$CH_3 - NH - CH_3$$

❺ La formule de Cram pour la première molécule sera :




La formule de Cram pour la seconde molécule sera :




## Exercice 8 Couples d'énantiomères

Quand, sur un carbone asymétrique, on inverse les groupements un nombre impair de fois, on passe d'un énantiomère à l'autre. Par contre, si on inverse les groupements un nombre pair de fois, on retombe sur la même molécule.



© Cned – Académie en ligne

Le premier couple met bien en jeu un carbone asymétrique, mais, pour passer d'une représentation à l'autre, il faut inverser le « H » et le « COOH », puis le « COOH » et le « $CH_3$ », soit deux inversions (donc, un nombre pair). Il s'agit donc de la même molécule, ce qu'il est facile de vérifier quand on manipule des modèles moléculaires.

Pour le deuxième couple, il ne peut s'agir d'énantiomères puisque le carbone n'est pas asymétrique ; il n'est pas lié à quatre groupements différents puisqu'on peut remarquer qu'il y a deux fois le groupement « $CH_3$ ».

Le troisième couple met bien en jeu un carbone asymétrique. Pour passer d'une représentation à l'autre, il suffit d'inverser le « H » et le « $CH_2OH$ », soit une seule inversion (donc, un nombre impair). Il s'agit donc des deux énantiomères, ce qu'il est facile de vérifier quand on manipule des modèles moléculaires.

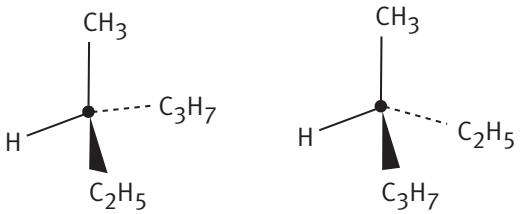
Pour le quatrième couple, il s'agit de deux molécules différentes qui n'ont même pas la même formule brute ; il ne peut donc pas s'agir de deux énantiomères.

## Exercice 9 Molécules chirales

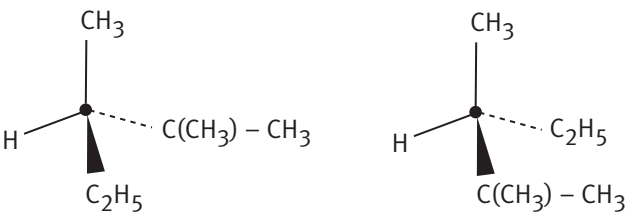
❶ On commence par un carbone qui serait lié à un « H », un « $CH_3$ », un « $C_2H_5$ » et il resterait « $C_3H_7$ ». Sa formule serait : $C_2H_5 - {}^*CH(CH_3) - C_3H_7$ et il s'agirait du 3-méthylhexane.

On ne peut alors modifier qu'une chose : le groupement « $C_3H_7$ », qu'il est possible de ramifier. On obtient ainsi une nouvelle formule : $C_2H_5 - {}^*CH(CH_3) - CH(CH_3) - CH_3$ et il s'agit du 2,3,-diméthylpentane.

❷ Pour la première paire d'énantiomères, la représentation de Cram serait la suivante :




Pour la seconde paire d'énantiomères, la représentation de Cram serait la suivante :



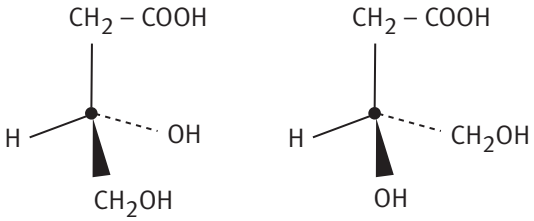

❸ La molécule qui a pour formule : $HOOC - CH_2 - CHOH - CH_2OH$ ne possède qu'un seul carbone asymétrique : le troisième qui est lié à quatre groupements différents : $HOOC - CH_2 - {}^*CHOH - CH_2OH$.



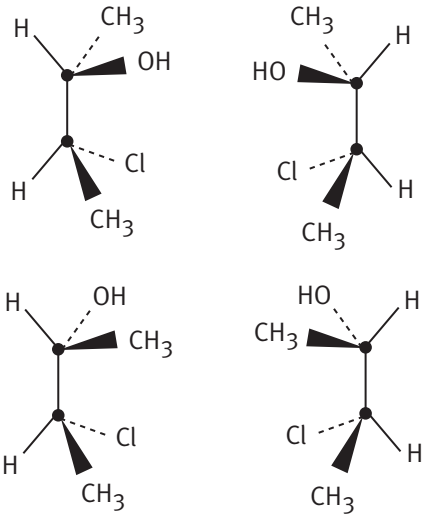
© Cned – Académie en ligne

La molécule qui a pour formule : $CH_3 - CHOH - CHCl - CH_3$ possède deux carbones asymétriques puisque les deux centraux sont liés à quatre groupements différents : $CH_3 - *CHOH - *CHCl - CH_3$

❹ Pour la première molécule qui ne possède qu'une paire d'énantiomères, la représentation de Cram serait la suivante :

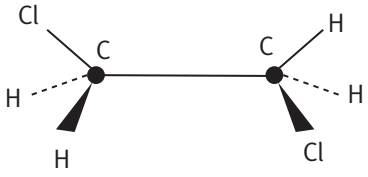



Pour la seconde molécule qui possède deux paires d'énantiomères, les représentations de Cram seraient les suivantes :




## Exercice 10 La molécule de 1,2-dichloroéthane

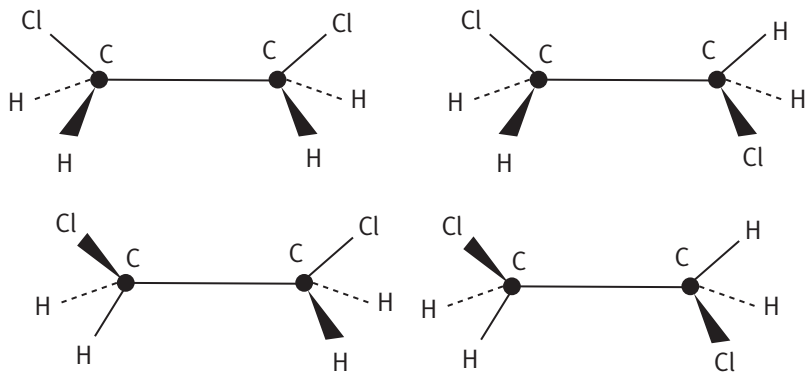
❶ La molécule de 1,2-dichloroéthane a pour formule semi-développée : $Cl - CH_2 - CH_2 - Cl$ et pour représentation de Cram :



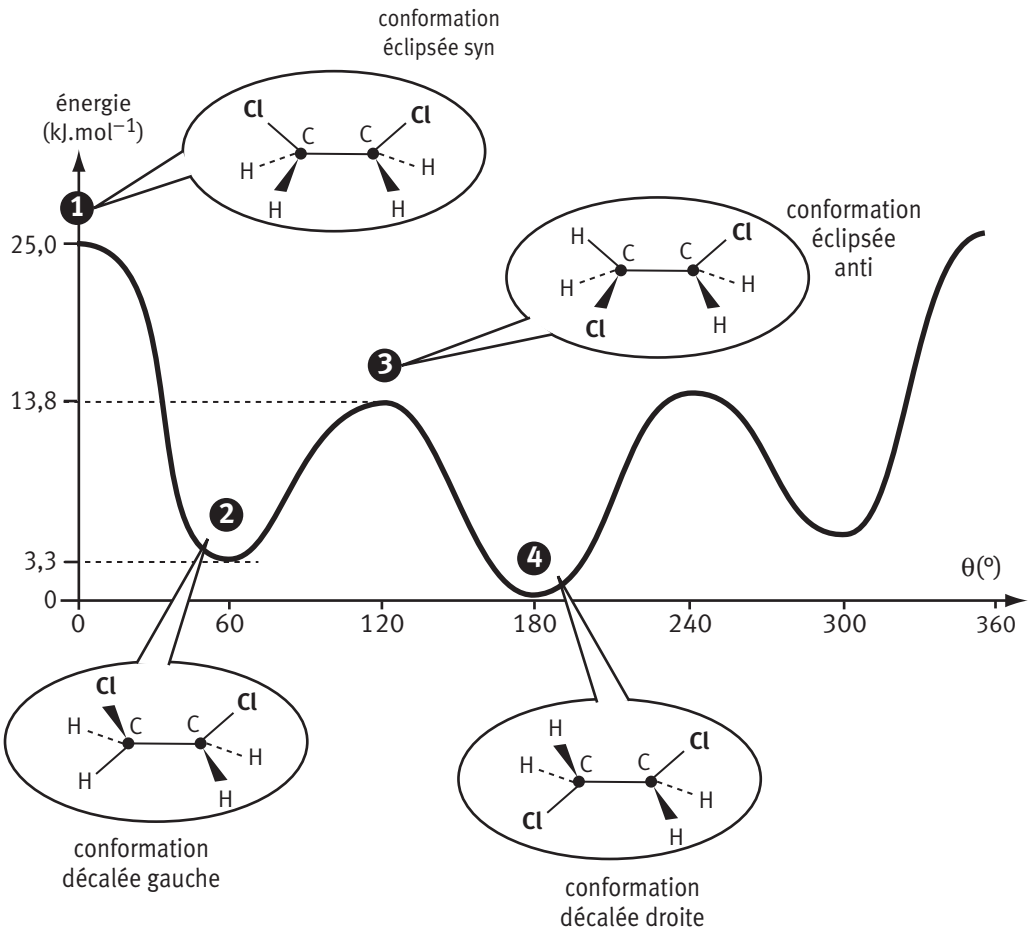



© Cned – Académie en ligne

❷ Comme pour le butane, il existera deux positions éclipsées et deux positions décalées :



La courbe qui donne l'énergie de la molécule, en fonction de ses différentes conformations, ressemblera beaucoup à celle du butane, mais elle présentera cependant une différence : comme les atomes de chlore ont beaucoup plus tendance à se repousser que des groupements méthyl, la hauteur de la barrière d'énergie de rotation sera nettement plus élevée.

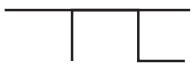




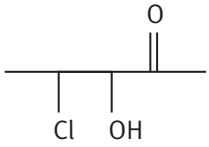

© Cned – Académie en ligne

## Exercice 11 Traduire en formules topologiques

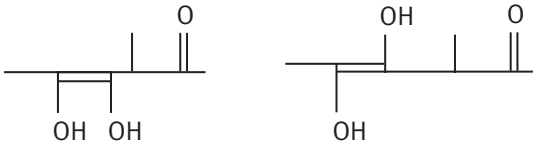
La formule topologique qui correspond à la formule semi-développée $CH_3 - CH(CH_3) - CH(C_2H_5) - CH_3$ s'écrit :



La formule topologique qui correspond à la formule semi-développée $CH_3 - CHCl - CHOH - CO - CH_3$ s'écrit :




En fait, on peut écrire deux formules topologiques qui correspondent à la formule semi-développée $CH_3 - COH = COH - CH(CH_3) - CO - CH_3$ : une pour le diastéréoisomère Z et une pour le diastéréoisomère E.




## Exercice 12 Retranscrire en formules semi-développées

La formule (1) correspond à $CH_3 - CH(CH_3) - CH_2 - CH_3$ et il s'agit du 2-méthylbutane.

La formule (2) correspond à $CH_3 - CH_2 - CH = CH_2$ et il s'agit du but-1ène.

La formule (3) correspond à $CH_3 - CH(OH) - CH_2 - CH_3$ et il s'agit du butan-2-ol.

La formule (4) correspond à $CH_3 - CH_2 - CH_2 - NH_2$ et il s'agit de la propanamine.

La formule (5) correspond à $CH_3 - CO - CH_3$ et il s'agit de la propanone ou acétone.

La formule (6) correspond à $C_6H_5 - COOH$ et il s'agit de l'acide benzoïque.

# Chapitre 4 Pour clore la séquence

## Corrigé des exercices de synthèse

### Exercice 1 Influence de la température

❶ La formule semi-développée de l'acide éthanoïque (ou acétique) peut s'écrire : $CH_3 - COOH$ et celle de l 'éthanol : $CH_3 - CH_2 - OH$



© Cned – Académie en ligne

On peut alors écrire l'équation de la réaction d'estérification, en remplaçant le « H » du groupement carboxyle de l'acide par le groupement éthyl.

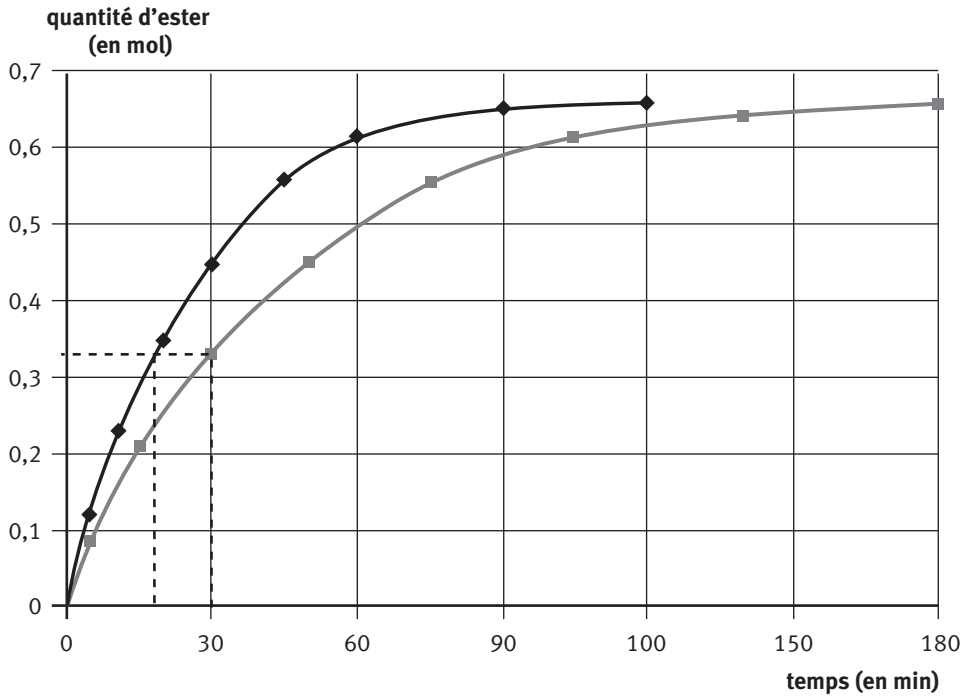
$$CH_3 - COOH + CH_3 - CH_2 - OH \rightarrow CH_3 - COO - CH_2 - CH_3 + H_2O$$

❷ On dresse le tableau d'avancement de cette réaction :

| Avancement | $CH_3 - COOH$ | $CH_3 - CH_2 - OH$ | ESTER | $H_2O$ |
|---|---|---|---|---|
| X = 0 | 1 mol | 1 mol | 0 | 0 |
| X quelconque | 1 – X | 1 – X | X | X |
| X maximal | 0,34 mol | 0,34 mol | 0,66 mol | 0,66 mol |

❸ Pour connaître la quantité d'ester formé, on utilise le tableau d'avancement :
$n_{acide} = 1 - X = 1 - n_{ester}$

On en déduit que : $n_{ester} = 1 - n_{acide}$ ; on peut alors calculer la quantité d'ester formé (en mol) en fonction du temps, correspondant à chaque expérience, et tracer les courbes demandées.




Le temps de demi-réaction correspond à la date où l'avancement prendra la moitié de sa valeur finale, c'est-à-dire : 0,33 mol. On lit les temps correspondants sur les courbes ; pour la première expérience (température 60 °C), on lit environ 30 minutes, et pour la seconde expérience (température 80 °C), on lit environ 19 minutes.

Ces résultats recoupent ce qui a été vu dans le cours : le temps de demi-réaction, donc la durée de l'expérience, est plus court lorsque la température du milieu réactionnel est plus élevée.



© Cned – Académie en ligne

## Exercice 2 Influence de la concentration d'un réactif

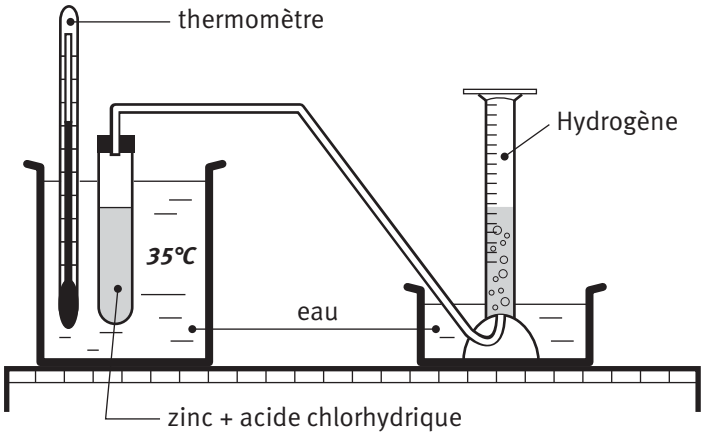
❶ Pour trouver l'équation de la réaction d'une solution d'acide chlorhydrique, il faut d'abord écrire les demi-équations correspondant aux deux couples :

$$Zn = Zn^{2+} + 2\,e^-$$

$$2\,H^+_{aq} + 2\,e^- = H_2$$

$$2\,H^+_{aq} + Zn = H_2 + Zn^{2+}$$

❷ On trouvera ci-dessous un dispositif simplifié qui permet de réaliser la manipulation du zinc sur l'acide chlorhydrique :




❸ Pour compléter les deux tableaux, il suffit d'appliquer la formule :

$$n = \frac{v\ (\text{en mL})}{24\,000}$$

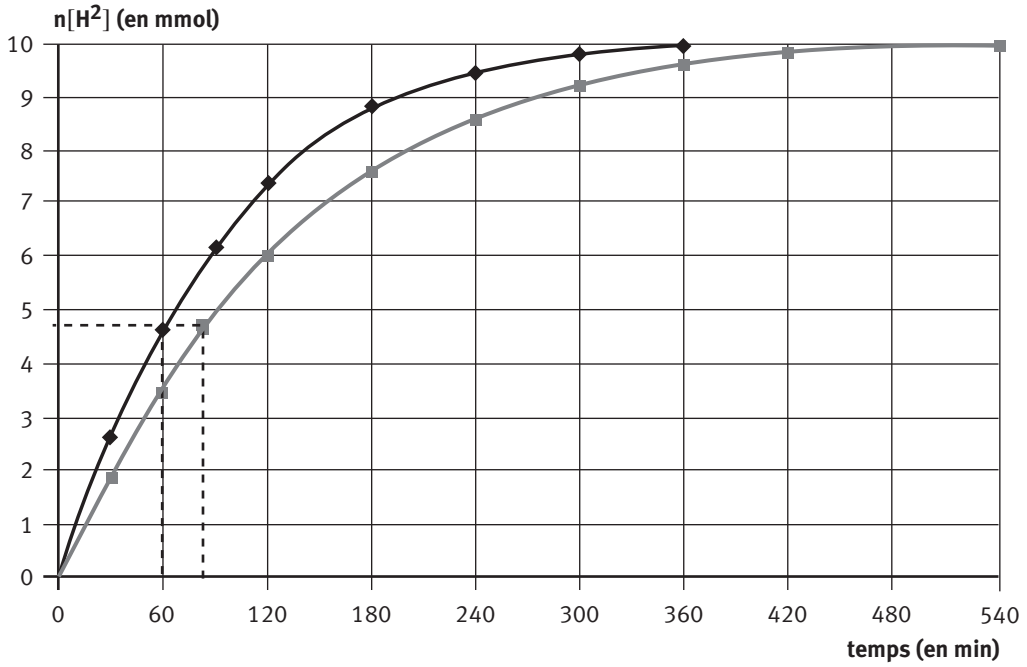
| **Date (en sec)** | 0 | 30 | 60 | 90 | 120 | 180 | 240 | 300 | 360 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| **Volume de $H_2$ (en mL)** | 0 | 63 | 111 | 149 | 179 | 212 | 227 | 236 | 240 |
| **Quantité de $H_2$ (en mmol)** | 0 | 2,625 | 4,625 | 6,21 | 7,46 | 8,83 | 9,46 | 9,83 | 10,00 |

| **Date (en min)** | 0 | 30 | 60 | 120 | 180 | 240 | 300 | 420 | 540 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| **Volume de $H_2$ (en mL)** | 0 | 46 | 83 | 142 | 183 | 208 | 221 | 235 | 240 |
| **Quantité de $H_2$ (en mmol)** | 0 | 1,92 | 3,46 | 5,92 | 7,625 | 8,67 | 9,21 | 9,79 | 10,00 |



© Cned – Académie en ligne

On peut alors tracer les deux courbes donnant la quantité de matière de dihydrogène en fonction de la date.




❹ Dans les deux expériences, on a introduit le même nombre d'ions oxonium :

$$n = 100.10^{-3} \times 0{,}20 = 200 \times 0{,}10 = 20.10^{-3} \text{ mol} = 20 \text{ mmol}$$

Comme il faut deux moles d'ions oxonium pour produire une mole de dihydrogène, on en conclut que, dans les deux expériences, on obtiendra, à la fin de la réaction, 10 mmol de dihydrogène, comme le montrent les résultats expérimentaux.
Le temps de demi-réaction correspond à la date où l'avancement prendra la moitié de sa valeur finale, c'est-à-dire : lorsque 5 mmol de dihydrogène se seront libérées. On lit les temps correspondants sur les courbes : pour la première expérience, on lit environ 62 minutes, et pour la seconde expérience, on lit environ 95 minutes.
Ces résultats recoupent ce qui a été vu dans le cours : le temps de demi-réaction, donc la durée de l'expérience, est plus court lorsque la concentration initiale d'un réactif est plus élevée.

## Exercice 3 Réaction de l'eau oxygénée sur les ions tartrate

❶ En présence d'un catalyseur, les ions cobalt, la réaction de l'eau oxygénée sur les ions tartrate devient possible. Il faut donc conclure que la bonne affirmation est : « L'eau oxygénée peut réagir sur les ions tartrate mais, en l'absence de catalyseur, la durée de cette réaction est très grande. »

❷ On écrit la demi-équation qui correspond au couple $CO_2 / H_4C_4O_6^{2-}$ :

$$H_4C_4O_6^{2-} + 2\ H_2O = 4\ CO_2 + 8\ H^+ + 10\ e^-$$



© Cned – Académie en ligne

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $H_2O_2$ / $H_2O$ :

$$H_2O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^- = 2H_2O$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 1 et la seconde par 5 :

$$H_4C_4O_6^{2-} + 5\,H_2O_2 + 2\,H^+ \rightarrow 4\,CO_2 + 8\,H_2O$$

❸ Les ions cobalt (II) ($Co^{2+}$) sont roses et les ions cobalt (III) ($Co^{3+}$) sont verts. On doit donc en conclure que les ions cobalt (II) ($Co^{2+}$) sont oxydés en ions cobalt (III) ($Co^{3+}$) par l'eau oxygénée.

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $Co^{3+}$ / $Co^{2+}$ :

$$Co^{2+} = Co^{3+} + e^-$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $H_2O_2$ / $H_2O$ :

$$H_2O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^- = 2H_2O$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 2 et la seconde par 1 :

$$2\,Co^{2+} + H_2O_2 + 2\,H^+ \rightarrow 2\,H_2O + 2\,Co^{3+}$$

❹ Les ions cobalt (II) ($Co^{2+}$) sont roses et les ions cobalt (III) ($Co^{3+}$) sont verts. On doit donc en conclure que les ions cobalt (III) ($Co^{3+}$) sont réduits en ions cobalt (II) ($Co^{2+}$) par les ions tartrate.

On écrit la-demi équation qui correspond au couple $Co^{3+}$ / $Co^{2+}$ :

$$Co^{3+} + e^- = Co^{2+}$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $CO_2$ / $H_4C_4O_6^{2-}$ :

$$H_4C_4O_6^{2-} + 2\,H_2O = 4\,CO_2 + 8\,H^+ + 10\,e^-$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 10 et la seconde par 1 :

$$H_4C_4O_6^{2-} + 10\,Co^{3+} + 2\,H_2O \rightarrow 4\,CO_2 + 10\,Co^{2+} + 8\,H^+$$

❺ Si l'on multiplie par 5 la réaction qui correspond à l'oxydation des ions cobalt (II) et qu'on l'additionne à celle de la réduction des ions cobalt (III), on obtient :

$$5 \times \| \; H_4C_4O_6^{2-} + 2\,H_2O = 4\,CO_2 + 8\,H^+ + 10\,e^-$$

$$H_4C_4O_6^{2-} + 10\,Co^{3+} + 2\,H_2O \rightarrow 4\,CO_2 + 10\,Co^{2+} + 8\,H^+$$

$$H_4C_4O_6^{2-} + 5\,H_2O_2 + 2\,H^+ \rightarrow 4\,CO_2 + 8\,H_2O$$

On retrouve l'équation qui devrait se produire entre les ions tartrate et l'eau oxygénée sans addition des ions cobalt ; cela prouve que les ions cobalt catalysent cette réaction, puisqu'ils y participent lors de deux étapes, mais ils n'apparaissent pas dans l'équation finale.

***Remarque*** L'étape 1 (l'oxydation des ions cobalt (II) par l'eau oxygénée) est presque instantanée alors que l'étape 2 (la réduction des ions cobalt (III) par les ions tartrate)



© Cned – Académie en ligne

est beaucoup plus lente. C'est ce qui explique que tant qu'il reste de l'eau oxygénée dans le milieu réactionnel, la couleur du mélange réactionnel reste verte puisqu'il ne peut exister que des ions cobalt (III).

## Exercice 4 Des dérivés chlorés du butane

❶ La formule semi-développée du 1-chlorobutane s'écrit :

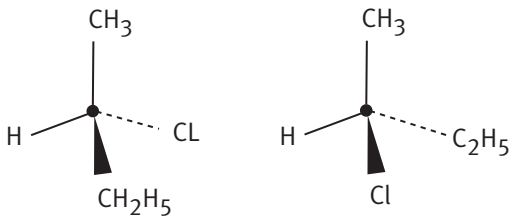
$$Cl - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$$

Aucun carbone n'est lié à quatre groupements différents ; cette molécule ne possède donc pas de carbone asymétrique.

❷ La formule semi-développée du 2-chlorobutane s'écrit :

$$CH_3 - *CHCl - CH_2 - CH_3$$

Le carbone (2) est lié à quatre groupements différents ; cette molécule possède un carbone asymétrique, celui qui est marqué d'un astérisque. La représentation de Cram des deux énantiomères est la suivante :

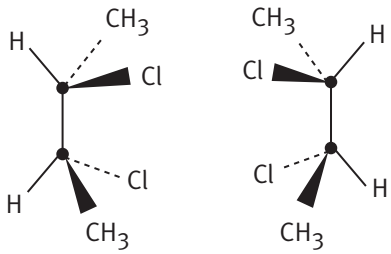



❸ Il n'existe pas d'autre chlorobutane puisqu'il revient au même de placer l'atome de chlore sur les carbones 2 et 3 ou 1 et 4.

❹ La formule semi-développée du 2,3-dichlorobutane s'écrit :

$$CH_3 - *CHCl - *CHCl - CH_3$$

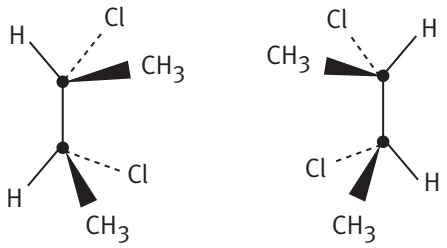
Les carbones (2) et (3) sont liés à quatre groupements différents ; cette molécule possède deux carbones asymétriques, ceux qui sont marqués d'un astérisque.
Considérons d'abord la première paire d'énantiomères :




Pour avoir la seconde paire d'énantiomères, il suffit d'inverser deux groupements sur un des carbones de la molécule initiale et de construire son image (voir page suivante).



© Cned – Académie en ligne

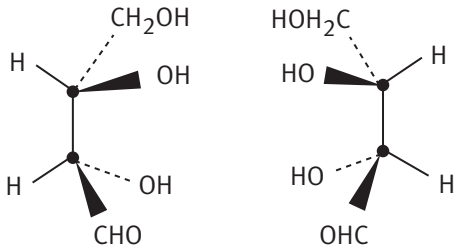



Dans ce cas, si l'on retourne l'image (comme on retourne un sablier), on peut s'apercevoir que, lorsqu'on superpose les « H », les groupements « Cl » et « $CH_3$ » se superposent aussi. L'image est donc identique à la molécule originale ; bien que la molécule possède deux carbones asymétriques, elle ne possède donc pas la propriété de chiralité.

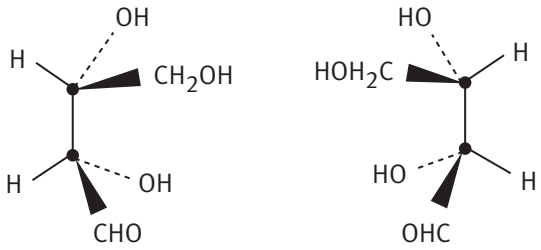
## Exercice 5 L'érythrose

❶ L'érythrose qui a pour formule : $HOCH_2 - *CHOH - *CHOH - CHO$ possède deux carbones asymétriques, ceux qui sont marqués d'un astérisque. En effet, les carbones (2) et (3) sont liés à quatre groupements différents.

❷ Considérons d'abord la première paire d'énantiomères :




Pour avoir la seconde paire d'énantiomères, il suffit d'inverser deux groupements sur un des carbones de la molécule initiale et de construire son image :




## Exercice 6 Les hydrocarbures de formule brute $C_5H_{10}$

❶ Les deux isomères qui ont pour formule brute $C_5H_{10}$, et dont la double liaison appartient à une chaîne carbonée droite à cinq atomes, ont pour formule semi-développée :

$CH_2 = CH - CH_2 - CH_2 - CH_3$ , il s'agit du pent-1-ène.

$CH_3 - CH = CH - CH_2 - CH_3$ , il s'agit du pent-2-ène.

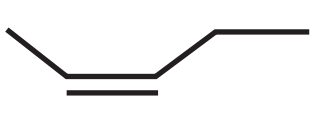


© Cned – Académie en ligne

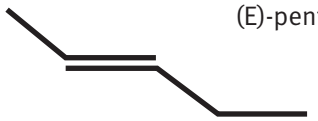
Le pent-1-ène ne peut pas avoir de diastéréoisomères puisque le carbone (1) est lié à deux « H ».

Par contre, le pent-2-ène possède des diastéréoisomères :

(Z)-pent-2-ène



(E)-pent-2-ène



❷ Les trois isomères qui ont pour formule brute $C_5H_{10}$, et dont la double liaison appartient à une chaîne carbonée à quatre atomes, ont pour formule semi-développée :

$CH_2 = C(CH_3) - CH_2 - CH_3$ , il s'agit du 2-méthylbut-1-ène.

$CH_2 = CH - CH(CH_3) - CH_3$ , il s'agit du 3-méthylbut-1-ène.

$CH_3 - C(CH_3) = CH - CH_3$ , il s'agit du 2-méthylbut-2-ène.

Les deux méthylbut-1-ène ne peuvent pas avoir de diastéréoisomères puisque le carbone (1) est lié à deux « H ».

Le 2-méthylbut-2-ène ne peut pas en avoir non plus, puisque le carbone (1) est lié à deux groupements méthyle « $CH_3$ ».

❸ Quand une chaîne ne possède que trois carbones, on ne peut ramifier que sur le carbone (2), celui du centre. Dans ce cas, il faudrait donc fixer sur ce carbone deux groupements méthyl « $CH_3$ ». Il devient donc impossible de placer la double liaison puisque le carbone (2) devrait alors posséder cinq liaisons.

***Remarque*** On pourrait vouloir placer sur ce carbone (2) un groupement éthyl « $C_2H_5$ ». C'est possible, mais il est alors facile de voir qu'il ne s'agira plus d'un propène mais du 2,méthylbut-1-ène puisque sa formule semi-développée sera :

$$CH_2 = C(CH_2 - CH_3) - CH_3.$$

Il n'existe donc pas d'isomères qui ont pour formule brute $C_5H_{10}$, et dont la double liaison appartient à une chaîne carbonée à trois atomes.



© Cned – Académie en ligne

# Corrigé séquence 4

## Chapitre 1 – Prérequis

### Corrigés des tests

#### Test 1 Manège

❶ Il s'agit du référentiel terrestre.

❷ La trajectoire est un cercle.

❸ La période est la durée mise pour faire un tour. Puisque le mouvement est circulaire, la longueur d'un tour est L = 2πd. La vitesse est constante, donc la durée d'un tour est $T = \frac{L}{v} = \frac{2\pi d}{v} = \frac{2 \times 3{,}14 \times 3}{\frac{8{,}5}{3{,}6}} = 8{,}0$ s.

C'est la période du mouvement.

***Remarque*** La vitesse doit être exprimée en $m.s^{-1}$ ($1\ m.s^{-1} = 3{,}6\ km.h^{-1}$).

❹ Dans ce référentiel, la personne est immobile.

#### Test 2 Force de gravitation

❶ L'expression de la valeur de la force de gravitation est $F = G\frac{M_T \times M_L}{d^2}$.

Pour faire l'application numérique, il faut que les masses soient en kg (ce qui est le cas dans l'énoncé) et la distance en m (ce qui n'est pas le cas dans l'énoncé).

L'application numérique donne :

$$F = 6{,}67 \times 10^{-11} \frac{5{,}97.10^{24} \times 7{,}35.10^{22}}{\left(3{,}83 \times 10^{8}\right)^2} = 2{,}00 \times 10^{20}\,\text{N}$$

❷ Cette force est dirigée vers la Terre. Elle incurve la trajectoire de la Lune vers la Terre. La Lune « tombe » sans jamais toucher la Terre car la courbure de sa trajectoire épouse la courbure de la surface de la Terre.

❸ En l'absence de toute force extérieure, la Lune suivrait un mouvement rectiligne uniforme d'après le principe d'inertie. En fait, elle serait soumise au champ de gravitation du Soleil.



© Cned – Académie en ligne

## Test 3 Pesanteur terrestre

❶ La force de gravitation a pour expression : $\vec{F} = G\frac{mM_T}{R_T^2}\vec{u}$ avec $\vec{u}$ un vecteur unitaire dirigé de l'objet vers le centre de la Terre.

❷ Le poids a pour expression : $\vec{P} = m\vec{g}$, avec $\vec{g}$ : champ de pesanteur.

❸ Si $\vec{F} = G\frac{mM_T}{R_T^2}\vec{u} = m\vec{g} = \vec{P}$ alors $\vec{g} = G\frac{M_T}{R_T^2}\vec{u}$

❹ Les caractéristiques de $\vec{g}$ sont :

- direction : verticale
- sens : vers le bas
- valeur : $g = G\frac{M_T}{R_T^2} = 6{,}67.10^{-11}\frac{5{,}97.10^{24}}{\left(6380.10^3\right)^2} = 9{,}8\ \text{N.kg}^{-1}$.

## Test 4 Champ électrostatique

❶ La force électrique a pour caractéristiques :

- direction : celle de $\vec{E}$
- sens : inverse de $\vec{E}$ (la charge q de l'électron est négative, q = –e)
- valeur $F = e \times E = 4{,}8.10^{-17}$ N

❷ Le poids a pour caractéristiques :

- direction : verticale
- sens : vers le bas
- valeur $P = m \times g = 9{,}1.10^{-31} \times 9{,}8 = 8{,}9.10^{-30}$ N

❸ On remarque que $F \gg P$, on peut donc négliger le poids par rapport à la force électrique : seule la force électrique aura une influence sur le mouvement de l'électron.

## Test 5 Champ électrostatique créé par un condensateur plan

❶ À l'intérieur d'un condensateur plan, le champ électrique $\vec{E}$ est uniforme.

❷ $\vec{E}$ a une direction perpendiculaire aux plaques.

❸ $\vec{E}$ est dirigé de la plaque de plus haut potentiel (P2) vers celle de plus petit potentiel (P1).

La valeur de $\vec{E}$ est $E = \frac{V_2 - V_1}{d} = \frac{300 - (-200)}{0{,}25} = 2{,}0.10^3\ \text{V.m}^{-1}$

## Test 6 Compléments mathématiques

❶ $f'(x) = 6x + 2$

$g'(t) = -3\sin(3t + 2) - 10\cos(2t)$

$h(x) = -(6x + 4)\sin(3x^2 + 4x + 5)$

$k(t) = 6t\cos(2t - 4) - 6t^2\sin(2t-4)$



© Cned – Académie en ligne

❷ $G(t) = 3 \times \frac{t^2}{2} + 2t + \text{constante}$

$G(0) = 3 \times \frac{0}{2} + 2 \times 0 + \text{constante} = 4$ donc $G(t) = 3 \times \frac{t^2}{2} + 2t + 4$

# Chapitre 2 – Temps et cinématique

## Activités d'apprentissage

### Activité 1

❶ Ce sont des phénomènes périodiques : révolution de la Terre autour du Soleil (T = 365,25 jours) ; révolution de la Lune autour de la Terre (T = 27,4 jours) ; rotation de la Terre autour de l'axe des pôles (T = 24 h) ; oscillations du balancier d'une horloge battant la seconde (T = 2 s) ; oscillation d'un cristal de quartz entrant en résonance sous l'action d'une tension alternative ($T = 3{,}05 \times 10^{-5}$ s)…

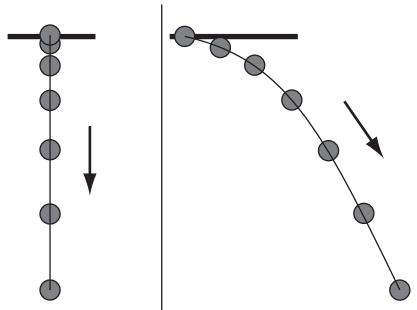
❷ Les périodes des mouvements de la Terre et du mouvement de la Lune dans le référentiel terrestre ne sont pas des multiples les unes des autres. Le découpage de l'année « solaire » basée sur la révolution de la Terre autour du Soleil en mois « lunaires » basés sur la révolution de la Lune provoque une dérive de la succession des saisons dans l'année. Bien que conservé dans certaines traditions, il a été souvent remplacé par un calendrier solaire pour lequel la dérive est bien plus réduite mais nécessite tout de même un ajustement. Par exemple, dans le calendrier grégorien, on rajoute un 29e jour au mois de février, les années bissextiles (multiples de 4) sauf les années multiples de 400, les années multiples de 1000 et de 400 étant considérées comme bissextiles (comme l'a été l'année 2000).

❸ f = 9,192 631 770 $\times 10^{10}$ Hz donc

$$T = \frac{1}{f} = \frac{1}{9\,192\,631\,770} = 1{,}08782776 \times 10^{-10}\text{s}$$

On peut remarquer que l'évolution de la définition de la seconde s'est basée sur des techniques de mesure du temps de plus en plus précises.

### Activité 2



A : Observateur situé sur le vélo roulant à la même vitesse

B : Observateur situé sur le trottoir



© Cned – Académie en ligne

❶ L'enregistrement 1 est effectué par l'observateur A situé sur le trottoir tandis que l'observateur B a réalisé l'enregistrement 2.

❷ Dans le premier enregistrement, le mouvement de la balle est rectiligne non uniforme (accéléré) car la trajectoire est une droite et les mesures de plus en plus espacées. Dans le second enregistrement, le mouvement est curviligne (trajectoire courbe) non uniforme.

❸ Dans l'enregistrement 2, le déplacement de la balle est uniforme selon l'axe Ox (le déplacement est nul selon Ox dans l'enregistrement 1). En effet, dans l'enregistrement 2, les abscisses (selon Ox) de deux positions successives de la balle sont séparées par une distance constante. Selon cet axe Ox, la balle a gardé sa vitesse initiale, c'est-à-dire la vitesse du vélo. Dans le référentiel terrestre auquel est lié l'observateur B, on peut écrire : $x = vt + x_0$ avec $x_0$ l'abscisse de la balle lorsqu'elle a été lâchée. Ici $x_0 = 0$ donc $x = vt$.

❹ Selon Oy, deux positions successives de la balle sont séparées par une distance de plus en plus grande au cours du mouvement : la vitesse selon Oy n'est pas constante mais est une fonction croissante du temps $v_y(t)$ (mouvement accéléré).

$y = v_y(t) \times t + y_0$ Le mouvement est accéléré du fait du poids de la balle qui est dirigé verticalement et orienté vers le bas.

Pour obtenir l'équation horaire du mouvement (y en fonction de t), il faudrait connaître les équations liants l'accélération $a_y$, la vitesse $v_y$ selon Oy et le temps. C'est l'objet de ce chapitre.

## Activité 3

Un accéléromètre est de plus en plus un composant d'appareils technologiques utilisés dans notre environnement courant : déclencheur des airbags d'automobile, stabilisateur d'image des camescopes numériques grand public, manette de console de jeux vidéo, smartphone, accéléromètre couplé à un GPS pour la course à pied… Il permet de mesurer la valeur instantanée de l'accélération soit selon l'axe horizontal $a_x(t)$ pour les accéléromètres utilisés pour la course à pied, soit selon les trois axes de l'espace $a_x(t)$, $a_y(t)$, $a_x(t)$ pour les accéléromètres utilisés dans les manettes de jeux vidéo.

## Activité 4

La personne est immobile dans le référentiel terrestre. Elle tourne autour de l'axe des pôles (en un jour sidéral) dans le référentiel géocentrique (mouvement circulaire uniforme). Dans le référentiel héliocentrique, elle tourne autour de l'axe des pôles et en plus elle tourne autour du Soleil (en une année) : le mouvement est plus complexe !

***Remarque***

Un jour sidéral est légèrement plus court qu'un jour terrestre du fait de la révolution de la Terre autour du Soleil.

## Activité 5

❶ On remarque que $z$ = constante. Donc le mouvement de M se situe dans le plan $z = 1$ m.

Dans ce plan, $y = -t + 8$, donc $t = -y + 8$

En remplaçant cette expression de t dans l'équation $x(t)$, on trouve :

$x = 3(-y + 8) + 2$ soit $3y = -x + 26$ ou encore $y = -\frac{1}{3}x + \frac{26}{3}$



© Cned – Académie en ligne

C'est l'équation d'une droite, la trajectoire est une droite. On dit que le mouvement est rectiligne.

❷ La distance au point O est la norme du vecteur position : $OM = \sqrt{x^2 + y^2 + z^2}$.

À la date $t = 2{,}0$ s, $x(t = 2\text{s}) = 3 \times 2 + 2 = 8{,}0$ m, $y(t = 2\text{s}) = -2 + 8 = 6{,}0$ m et $z(t = 2\text{s}) = 1{,}0$ m.

Donc $OM = \sqrt{8^2 + 6^2 + 1^2} = 10{,}0$ m

## Activité 6

❶ $v_x = \dfrac{dx}{dt} = 3$ ms$^{-1}$, $v_y = \dfrac{dy}{dt} = -2 \times 4{,}9\text{t} + 1 = -9{,}8\ \text{t} + 1$, $v_z = \dfrac{dz}{dt} = 0$.

❷ La valeur de la vitesse est donnée par $v = \sqrt{v_x^2 + v_y^2 + v_z^2}$

soit à $t = 2$ s, $v = \sqrt{3^2 + (-9{,}8 \times 2 + 1)^2} = 19$ m.s$^{-1}$

## Activité 7

On a déjà établi que $v_x = 3$ ms$^{-1}$, $v_y = -2 \times 4{,}9t + 1 = -9{,}8\ t + 1$, $v_z = 0$.

Donc $a_x = \dfrac{dv_x}{dt} =$, $a_y = \dfrac{dv_y}{dt} = -9{,}8$ ms$^{-2}$, $a_z = \dfrac{dv_z}{dt} = 0$

Soit $\vec{a} = a_x\vec{i} + a_y\vec{j} + a_z\vec{k} = -9{,}8\vec{j}$.

La valeur de l'accélération est donc $a = \sqrt{(-9{,}8)^2} = 9{,}81$ m.s$^{-2}$

## Activité 8

Il suffit d'écrire $x(t) = v \times t + x_0$ donc $x_0 = x(t) - v \times t$.

On fait l'application numérique pour $t = 3{,}0$ s : $x_0 = 7{,}5 - 2{,}5 \times 3 = 0$ m.

L'axe Ox a été choisi tel qu'à $t = 0$ s, le point M soit en O.

## Activité 9

Le mouvement du point dans le référentiel terrestre est circulaire uniforme.

Le vecteur accélération est donc centripète : il est dirigé vers le centre du disque.

Sa valeur est $a = \dfrac{v^2}{R}$.

Déterminons $v$ : le disque fait 500 tours par minute, donc la durée d'un tour est $\text{t} = \dfrac{1}{500}$ minute soit $\dfrac{60}{500}$ s.

La distance parcourue par M en un tour est $d = 2\pi R$. Puisque le mouvement est uniforme, on peut écrire : $v = \dfrac{d}{t} = \dfrac{2\pi \times 6.10^{-2}}{\dfrac{60}{500}} = 3{,}1$ m.s$^{-1}$.

Finalement, $a = \dfrac{v^2}{R} = \dfrac{3{,}1^2}{6.10^{-2}} = 1{,}6.10^2$ m.s$^{-2}$.

## Activité 10

Le mouvement est rectiligne uniforme, donc en raisonnant comme précédemment, on peut écrire $x(t) = \dfrac{1}{2}a_x t^2 + v_0 x + x_0$. D'après l'énoncé, $v_{0x} = 0$ m.s$^{-1}$ et $x_0 = 0$ m.

Donc $x(t) = \dfrac{1}{2}a_x t^2$. Lorsque $t = 5{,}0$ s, $x = \dfrac{1}{2} \times 4 \times 5^2 = 50$ m. Le point M a parcouru 50 mètres en 5 secondes.



© Cned – Académie en ligne

# Exercices d'apprentissage

## Exercice 1 Mouvement à la surface de la Terre

❶ Dans le référentiel géocentrique, le système tourne autour de l'axe des pôles de la Terre en un jour sidéral. Son mouvement est donc circulaire et uniforme.

❷ Si la personne est sur l'équateur, elle fait un tour de l'axe des pôles en T = 24 h. Puisque le mouvement est uniforme, sa vitesse est $v = \frac{2\pi R}{T}$ avec R le rayon de la Terre.

❸ Puisque le mouvement est rectiligne et uniforme, l'accélération est centripète et de valeur $a = \frac{v^2}{R}$.

## Exercice 2 Accélération d'une moto

❶ D'après la figure 1, la durée pour atteindre $v = \frac{160}{3{,}6} = 44{,}4$ m.s$^{-1}$ est de 9,0 s. D'après la figure 2, le motard a alors parcouru une distance d = 200 m.

❷ La représentation de $v(t)$ est une droite qui passe par l'origine, donc $v(t)$ a pour expression $v = k \times t$. En dérivant par rapport à $t$, on a $a = k =$ constante. L'accélération a pour valeur le coefficient directeur $k$. Graphiquement, on trouve $k = a = 5{,}0$ m.s$^{-2}$.

❸ Le mouvement a lieu le long de l'axe Ox. Donc, d'après ce qui précède, $\vec{a} = a\vec{i}$. En intégrant par rapport au temps, on a $\vec{v} = (a \times t + v_0)\ \vec{i} = a \times t\ .\ \vec{i}$ (comme $v_0 = 0$). En intégrant encore une fois, on obtient : $\overrightarrow{OM} = \left(\frac{1}{2}a \times t^2 + x_0\right)\vec{i}$, comme $x_0 = 0$, $\overrightarrow{OM} = \frac{1}{2}a \times t^2\vec{i}$ ou encore $\vec{v} = 10\ t\vec{i}$ et $x = 5\ t^2\vec{i}$.

## Exercice 3 Mouvement d'un palet

❶ Le mouvement est rectiligne, la valeur de $\vec{v}_{G2}$ est : $v_{G2} = \frac{G_1G_3}{2\tau}$.
De même, $v_{G4} = \frac{G_3G_5}{2\tau}$. Sur le document, on mesure $G_1G_3 = 4{,}7$ cm.
$v_{G2} = \frac{0{,}047}{2 \times 0{,}02} = 1{,}2$ m.s$^{-1}$. De même, on mesure $G_3G_5 = 6{,}3$ cm donc
$v_{G4} = \frac{0{,}063}{2 \times 0{,}02} = 1{,}6$ m.s$^{-1}$.

❷ $\overrightarrow{a_{G3}} = \frac{\overrightarrow{v_{G4}} - \overrightarrow{v_{G2}}}{2t}$

❸ Puisque les vecteurs vitesse sont colinéaires, on peut écrire
$a_{G3} = \frac{|v_{G4} - v_{G2}|}{2\tau} = \frac{1{,}6 - 1{,}2}{2 \times 0{,}02} = 10$ m.s$^{-2}$.

❹ La trajectoire est une droite : le mouvement est rectiligne. L'accélération n'est pas constante, le mouvement est varié. Le mouvement est rectiligne varié.

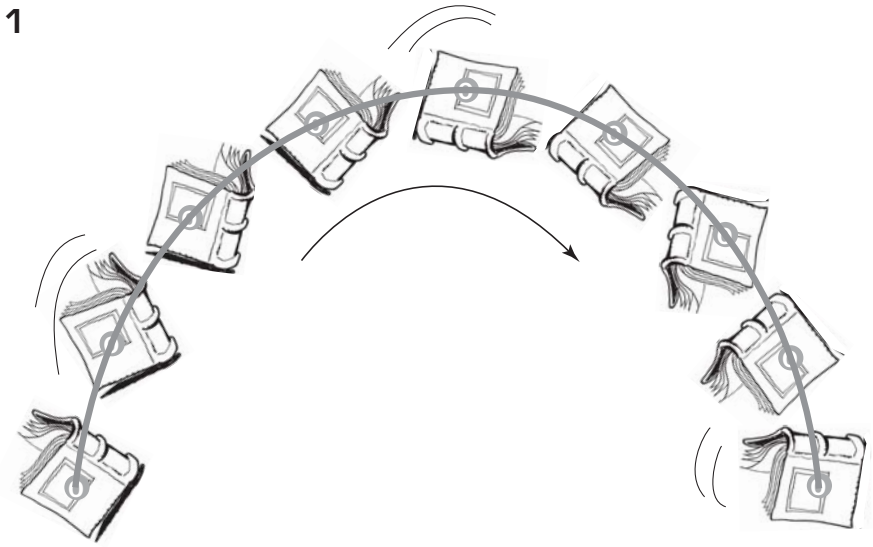


© Cned – Académie en ligne

# Chapitre 3 – Les lois de Newton

## Activités d'apprentissage

### Activité 11



On peut faire l'hypothèse que la trajectoire du centre d'inertie est une parabole.

### Activité 12

Le mobile est soumis à deux forces : le poids $\vec{P}$ et la réaction du coussin d'air $\vec{R}$. On remarque que le mouvement est rectiligne (les points sont alignés) et uniforme (les points sont équidistants). Donc, d'après le principe d'inertie, les deux forces se compensent.

### Activité 13

❶ Le mouvement est toujours rectiligne mais il est varié (la valeur de la vitesse augmente au cours du temps).

❷ On doit demander à l'ordinateur de dériver x par rapport au temps.

❸ D'après l'énoncé, on a donc $v(t) = k \times t$. Comme $\vec{a} = \dfrac{d\vec{v}}{dt}$, le coefficient k représente l'accélération du mobile.

❹ On a donc $a = 1{,}58$ m.s$^{-2}$.

❺ Faisons l'application numérique : $m \times a = 0{,}95 \times 1{,}58 = 1{,}5$ kg.m.s$^{-2}$.

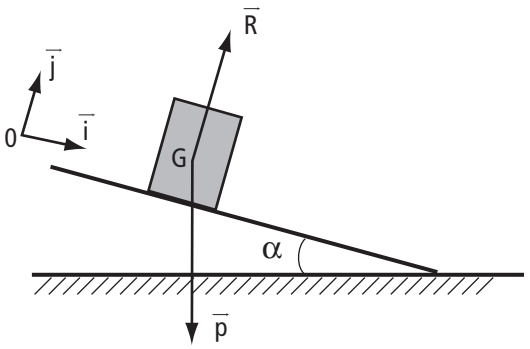
On retrouve la même valeur que celle de la force F (exprimée en newtons N). Dans cet exemple, on peut remarquer que le produit de la masse par l'accélération est égal à la somme des forces exercées sur le système.



© Cned – Académie en ligne

## Activité 14

❶ Système : le centre d'inertie G de l'objet de masse m :




- Référentiel : référentiel terrestre considéré comme galiléen.
- Bilan des forces extérieures appliquées en G :
  – poids de l'objet de valeur P = mg,
  – force exercée par le plan (appelée aussi réaction du sol) de direction perpendiculaire au plan.

Appliquons la seconde loi de Newton à G dans le référentiel terrestre supposé galiléen : $\vec{P}+\vec{R}=m\vec{a}$

Selon l'axe Oy, l'accélération est nulle (l'objet suit la pente) : $a_y = 0$.

Selon l'axe Ox,

- $mg\times\sin\alpha = ma_x$ soit $a_x = g\times\sin\alpha = 10\times\sin 30° = 5\ \text{m.s}^{-2}$.
- On a donc $a = \sqrt{a_x^2+a_y^2} = \sqrt{5^2+0^2} = 5\ \text{m.s}^{-2}$

❷ En intégrant chaque coordonnée de l'accélération par rapport au temps, on obtient les coordonnées de la vitesse :

- $v_x = g\times\sin\alpha\times t$ + constante $= g\times\sin\alpha\times t$ car $v_x = 0$ à $t = 0$
- $v_y$ = constante = 0 car $v_y = 0$ à $t = 0$.

En intégrant chaque coordonnée de la vitesse par rapport au temps, on obtient les coordonnées du vecteur position :

- $x(t) = \frac{1}{2}\ g\times\sin\alpha\times t^2$ + constante $= \frac{1}{2}\ g\times\sin\alpha\times t^2$ car $x = 0$ à $t = 0$
- $y(t)$ = constante = 0 car $y = 0$ à $t = 0$.

On a donc $x(t) = 2{,}5\times t^2$ et $y(t) = 0$

❸ Au bout de 1,5 seconde, l'objet aura parcouru $x(t) = 2{,}5\times 1{,}5^2 = 5{,}6$ m.

## Activité 15

❶ $P = m\times g = 1{,}67.10^{-27}\times 9{,}8 = 1{,}64.10^{-26}$ N

$F = e\quad E = e\times\frac{U}{d} = 1{,}6.10^{-19}\times\frac{1}{0{,}1} = 1{,}6.10^{-18}$ N

$$\frac{F}{P} = \frac{1{,}6\times10^{-18}}{1{,}64\times10^{-26}} = 10^8$$

Le poids est négligeable devant la force électrostatique (même avec une tension électrique très faible de 1 V).



© Cned – Académie en ligne

❷ On effectuera l'étude du mouvement selon l'axe Ox car le mouvement de la particule est rectiligne selon Ox.

La seconde loi de Newton appliquée à la particule dans le référentiel terrestre supposé galiléen s'écrit :

$$\vec{F} = m\vec{a} = q\vec{E} = e\vec{E}$$

Donc $\vec{a} = \frac{e}{m}\vec{E}$ $\quad a_x = \frac{e}{m}E$

$$v_x = \frac{e}{m}E \times t + \text{constante} = \frac{e}{m}E \times t \text{ car } v_x = 0 \text{ à } t = 0$$

$$x(t) = \frac{1}{2}\frac{e}{m}E \times t^2 + \text{constante} = \frac{1}{2}\frac{e}{m}E \times t^2$$

Comme $E = \frac{U}{d}$ alors $x(t) = \frac{1}{2} \times \frac{e \times U}{m \times d} \times E \times t^2$

On cherche la durée nécessaire pour que le proton parcoure les 10 cm séparant les armatures du condensateur.

On pose $x = d$ et on cherche l'expression de $t$ :

$$t = \sqrt{\frac{2 \times m \times x}{e \times E}} = \sqrt{\frac{2 \times m \times d^2}{e \times U}} = \sqrt{\frac{2 \times m}{e \times U}} \times d$$

Application numérique : $t = \sqrt{\frac{2 \times 1{,}67 \times 10^{-27}}{1{,}6 \times 10^{-19} \times 1}} \times 0{,}1 = 1{,}44 \times 10^{-5}$ s

# Exercices d'apprentissage

## Exercice 4 — Un service au tennis

**1.1.** Puisque les actions de l'air sont négligées, la seule force qui s'exerce sur la balle est son poids $\vec{P}$. Le poids est vertical, dirigé vers le bas, et sa valeur est $P = m \times g = 0{,}058 \times 9{,}81 = 0{,}57$ N.

**1.2.** La seconde loi de Newton appliquée à la balle donne $m\vec{a} = \vec{P} = m\vec{g}$, donc $\vec{a} = \vec{g}$.

**1.3.** D'après ce qui précède, les coordonnées de l'accélération sont :
$a_x = 0$, $a_y = -g$, $a_z = 0$.
En intégrant par rapport au temps, on obtient : $v_x = v_{0x} = v_0$,
$v_y = -gt + v_{0y} = -gt$, $v_z = v_{0z} = 0$.
En intégrant encore une fois, on obtient : $x(t) = v_0 t + x_0 = v_0 t$,
$y(t) = \frac{-gt^2}{2} + y_0 = \frac{-gt^2}{2} + H$, $z(t) = z_0 = 0$.

**1.4.** On remarque que $z(t) = 0$, le mouvement a lieu dans le plan $z = 0$.
$x(t) = v_0 t$ donne $t = \frac{x}{v_0}$, qu'on remplace dans l'expression de $y(t)$, ce qui donne $y(x) = \frac{-gx^2}{2v_0^2} + H$.



© Cned – Académie en ligne

**2.1.** Calculons la valeur de $y$ pour $x = OF = 12{,}2$ m.

$$y = \frac{-9{,}81 \times 12{,}2^2}{2 \times \left(\frac{126}{3{,}6}\right)^2} + 2{,}20 = 1{,}60 \text{ m.}$$

**2.2.** Le filet étant à y = 0,92 m, la balle passe bien au-dessus du filet.

Lorsque la balle touche le sol, y = 0. Il faut résoudre $\frac{-gx^2}{2v_0^2} + H = 0 = 0$ pour connaître à quelle abscisse x la balle touche le sol. D'où $x = \sqrt{\frac{2v_0^2 H}{g}}$ (on garde x > 0). L'application numérique donne :

$x = \sqrt{\frac{2 \times \left(\frac{126}{3{,}6}\right)^2 \times 2{,}2}{9{,}81}} = 23{,}4$ m, ce qui est supérieur à 18,7 m : le service est mauvais.

**2.3.** Dans ce problème, on a négligé les frottements de l'air, qui, en réalité ne sont pas négligeables, vu la vitesse de la balle.

## Exercice 5 Mouvement d'un électron

❶ Calculons la valeur du poids de l'électron :
P = mg = $9{,}1.10^{-31} \times 9{,}8 = 8{,}9.10^{-30}$ kg. La force électrostatique a pour valeur, F = e × E = $1{,}6.10^{-19} \times 2{,}0.10^3 = 3{,}2.10^{-16}$ N. On remarque que F ⩾ P, on pourra donc négliger le poids par rapport à la force électrostatique.

❷ On étudie l'électron dans le référentiel terrestre supposé galiléen. La seconde loi de Newton s'écrit : $m\vec{a} = \vec{F}$, donc $\vec{a} = \frac{\vec{F}}{m} = \frac{-e\vec{E}}{m}$. L'accélération a la même direction mais de sens opposé à $\vec{E}$.

On a donc $a_x = 0$, $a_y = \frac{-eE}{m}$, $a_z = 0$. En intégrant par rapport au temps, on obtient les coordonnées de la vitesse :

$$v_x = v_{0x} = v_0,\ v_y = \frac{-eE}{m} \times t + v_{0y} = \frac{-eE}{m} \times t,\ v_z = v_{0z} = 0.$$

En intégrant une seconde fois, on obtient les équations horaires :

$$x(t) = v_0 \times t + x_0 = v_0 \times t,\ y(t) = \frac{-eE}{m} \times t^2 + y_0 = \frac{-eE}{m} \times t^2,\ z(t) = z_0 = 0.$$

❸ $x(t) = v_0 \times t$ donne $t = \frac{x}{v_0}$, qu'on remplace dans l'expression de $y(t)$, ce qui donne $y(x) = \frac{-eE}{2mv_0^2} \times x^2$, c'est l'équation de la trajectoire.

❹ La trajectoire est une portion de parabole.

❺ D'après $y(x) = \frac{-eE}{2mv_0^2} \times x^2$, si $x_L = L$, alors $y_L = \frac{-eE}{2mv_0^2} \times L^2$.



© Cned – Académie en ligne

❻ En quittant la région de l'espace où règne le champ électrique, l'électron n'est plus soumis à aucune force (on occulte le poids). Donc, d'après la première loi de Newton, le mouvement est rectiligne et uniforme.

# Chapitre 4 – Conservation de la quantité de mouvement d'un système isolé

## Activités d'apprentissage

### Activité 16

❶ C'est la force de pression de l'air qui s'exerce sur l'eau à l'intérieur de la bouteille qui expulse l'eau à grande vitesse hors de la bouteille. C'est donc cette force qui est à l'origine du décollage de la fusée.

❷ Dans les deux cas, la poussée vers le haut est due à l'éjection de matière, vers le bas, à grande vitesse. Ici, cette éjection est due à la force de pression. Dans le cas d'une fusée classique, l'éjection de matière est le résultat d'une réaction vive sous forme gazeuse.

### Activité 17

❶ Juste avant de brûler le fil, les forces qui s'exercent sur le chariot se compensent. Au moment où brûle le fil, la force exercée par l'élastique sur les points d'appui du chariot n'est plus compensée par celle qu'exerce le fil.

❷ Là encore, l'élastique exerce une force sur la pomme de terre qui n'est pas compensée quand le fil est brûlé.

❸ Si on considère le système chariot-élastique-pomme de terre, les forces précédentes ne sont pas des forces extérieures. Le système est soumis à un ensemble de forces (poids et réaction de la table) qui s'annulent. Le système est dit pseudo-isolé. Et pourtant, un mouvement apparaît au sein du système.

### Activité 18

Au départ, la personne et son sac étaient immobiles, donc leur quantité de mouvement était nulle.

Le système « personne-sac » est pseudo-isolé dans le référentiel terrestre : sa quantité de mouvement est donc constante (avant et après la séparation de la personne et du sac), soit nulle dans ce cas :

$$m_p\overrightarrow{v_P} + m_s\overrightarrow{v_s} = \vec{0}$$

Si on considère le mouvement selon un axe Ox, on projette orthogonalement la relation précédente sur l'axe Ox :

$$m_p v_P - m_s v_s = 0$$

La vitesse de recul de la personne est alors : $v_P = \dfrac{m_s}{m_p} v_s = \dfrac{5}{60} \times 3 = 0{,}25 \text{ m.s}^{-1}$



© Cned – Académie en ligne

## Exercices d'apprentissage

**Exercice 6** Le système « luge-enfant » est pseudo-isolé. Il y a conservation de la quantité de mouvement avant et après le saut.

$$m_e\vec{v} + m_L \times \vec{0} = (m_e + m_L)\vec{v_f}$$

d'où, après projection orthogonale sur un axe horizontal :

$$v_f = \frac{m_e}{m_e + m_L} v_e = \frac{30}{30+8} \times 4 = 3{,}2 \text{ m.s}^{-1}$$

**Exercice 7**

❶ D'après l'énoncé, les deux boules ont des vitesses telles que $-\vec{v}_{boule1} = \vec{v}_{boule2}$. Puisque leur masse est égale, la quantité de mouvement de l'ensemble est nulle.

❷ Le système constitué de deux boules est pseudo-isolé, il y a conservation de la quantité de mouvement avant et après le choc. Donc, après le choc, la quantité de mouvement est nulle.

❸ Donc, après le choc, les vitesses des deux boules vérifient toujours $-\vec{v}_{boule1} = \vec{v}_{boule2}$.

❹ Si les deux boules s'immobilisent à la suite du choc, la quantité de mouvement de l'ensemble est bien nulle : cela respecte donc la condition précédemment établie. Cependant, d'un point de vue énergétique, cela ne convient pas car il y a conservation de l'énergie mécanique (absence de frottement).

Ici, il n' y a pas d'énergie potentielle mise en jeu : l'énergie mécanique est l'énergie cinétique. Il doit donc y avoir conservation de l'énergie cinétique de l'ensemble des deux boules avant et après le choc. Si elles s'arrêtent, ce n'est pas le cas.

# Chapitre 5 – Mouvement des satellites et des planètes

## Activités d'apprentissage

**Activité 19** La moyenne des résultats donne : $\frac{T^2}{a^3} = 2{,}9745.10^{-19}\ s^2.m^{-3}$.

L'incertitude d'une valeur X par rapport à la valeur moyenne $X_m$ est donnée par :

$\frac{|X - X_m|}{X_m}$, que l'on peut exprimer en pourcentage.



© Cned – Académie en ligne

| | Mercure | Vénus | Terre | Mars | Jupiter |
|---|---|---|---|---|---|
| a (km) | $5{,}791.10^{7}$ | $1{,}0820.10^{8}$ | $1{,}4960.10^{8}$ | $2{,}2794.10^{8}$ | $7{,}7833.10^{8}$ |
| T (jours) | 87,969 | 224,70 | 365,26 | 686,98 | 4332,71 |
| $\frac{T^2}{a^3}$ ($s^2.m^{-3}$) | $2{,}9746.10^{-19}$ | $2{,}9754.10^{-19}$ | $2{,}9747.10^{-19}$ | $2{,}9748.10^{-19}$ | $2{,}9720.10^{-19}$ |
| Incertitude | $3.10^{-3}$ % | $2{,}0.10^{-2}$ % | $1.10^{-2}$ % | $7.10^{-3}$ % | $8{,}4.10^{-2}$ % |

Les incertitudes sont très faibles, les valeurs mesurées sont donc très proches de la valeur moyenne. Il y a bien une relation de proportionnalité entre $T^2$ et $a^3$.

## Activité 20

Sur l'illustration de la deuxième loi de Kepler, les aires $A_1$ et $A_2$ sont égales. Donc la durée de parcours entre $M_1$ et $M_1'$ est la même que celle entre $M_2$ et $M_2'$. De plus, comme l'illustre le schéma, $\overset{\frown}{M_2M_2'} > \overset{\frown}{M_1M_1'}$. La vitesse est plus grande entre $M_2$ et $M_2'$. Comme la distance Soleil-planète est la plus petite en $M_2'$, c'est là que la vitesse est la plus importante. Inversement, elle est la plus petite à l'aphélie : le point le plus éloigné du Soleil.

## Activité 21

Plaçons-nous dans le repère *Oxy* ayant pour origine le centre O de l'astre attracteur. Le satellite est situé en un point M tournant autour de O. L'angle $\theta$ varie avec le temps. On a $\overrightarrow{OM} = x\vec{i} + y\vec{j}$

*avec* $x(t) = R\cos\theta(t)$ *soit* $x = R\cos\theta$

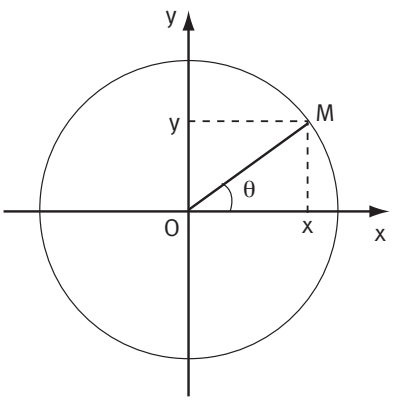
*et* $y(t) = R\sin\theta(t)$ soit $y = R\sin\theta$

$$\vec{v} = \frac{d\overrightarrow{OM}}{dt} = x'\vec{i} + y'\vec{j} = v_x\vec{i} + v_y\vec{j}$$

avec $v_x = x' = \frac{dx}{dt} = -R\,\theta'\sin(\theta)$

et $v_y = y' = \frac{dy}{dt} = R\,\theta'\cos(\theta)$

$$\theta' = \frac{d\theta}{dt}$$




(voir la dérivation de fonction composée dans les compléments mathématiques en chapitre 1).

L'accélération a donc pour coordonnées :

$$a_x = \frac{dv_x}{dt} = -R\theta''\sin\theta - R(\theta')^2\cos\theta \quad \text{avec} \quad \theta'' = \frac{d^2\theta}{dt^2}$$

$$a_y = \frac{dv_y}{dt} = R\theta''\cos\theta - R(\theta')^2\sin\theta$$

(voir la dérivation de fonction composée et de produit de fonction dans les compléments mathématiques en chapitre 1).



© Cned – Académie en ligne

Par application de la seconde loi de Newton, on a vu que l'accélération du satellite est dirigée vers le centre de l'astre attracteur. Elle est donc colinéaire au vecteur position $\overrightarrow{OM}$.

On a donc $\vec{a} = k\overrightarrow{OM}$ soit $a_x = kx$ et $a_y = ky$ ou encore $\frac{a_x}{a_y} = \frac{x}{y}$

Remplaçons x, y, $a_x$, $a_y$ par leur expression : $\frac{-R\theta''\sin\theta - R(\theta')^2\cos\theta}{R\theta''\cos\theta - R(\theta')^2\sin\theta} = \frac{\mathrm{R}\cos\theta}{R\sin\theta}$

Après simplification, il reste : $\frac{-\theta''\sin\theta - (\theta')^2\cos\theta}{\theta''\cos\theta - (\theta')^2\sin\theta} = \frac{\cos\theta}{\sin\theta}$

soit $\cos\theta\,(\theta''\cos\theta - (\theta')^2\sin\theta) = \sin\theta(-\theta''\sin\theta - (\theta')^2\cos\theta)$

En développant, on obtient $\theta''\cos^2\theta - (\theta')^2\cos\theta\sin\theta = -\theta''\sin^2\theta - (\theta')^2\cos\theta\sin\theta$

Après simplification, il reste $\theta''\cos^2\theta = -\theta''\sin^2\theta$

ou encore $\theta''\cos^2\theta + \theta''\sin^2\theta = 0$ soit $\theta''\left(\cos^2\theta + \sin^2\theta\right) = 0$ donc $\theta'' = 0$

La primitive de $\theta'' = 0$ donne $\theta' = \text{constante} = \omega$

La primitive de $\theta' = \omega$ donne $\theta = \omega t + \theta_0 = \omega t$ si on prend $\theta = \theta_0 = 0$ pour $t = 0$.

**Le mouvement est uniforme : l'angle $\theta$ croît linéairement au cours du temps : $\theta = \omega \times t$, avec $\omega$ une constante.**

## Activité 22

L'étude est faite dans le référentiel géocentrique. Attention, il faut mettre la distance Terre-Lune en mètres.

$$v = \sqrt{\frac{GM}{r}} = \sqrt{\frac{6{,}67.10^{-11} \times 5{,}97.10^{24}}{384.10^6}} = 1{,}02 \times 10^3 \text{ m.s}^{-1}$$

Notons que cette vitesse ne dépend pas de la masse de la Lune.

## Activité 23

Là encore, il faut mettre la distance Terre-Lune en mètres.

$$T = 2\pi\sqrt{\frac{r^3}{GM}} = 2\pi\sqrt{\frac{(384.10^6)^3}{6{,}67.10^{-11} \times 5{,}97.10^{24}}} = 2{,}37.10^6 \text{ s} = 27{,}4 \text{ jours} =$$

27 jours et 10 heures

## Activité 24

L'application numérique donne : $\frac{T^2}{r^3} = \frac{4\pi^2}{GM} = 2{,}9739.10^{-19}\ \text{s}^2.\text{m}^{-3}$.

Comparons cette valeur avec la valeur moyenne de l'activité 1 :

$$\frac{\left|2{,}9745.10^{-19} - 2{,}9739.10^{-19}\right|}{2{,}9745.10^{-19}} \times 100 = 0{,}02$$

Les deux valeurs sont très proches l'une de l'autre. La troisième loi de Kepler est vérifiée à 0,02 % près sur les cinq systèmes étudiés.



© Cned – Académie en ligne

# Exercices d'apprentissage

## Exercice 8 Détection d'exoplanètes

D'après la figure 2, la période de révolution T = 3,5 j $\Rightarrow$ T = $3{,}0.10^5$ s.

$\frac{T^2}{a^3} = \frac{4\pi^2}{GM}$ avec M = L masse de l'astre attracteur, donc ici M = $1{,}057 \times M_S$

$a^3 = \frac{T^2 G(1{,}057 \times M_S)}{4\pi^2}$, soit

$$a = \left( \frac{T^2 G(1{,}057 \times M_S)}{4\pi^2} \right)^{1/3} = \left( \frac{\left(3 \times 10^5\right)^2 \times 6{,}67 \times 10 - 11 \times 1{,}057 \times 2{,}00 \times 10^{30}}{4 \times \pi^2} \right)^{\frac{1}{3}}$$

a = $6{,}85.10^9$ m = $6{,}85.10^6$ km

La distance moyenne à l'étoile, donnée dans le document 1, est égale à 0,045 ua soit $6{,}8.10^6$ km.

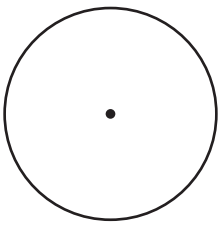
Les deux valeurs peuvent être considérées comme égales, la précision sur la mesure de *T* étant assez faible. Les valeurs de a sont égales si on garde deux chiffres significatifs comme pour la valeur de T déterminée graphiquement.

## Exercice 9 Mouvement de la Terre

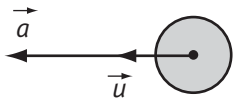
❶ La force subie par la Terre a pour expression : $\vec{F} = G\frac{M_T M_S}{R^2}\vec{u}$ .

❷ Deuxième loi de Newton : dans un référentiel galiléen, la somme des forces qui s'exercent sur un système est égale à la dérivée de sa quantité de mouvement par rapport au temps. Puisqu'on considère la masse de la Terre comme étant constante, on peut écrire $\vec{F} = G\frac{M_T M_S}{R^2}\vec{u} = M_T\vec{a}$.

❸ D'après ce qui précède, on peut écrire $\vec{a} = G\frac{M_S}{R^2}\vec{u}$. Donc $\vec{a}$ a la direction Terre-Soleil est dirigé de la Terre vers le Soleil et pour valeur $a = G\frac{M_S}{R^2}$. On le représente donc :



**Soleil**




**Terre**



© Cned – Académie en ligne

❹ Pour un mouvement circulaire et uniforme, on sait que l'accélération et la vitesse sont liées par $a = \frac{v^2}{R}$.

❺ Comme $a = G\frac{M_S}{R^2}$ et $a = \frac{v^2}{R}$, on peut écrire $v = \sqrt{\frac{GM_S}{R}}$.

❻ Il suffit de faire l'application numérique :

$$v = \sqrt{\frac{6{,}67.10^{-11} \times 1{,}98.10^{30}}{1{,}5.10^{11}}} = 2{,}97.10^4 \text{ m.s}^{-1}.$$

❼ Puisque le mouvement est circulaire et uniforme, on peut écrire que la durée T pour faire un tour du Soleil est $T = \frac{2\pi R}{v}$.

❽ Comme $v = \sqrt{\frac{GM_S}{R}}$ et $T = \frac{2\pi R}{v}$, alors on peut écrire $T = \frac{2\,\pi\, R^{\frac{3}{2}}}{\sqrt{GM_S}}$.

L'application numérique donne

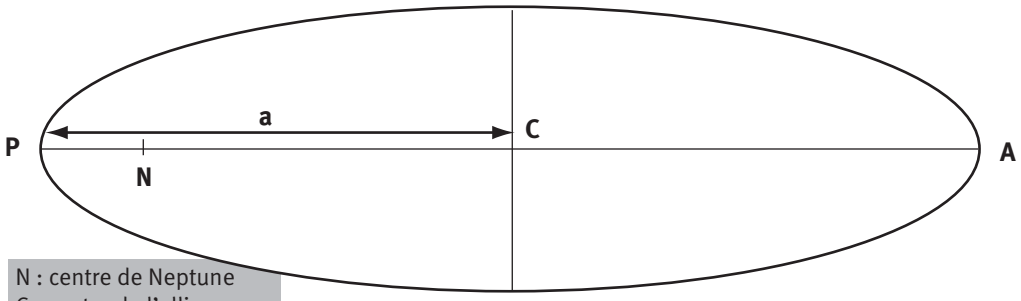
$$T = \frac{2 \times 3{,}14 \times (1{,}5.10^{11})^{1{,}5}}{\sqrt{6{,}67.10^{-11} \times 1{,}98.10^{30}}} = 3{,}17.10^7 \text{ s} = 367 \text{ jours.}$$

## Exercice 10 Observation d'un satellite de Neptune

❶ Il faut choisir comme solide de référence le centre de l'astre attracteur, ici Neptune. On choisit donc le référentiel neptunocentrique.

❷ Première loi de Kepler : Néréide parcourt une orbite elliptique dont un des foyers est occupé par le centre de Neptune. Deuxième loi de Kepler : le vecteur $\overrightarrow{NA}$ (A : centre de Néréide) balaie des aires égales pendant des durées égales.

❸ C'est la longueur *CP* (ou *CA*).




N : centre de Neptune
C : centre de l'ellipse
P : Péricentre de Néréide
A : Apocentre de Néréide

**4.1.** D'après la seconde loi de Kepler, ces aires sont égales.

**4.2.** La durée pour aller de $P_1$ à $P_2$ est la même que celle pour aller de $A_2$ à $A_1$, or la distance de $P_1$ à $P_2$ est supérieure à celle de $A_2$ à $A_1$. Donc la vitesse en P est supérieure à la vitesse en A.



© Cned – Académie en ligne

**5.1.** Troisième loi de Kepler : la période de révolution « T » au carré divisée par le demi-grand axe « a » de l'ellipse au cube est constante pour tous les satellites de Neptune.

**5.2.** $\frac{T_{ner}^2}{a^3} = \frac{(360\times 24\times 60\times 60)^2}{\left(5513.10^6\right)^3} = 5{,}77.10^{-15}\ s^2.m^{-3}$.

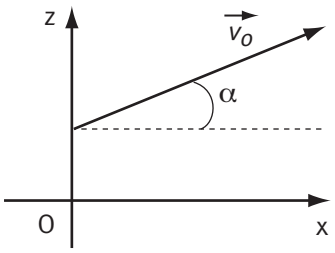
## Exercices de synthèse

### Exercice 1 Le trébuchet

❶ Le poids est vertical, dirigé vers le bas, et de valeur P = mg = 130 × 10 = 1 300 N.

❷ La deuxième loi de Newton donne $m\vec{a} = m\vec{g}$, d'où $\vec{a} = \vec{g}$. Donc $a_x = 0$ et $a_z = -g$.

❸ D'après le schéma ci-dessous, notées $v_{0x} = v_0 \cos\alpha$ et $v_{0z} = v_0 \sin\alpha$.



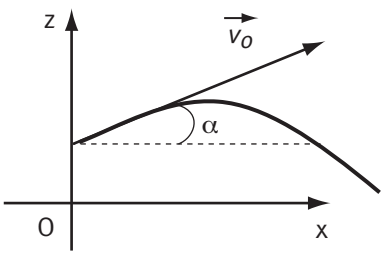

❹ En intégrant par rapport au temps $a_x$ et $a_z$, on trouve $v_x = v_0 \cos\alpha$ et $v_z = -gt + v_0 \sin\alpha$.

❺ On remarque que $v_x$ = constante. Sur l'axe horizontal, le mouvement est uniforme. On le justifie par le fait qu'aucune force ne s'exerce horizontalement.

❻ En intégrant les cordonnées de la vitesse par rapport au temps, on trouve $x(t) = (v_0 \cos\alpha) \times t$ et $z(t) = -\frac{1}{2} gt^2 + (v_0 \sin\alpha) \times t + H$.

❼ $x(t) = (v_0 \cos\alpha) \times t$ donne $t = \frac{x}{v_0 \cos\alpha}$. On reporte l'expression de t dans l'expression de z(t), et on trouve bien $z = -\frac{1}{2} g \frac{x^2}{v_0^2 \cos^2\alpha} + x\tan\alpha + H$.

❽ Il s'agit d'une trajectoire parabolique avec la concavité tournée vers le bas. L'allure est la suivante :






© Cned – Académie en ligne

❾ Les paramètres qui jouent un rôle sont l'angle de tir, la vitesse initiale et la hauteur H.

❿ Si la vitesse est horizontale, $\alpha = 0$, donc $z = -\frac{1}{2} g \frac{x^2}{v_0^2} + H$. Le projectile touche le sol si z = 0. Donc, l'abscisse du point de chute est telle que $z = -\frac{1}{2} g \frac{x^2}{v_0^2} + H = 0$ soit $x = v_0 \times \sqrt{\frac{2H}{g}}$ (on garde la valeur positive de x).

⓫ D'après la réponse précédente, $v_0 = x\sqrt{\frac{g}{2H}}$. On souhaite x = 100 m, donc $v_0 = 100 \times \sqrt{\frac{10}{2 \times 10}} = 71$ m.s$^{-1}$.

## Exercice 2 Particules en mouvement dans un champ

Déviation d'un faisceau d'électrons dans un champ électrique uniforme

❶ Calculons la valeur du poids de l'électron :
$P = mg = 9{,}1.10^{-31} \times 9{,}81 = 8{,}93.10^{-30}$ N.

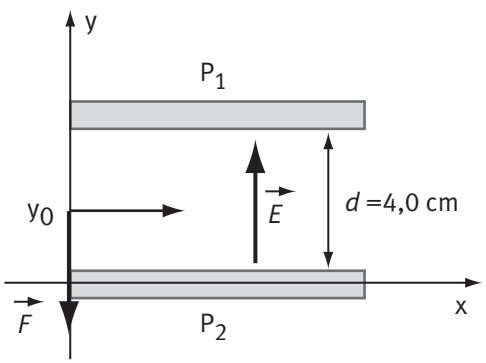
Calculons la valeur de la force électrique :

$F = e \times E = e \times \frac{U}{d} = 1{,}6.10^{-19} \times \frac{205}{0{,}04} = 8{,}2.10^{-16}$ N.

On remarque que F ⩾ P, on peut donc négliger le poids.

❷ On étudie l'électron dans le référentiel terrestre supposé galiléen. La seconde loi de Newton s'écrit : $m\vec{a} = \vec{F}$, donc $\vec{a} = \frac{\vec{F}}{m} = \frac{-e\vec{E}}{m}$.

❸ Pour que le faisceau soit dévié vers le bas, il faut que l'accélération soit dirigée vers le bas. D'après ce qui précède, le champ électrique doit être dirigé vers le haut : de $P_2$ vers $P_1$. Comme le champ électrique est dirigé du plus haut potentiel vers le plus bas, $P_2$ est de plus haut potentiel électrique que $P_1$.




❹ Comme $\vec{a} = \frac{-e\vec{E}}{m}$, en projetant sur Ox et Oy, on obtient $a_x = 0$, $a_y = \frac{-eE}{m}$.

En intégrant par rapport au temps, on obtient les coordonnées de la vitesse : $v_x = v_{0x} = v_0$, $v_y = \frac{-eE}{m} \times t + v_{0y} = \frac{-eE}{m} \times t$. En intégrant une seconde fois,



© Cned – Académie en ligne

on obtient les équations horaires :
$x(t) = v_0 \times t + x_0 = v_0 \times t$ et $y(t) = \frac{-eE}{2m} \times t^2 + y_0$.

❺ $x(t) = v_0 \times t$ donne $t = \frac{x}{v_0}$, qu'on remplace dans l'expression de y(t), ce qui donne $y(x) = \frac{-eE}{2mv_0^2} \times x^2 + y_0$. C'est l'équation cartésienne de la trajectoire.

Elle est bien de la forme $y = A_1x^2 + B_1$ où $A_1 = \frac{-eE}{2mv_0^2}$ et $B_1 = y_0$.

❻ $\vec{a} = \frac{-e\vec{E}}{m}$, donc $a_1 = \frac{e \times E}{m}$ et comme $A_1 = \frac{-eE}{2mv_0^2}$, on a bien la relation $A_1 = -\frac{a_1}{2v_0^2}$.

Comme $E = \frac{U}{d}$, alors $A_1 = -\frac{e \times \frac{U}{d}}{2 \times m \times v_0^2}$

Application numérique : $A_1 = -\frac{1{,}6.10^{-19} \times \frac{205}{0{,}04}}{2 \times 9{,}1.10^{-31} \times \left(1{,}5.10^7\right)^2} = -2{,}0\ m^{-1}$.

Mouvement d'une bille lancée horizontalement dans le champ de pesanteur terrestre

❶ Les actions dues à l'air sont les frottements et la poussée d'Archimède.

❷ La bille de masse M est étudiée dans le référentiel terrestre supposé galiléen. La deuxième loi de Newton donne $M\vec{a}_2 = M\vec{g}$, d'où $\vec{a}_2 = \vec{g}$. Donc $a_x = 0$ et $a_y = -g$. L'accélération est verticale et dirigée vers le bas. Sa valeur est $g = 9{,}81\ m.s^{-2}$.

❸ $A_2 = -\frac{a_2}{2v_0^2} = -\frac{g}{2v_0^2} = \frac{9{,}81}{2 \times 14^2} = -2{,}5.10^{-2}\ m^{-1}$.

❹ En intégrant deux fois les coordonnées de l'accélération par rapport au temps, on obtient les équations horaires : $x(t) = v_0t$ et $y(t) = \frac{1}{2}\ gt^2 + y_0$.

$x(t) = v_0 \times t$ donne $t = \frac{x}{v_0}$, qu'on remplace dans l'expression de y(t), ce qui donne $y(x) = \frac{-g}{2v_0^2} \times x^2 + y_0$. Donc $B_2 = y_0$.

Comme $y = A_2\ x^2 + B_2$, $A_2 = \frac{y - y_0}{x^2}$, la bille touche le sol en $x_S = 7{,}75$ m et, dans ce cas, $y_S = 0$. Donc $A_2 = \frac{y_S - y_0}{x_S^2} = \frac{0 - 1{,}5}{7{,}75^2} = -2{,}5.10^{-2}\ m^{-1}$.



© Cned – Académie en ligne

Comparaison des mouvements de ces deux corps

❶ Les trajectoires ont le même d'équation. On a, dans les deux cas, des trajectoires paraboliques vers le bas.

❷ Dans le premier cas, la masse n'a pas d'influence sur la force : F = e × E. Par contre, plus la masse est importante, plus l'accélération a une faible valeur :

$\vec{a} = \frac{\vec{F}}{m} = \frac{-e\vec{E}}{m}$ .

Dans le second cas, la force est proportionnelle à la masse : P = mg. Par contre, l'accélération est indépendante de la masse : $\vec{a}_2 = \vec{g}$ .

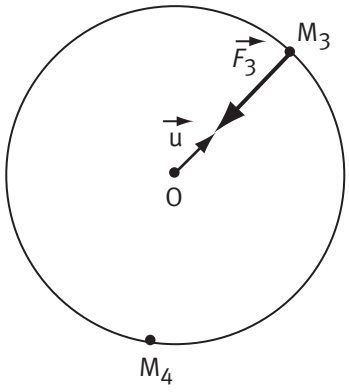
## Exercice 3 Des lois de Kepler à l'étude d'un astéroïde…

**1.1.1.** La première loi de Kepler stipule que les planètes décrivent des orbites elliptiques dont le Soleil occupe un des foyers. Sur la figure, le Soleil occupe bien un des foyers de l'ellipse.

**1.1.2.** D'après la deuxième loi de Kepler, ces aires sont égales.

**1.1.3.** La distance de $M_1$ à $M'_1$ est inférieure à la distance de $M_2$ à $M'_2$, donc la vitesse entre $M_1$ et $M'_1$ est inférieure à la vitesse entre $M_2$ et $M'_2$.

**1.2.1.** La force de gravitation est centripète.




**1.2.2.** $\vec{F}_3 = -G\frac{mM_S}{r^2}\vec{u}$ .

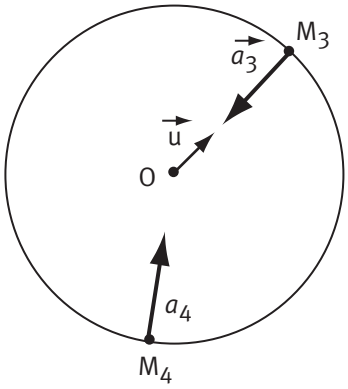
**1.2.3.** La deuxième loi de Newton appliquée à une planète de masse m étudiée dans le référentiel héliocentrique supposé galiléen s'écrit :

$m\vec{a_3} = \vec{F}_3 = -G\frac{mM_S}{r^2}\vec{u}$ , d'où $\vec{a_3} = -G\frac{M_S}{r^2}\vec{u}$ .

**1.2.4.** Les accélérations sont centripètes. Et puisque r = constante, elles ont la même valeur.



© Cned – Académie en ligne




**1.2.5.** Les accélérations sont centripètes, la trajectoire est circulaire et les accélérations ont la même valeur, donc le mouvement est circulaire et uniforme.

**1.2.6.** Troisième loi de Kepler pour une orbite circulaire : la période de révolution « T » au carré divisée par le rayon du cercle au cube est constante pour toutes les planètes : $\frac{T^2}{r^3} = cte$ . Soit $T^2 = cte \times r^3$. La représentation $T^2$ en fonction de $r^3$ est bien une droite qui passe par l'origine.

**1.2.7.** La constante est le coefficient directeur de la droite.
En prenant $T^2 = 1{,}2.10^{17}\ s^2$ et $r^3 = 4.10^{35}\ m^3$,
on retrouve bien $\frac{T^2}{r^3} \simeq 3{,}0\times10^{-19}$ S.I.

**1.2.8.** D'après la troisième loi de Kepler, pour Rhea Sylvia, on a également $\frac{T^2}{r^3} \simeq 3{,}0\times10^{-19}$ S.I.

Donc $r = \left(\frac{T^2}{3{,}0.10^{-19}}\right)^{\frac{1}{3}} = \left(\frac{(6{,}521\times365\times24\times60\times60)^2}{3{,}0.10^{-19}}\right)^{\frac{1}{3}} = 5{,}20.10^{11}$ m

**2.1.** T est la période de révolution d'un des deux satellites de Rhea Sylvia, r est leur distance au centre de Rhea Sylvia, M est la masse de Rhea Sylvia, G est la constante de gravitation universelle. $G = \frac{4\pi^2 r^3}{MT^2}$ , donc G s'exprime en $m^3kg^{-1}s^{-2}$.

**2.2.** On sait que Romulus a une période T = 87,6 h et est à une distance r = 1360 km de Rhea Sylvia. On peut donc calculer la masse M de Rhea Sylvia :

$M = \frac{4\pi^2 r^3}{GT^2} = \frac{4\times\pi^2\times(1360.10^3)^3}{6{,}67.10^{-11}\times(87{,}6\times60\times60)^2} = 1{,}5.10^{19}$ kg. ■



© Cned – Académie en ligne

# Corrigé séquence 5

## Chapitre 1

**Test 1** On calcule la masse molaire du sulfate de magnésium qui a pour formule $MgSO_4$ :

$M = 24 + 32 + 64 = 120$ g.mol$^{-1}$

On applique la formule : $n = \frac{m}{M} = \frac{60}{120} = 0{,}50$ mol

**Test 2** On applique la formule : $n = \frac{V}{V_{mol}} = \frac{50}{24} = 2{,}1$ mol

On en déduit la masse correspondante en utilisant : m = n.M.

La masse molaire du butane qui a pour formule $C_4H_{10}$ est égale :

$M = 4 \times 12 + 10 = 58$ g.mol$^{-1}$

Et on trouve finalement : $m = 2{,}1 \times 58 = 121{,}8$ g $= 1{,}2.10^2$ g avec 2 chiffres significatifs.

**Test 3** On applique la formule : $n = C.V_{sol} = 0{,}5 \times 0{,}300 = 0{,}15$ mol

On calcule la masse molaire du chlorure de magnésium qui a pour formule $MgCl_2$ :

$M = 24 + 2 \times 35{,}5 = 95$ g.mol$^{-1}$.

Puis on trouve la masse correspondante en utilisant :

$m = n.M = 0{,}15 \times 95 = 14{,}3$ g.

**Test 4** La masse à peser est **$m = n.M = C_0.V.M$**

$m = n.M = C_0.V.M = 5.10^{-3} \times 2 \times 158 =$ **1,58 g**

**Test 5** **Lors d'une dilution la quantité de matière se conserve :**

Dans 20 mL de solution $S_0$ prélevée, il y a $n_0 = C_0 \times V_0$ moles de soluté.

Cette quantité de matière de soluté se retrouve dans $V_1 = 500{,}0$ mL de solution $S_1$, $n_1 = C_1 \times V_1$

**$n_0 = n_1$** soit $C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$

La concentration molaire de la solution $S_1$ est **$C_1 = C_0.V_0 / V_1$**

$C_1 = (5.10^{-3} \times 20)/500 = 2.10^{-4}$ mol.L$^{-1}$



© Cned - Académie en ligne

Le facteur de la dilution réalisée est $F = V_1 / V_0 = 500/20 = 25$.

La solution mère a été diluée 25 fois.

**Test 6** $CuCl_2\ (s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$

$Fe_2(SO_4)_3\ (s) \rightarrow 2Fe^{3+}(aq) + 3\ SO_4^{2-}(aq)$

**Test 7** Solution de chlorure de cuivre II : $[Cu^{2+}] = C$ $[Cl^-] = 2C$

Solution de sulfate de fer III : $[Fe^{3+}] = 2C$ $[SO_4^{2-}] = 3C$

**Test 8** ❶ La quantité de matière de chaque réactif dans l'état initial est :

$$n_{o(Mg)} = \frac{m_{Mg}}{M_{Mg}} = \frac{2,00}{24,3} = 8,23.10^{-2}\,\text{mol}$$

$$n_{o(O_2)} = \frac{V_{O_2}}{V_m} = \frac{5,00}{24,0} = 0,208\,\text{mol}$$

❷ Le tableau d'avancement de la transformation chimique est :

| | Avancement | $2Mg(s)$ | + | $O_2\ (g)$ | $\rightarrow$ | $2\ MgO\ (s)$ |
|---|---|---|---|---|---|---|
| **État initial (en mol)** | 0 | $n_{0(Mg)}$ | | $n_{0(O_2)}$ | | 0 |
| **État final (en mol)** | $x_{max}$ | $n_{0(Mg)} - 2x_{max}$ | | $n_{0(O_2)} - x_{max}$ | | $2x_{max}$ |
| **État final (en mol)** | $4,12.10^{-2}$ | 0 | | 0,204 | | $8,24.10^{-2}$ |

❸ La valeur $\mathbf{x_{max}}$ de l'avancement maximal de cette transformation est :

$n_{0(Mg)} - 2x'_{max} = 0 \quad \Rightarrow \quad x'_{max} = 4,12.10^{-2}$ mol

$n_{0(O_2)} - x''_{max} = 0 \quad \Rightarrow \quad x''_{max} = 0,208$ mol

On conserve la plus petite valeur $x_{max} = x'_{max} = 4,12.10^{-2}$ mol

❹ Le réactif limitant est Mg, car il est consommé le premier.

❺ Les quantités de matière de magnésium restant et d'oxyde de magnésium formé sont égales lorsque : $n_{0(Mg)} - 2x = 2x$

D'où $x = \frac{n_{0(Mg)}}{4} = \frac{8,23.10^{-2}}{4} = 2,06.10^{-2}$ mol

❻ En fin de transformation, la masse d'oxyde de magnésium formé est :

$n_{MgO\ formé} = 2\ x_{max}$

$m_{MgO\ formé} = n_{MgO\ formé}.M_{MgO} = 2 \times 4,12.10^{-2} \times (24,3+16,0) = 3,32g$

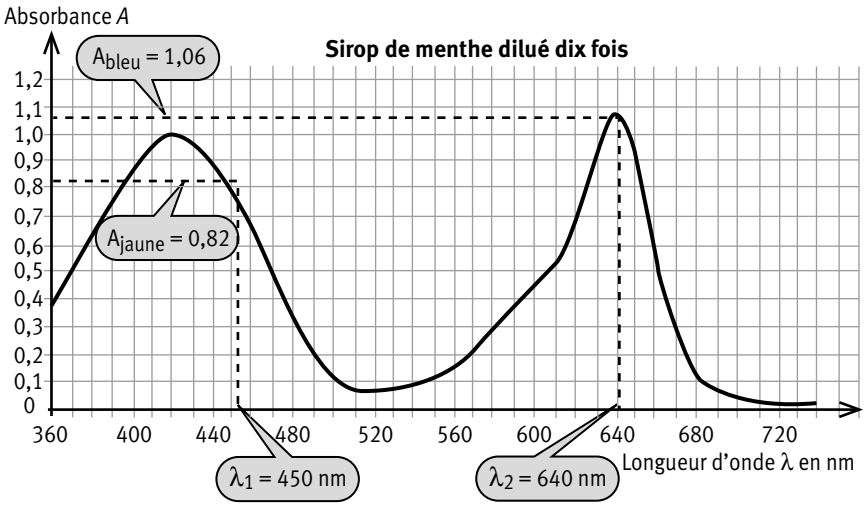
**Test 9** ❶ Pour réaliser le dosage par étalonnage de la tartrazine dans le mélange, il faut se placer à une longueur d'onde $\lambda$ qui soit proche du maximum d'absorbance pour le colorant jaune, et pour laquelle l'absorbance du colorant bleu soit nulle.

La longueur d'onde $\lambda_1 = 450$ nm vérifie ces deux conditions contrairement à la longueur d'onde $\lambda = 420$ nm (absorbance du bleu patenté non nulle).

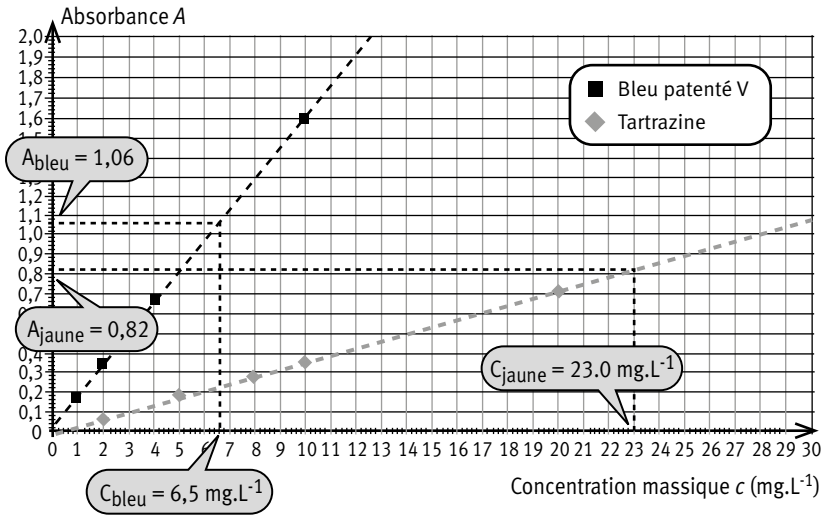


© Cned - Académie en ligne

❷




❸




le sirop de menthe ayant été dilué 10 fois on a finalement :

$c_{mB} = 10 \times 6{,}5 = 65$ mg.L$^{-1}$ et $c_{mT} = 10 \times 23{,}0 = 230$ mg.L$^{-1}$

## Test 10

❶ Les ions argent $Ag^+$ se sont transformés en métal argent Ag et le métal cuivre Cu s'est transformé en ions cuivre (II) $Cu^{2+}$ :

❷ L'ion argent $Ag^+$ a gagné 1 électron pour former l'atome Ag :

$$Ag^+_{(aq)} + e^- = Ag \qquad (1)$$

Cette demi-équation définit le couple $Ag^+/Ag$



© Cned - Académie en ligne

L'atome de cuivre a perdu 2 électrons pour former l'ion cuivre (II).

$$Cu_{(s)} = Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^{-} \qquad (2)$$

Cette demi-équation définit le couple $Cu^{2+}/Cu$

❸ Équation bilan : $2 \times (1) + (2)$ : $Cu_{(s)} + 2Ag^{+}_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ Ag_{(s)}$

### Test 11

| | | |
|---|---|---|
| On écrit : | $MnO^{-}_{4(aq)}$ | $= Mn^{2+}_{(aq)}$ |
| L'élément manganèse est équilibré. Il faut équilibrer **l'élément oxygène**. En milieu aqueux cela se fait avec l'**eau**. | $MnO^{-}_{4(aq)}$ | $= Mn^{2+}_{(aq)} + \mathbf{4H_2O}$ |
| Il faut équilibrer **l'élément hydrogène** introduit par l'eau. En milieu acide on utilise $\mathbf{H^{+}}$**(**aq) (ou $H_3O^{+}$) | $MnO^{-}_{4(aq)} + \mathbf{8H^{+}_{(aq)}}$ | $= Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$ |
| Il reste à équilibrer les **charges électriques**. On utilise pour cela les **électrons**. | $MnO^{-}_{4(aq)} + 8H^{+}(aq) + \mathbf{5e^{-}} = Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$ | |

# Chapitre 2

## Activités

### Activité 1

❶ Valeur moyenne $- \Delta pH \leq pH \leq$ valeur moyenne $+ \Delta pH$
soit $6,6 - 0,1 \leq pH \leq 6,6 + 0,1$

❷ $pH = 6,6 \pm 0,1$

❸ L'incertitude relative sur la concentration est donc : $\frac{\Delta pH}{pH} = \frac{0,1}{6,6} = 0,015$ $= 1,5\ \%$ : très faible incertitude relative, donc bonne précision.

### Activité 2

❶ La métrologie est la science de la mesure (littéralement). Elle intègre l'ensemble des connaissances et des actions permettant d'attribuer à une propriété particulière des objets, matériaux ou phénomènes, une valeur exprimée en nombre.

❷ La mesure du pH est très répandue dans le domaine de la microbiologie, le domaine médical et le domaine de l'environnement.

❸ La mesure du pH est aussi utilisée et nécessaire dans le domaine alimentaire, mais aussi dans le domaine agricole et horticole (pH de la terre pour les cultures et les plantations).

❹ Une autre grandeur de mesure électrochimique est la conductivité. Cette notion sera abordée dans les chapitres sur les dosages.



© Cned - Académie en ligne

## Activité 3

❶ Le pH étant connu à 0,05 unité près : $5{,}25 \leq pH \leq 5{,}35$

❷ $[H_3O^+] = 10^{-pH}$, fonction décroissante donc l'inégalité change de sens

$$10^{-5,25} \geq [H_3O^+] \geq 10^{-5,35}$$

soit $10^{-5,35} \leq [H_3O^+] \leq 10^{-5,25}$

$$4{,}467.10^{-6} \leq [H_3O^+] \leq 5{,}623.10^{-6}$$

❸ On peut donc écrire : $[H_3O^+]_{moy} = (4{,}467.10^{-6} + 5{,}623.10^{-6})/2 = 5{,}0.10^{-6}$

$\frac{5{,}623 - 4{,}467}{2} \simeq 0{,}6$ d'où $[H_3O^+] = (5{,}0 \pm 0{,}6).10^{-6} mol.L^{-1}$.

❹ L'incertitude relative sur la concentration est donc :

$$\frac{\Delta[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{0{,}6.10^{-6}}{5{,}0.10^{-6}} = 0{,}12 = 12\,\%.$$

❺ On retrouve bien l'ordre de grandeur du résultat annoncé.

## Activité 4

**Relation entre $[H_3O^+]$ et $[HO^-]$**

❶ Calcul de la concentration en ions $H_3O^+$ à partir des mesures de pH :

Le pH est lié à la concentration des ions $H_3O^+$ par la relation :

$pH = -\log [H_3O^+] \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$

$[H_3O^+] = 10^{-9,94} = 1{,}148.10^{-10}$ notée $1{,}1.10^{-10}$ avec 2 chiffres significatifs.

❷ Calcul du produit des concentrations en $HO^-$ et $H_3O^+$ :

$[HO^-] \times [H_3O^+] = 1{,}0.10^{-4} \times 1{,}1.10^{-10} = 1{,}1.10^{-14}$

| $[HO^-]$ en $mol.L^{-1}$ | $1{,}0.10^{-4}$ | $1{,}0.10^{-3}$ | $1{,}0.10^{-2}$ |
|---|---|---|---|
| pH mesuré | 9,94 | 11,02 | 11,97 |
| $[H_3O^+]$ en $mol.L^{-1}$ | **$1{,}1.10^{-10}$** | **$9{,}5.10^{-12}$** | **$1{,}1.10^{-12}$** |
| $[HO^-] \times [H_3O^+]$ | **$1{,}1.10^{-14}$** | **$9{,}5.10^{-15}$** | **$1{,}1.10^{-14}$** |

❸ Les valeurs obtenues sont très proches, et même identiques si on les exprime avec 1 seul chiffre significatif.

$[HO^-] \times [H_3O^+] \approx \mathbf{10^{-14}}$

## Activité 5

❶ Quantité de molécules d'eau contenue dans 1 L d'eau :

$$n(H_2O) = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{\rho_{eau} \times V}{M_O + 2\,M_H} = \frac{1\,000 \times 1}{16 + 2} = 55{,}5\,mol$$

❷ Quantité d'ions $H_3O^+$ contenue dans 1 L d'eau pure :

$$n(H_3O^+) = \left[H_3O^+\right] \times V = 10^{-pH} \times V = 10^{-7,0} \times 1 = 1{,}0.10^{-7}\,mol$$

❸ Pourcentage P de molécules d'eau concernées par l'autoprotolyse :

$$P = \frac{n_{eau\ réagit}}{n_{total}} \times 100 = \frac{2 \times 1{,}0.10^{-7}}{55{,}5} \times 100 = 3{,}6.10^{-7}\,\% \approx 4.10^{-7}\,\%$$



© Cned - Académie en ligne

$P \approx 4.10^{-9}$ donc seulement 4 molécules d'eau sur 1 milliard de molécules d'eau participent à l'autoprotolyse !!

Ce nombre est extrêmement faible. On peut donc négliger le phénomène d'autoprotolyse dans l'eau pure, et considérer que l'eau pure est constituée uniquement de molécules d'eau.

## Exercices d'apprentissage

### Exercice 1 QCM

❶ Soit de l'eau pure à 25 °C

**b)** pH = 7,0

**c)** $[HO^-] = 1,0.10^{-7}$ mol.L$^{-1}$.

❷ Soit une solution aqueuse de pH = 9,0 à 25 °C

**c)** $Ke = 1,0.10^{-14}$.

❸ Soit une solution aqueuse de $[HO^-] = 1,0.10^{-6}$ mol.L$^{-1}$ à 25 °C

**b)** pH = 8,0

**c)** $Ke = 1,0.10^{-14}$.

❹ À 25 °C, une solution acide a un pH :

**c)** inférieur à 7,0.

### Exercice 2 pH et concentration

En appliquant $pH = -\log [H_3O^+]$ et $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

| **Concentration en ions $H_3O^+$ (en mol.L$^{-1}$)** | $1,0.10^{-2}$ | **$1,0.10^{-6}$** | $5,0.10^{-3}$ | **$3,2.10^{-5}$** |
|---|---|---|---|---|
| **pH de la solution** | **2,0** | 6,0 | **2,3** | 4,5 |

### Exercice 3 Solution de soude

On sait que $Ke = [H_3O^+_{(aq)}] \times [OH^-_{(aq)}] = 10^{-14}$

d'où $\left[H_3O^+_{(aq)}\right] = \dfrac{Ke}{\left[HO^-_{(aq)}\right]} = \dfrac{10^{-14}}{5,0.10^{-3}} = 2,0.10^{-12}$mol/L

$[H_3O^+] < [HO^-]$ donc la solution est basique

Calcul du pH : on applique la relation définissant le pH d'une solution :

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 2,0.10^{-12} = 11,7$

### Exercice 4 Le produit ionique de l'eau

$Ke = [H_3O^+_{(aq)}] \times [OH^-_{(aq)}] = 10^{-14}$ à 25 °C



© Cned - Académie en ligne

$$\left[H_3O^+_{(aq)}\right] = \frac{Ke}{\left[HO^-_{(aq)}\right]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12}\,\text{mol/L}$$

puis pH = – log $[H_3O^+]$ = – log $10^{-12}$ = 12

| $[HO^-]$ (en mol.L$^{-1}$) | $10^{-2}$ | $2.10^{-2}$ | $10^{-7}$ | $10^{-9}$ | $2{,}3.10^{-12}$ |
|---|---|---|---|---|---|
| $[H_3O^+]$ (en mol.L$^{-1}$) | $10^{-12}$ | $5.10^{-13}$ | $10^{-7}$ | $10^{-5}$ | $4{,}3.10^{-3}$ |
| pH | 12 | 12,3 | 7 | 5 | 2,4 |

## Exercice 5 Précision dans la mesure du pH

L'encadrement de la valeur réelle du pH est $3{,}43 \leq pH \leq 3{,}45$

$[H_3O^+] = 10^{-pH}$, fonction décroissante donc l'inégalité change de sens

$$10^{-3,43} \geq [H_3O^+] \geq 10^{-3,45}$$

soit $10^{-3,45} \leq [H_3O^+] \leq 10^{-3,43}$

$$3{,}55.10^{-4} \leq [H_3O^+] \leq 3{,}71.10^{-4}$$

On peut donc écrire : $[H_3O^+]_{moy} = (3{,}55.10^{-4} + 3{,}71.10^{-4})/2 = 3{,}64.10^{-4}$ d'où $[H_3O^+] = (3{,}64 \pm 0{,}08).10^{-4}\text{mol.L}^{-1}$.

L'incertitude relative sur la concentration est donc :

$$\frac{\Delta[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{0{,}08.10^{-4}}{3{,}64.10^{-4}} = 0{,}022 = 2\,\%$$

## Exercice 6 pH d'une solution diluée

❶ Concentration en ions oxonium $[H_3O^+] = 1{,}0.10^{-10}$ mol/L.

Concentration en ions hydroxyde

$$\left[HO^-_{(aq)}\right] = \frac{Ke}{\left[H_3O^+_{(aq)}\right]} = \frac{10^{-14}}{1{,}0.10^{-10}} = 1{,}0.10^{-4}\,\text{mol/L}$$

Concentration apportée C de cette solution : $C = \left[HO^-_{(aq)}\right] = 1{,}0.10^{-4}\,\text{mol/L}$

❷ Par définition, la concentration apportée $C = \frac{n_{soluté}}{V} = \frac{m_{soluté}}{M_{soluté}.V}$ donc

$m_{soluté} = C.M_{soluté}.V$

Pour la préparation de 50 mL de cette solution, la masse de soluté est :

$m_{soluté} = C.M_{soluté}.V = 1{,}0.10^{-4} \times (12 + 3 + 16 + 39) \times 50.10^{-3}$

$m_{soluté} = 3{,}5.10^{-4}$ g = 0,35 mg

❸ Pour diluer 10 fois 5,0 mL de cette solution :

**a)** On utilise une pipette jaugée de 5,0 mL pour prélever la solution mère et une fiole jaugée de 10 × 5,0mL = 50,0 mL pour réaliser la dilution.



© Cned - Académie en ligne

**b)** La concentration de la solution diluée préparée est donc 10 fois plus faible : $C_d = C/10 = 10^{-5}$ mol/L.

**c)** Le pH de la solution diluée se calcule à partir de la nouvelle concentration $C_d$.

$$\left[H_3O^+_{(aq)}\right] = \frac{Ke}{\left[HO^-_{(aq)}\right]} = \frac{Ke}{C_d} = \frac{10^{-14}}{1,0.10^{-5}} = 1,0.10^{-9}\,\text{mol/L}$$

puis $pH_d = -\log [H_3O^+] = -\log 10^{-9} = 9,0$

La solution basique diluée 10 fois à un pH qui diminue de 1 unité.

## Exercice 7 pH et teinture

❶ et ❷

| | Bain A | Bain B | Bain C |
|---|---|---|---|
| Hélianthine | Jaune pH > 4,4 | Jaune pH > 4,4 | Jaune pH > 4,4 |
| Bleu de Bromothymol | Jaune pH < 6 | Bleu pH > 7,6 | Bleu pH > 7,6 |
| Phénolphtaléïne | Incolore pH < 8 | Incolore pH < 8 | Violacé pH > 10 |
| **Domaine de pH** | **4,4 < pH < 6** | **7,6 < pH < 8** | **10 < pH < 14** |
| **Nature du bain à 25 °C** | Acide | Légèrement basique | Très basique |

❸ $pH_A = -\log [H_3O^+] = -\log (2.10^{-5}) = 4,7$ donc le bain A est acide.

## Exercice 8 Acide ou basique ?

❶ Soit une solution aqueuse à 80 °C avec un pH égal à 6,5.
pKe = –logKe = –log $(2,5.10^{-13})$ = 12,6 et pKe/2 = 12,6/2 = 6,3 < 6,5
pH > pKe donc la solution est très légèrement basique.

❷ $$\left[HO^-\right] = \frac{n(HO^-)}{V} = \frac{1,0.10^{-4}}{0,200} = 5,0.10^{-4}\,\text{mol.L}^{-1}$$

ainsi $$\left[H_3O^+\right] = \frac{Ke}{\left[HO^-\right]} = \frac{2,5.10^{-13}}{5,0.10^{-4}} = 5,0.10^{-10}\,\text{mol/L}$$

d'où $pH = -\log [H_3O^+] = -\log (5,0.10^{-10}) = 9,3$

❸ $$\left[HO^-\right] = \frac{Ke}{\left[H_3O^+\right]} = \frac{Ke}{10^{-pH}} = \frac{2,5.10^{-13}}{10^{-4,7}} = 1,3.10^{-8}\,\text{mol/L}$$

❹ À 37 °C pKe/2 = 13,6/2 = 6,8 < 7,4

Dans le sang du corps humain pH > pKe/2 donc le sang est un liquide basique.

## Exercice 9 pH d'une eau industrielle

Lorsqu'on dilue une solution acide, le pH augmente.
Initialement, $pH_i = 4,2$ donc $[H_3O^+]_i = 10^{-pH} = 10^{-4,2} = 6,3.10^{-5}$ mol/L.



© Cned - Académie en ligne

Après dilution, il faut un pH final tel que :

$pH_f > 6{,}0 \Leftrightarrow -\log [H_3O^+]_f > 6{,}0 \Leftrightarrow \log [H_3O^+]_f < -6{,}0 \Leftrightarrow [H_3O^+]_f < 10^{-6}$mol/L

Le facteur de dilution est le rapport des concentrations :

$\frac{[H_3O^+]_i}{[H_3O^+]_f} = \frac{6{,}3.10^{-5}}{1{,}0.10^{-6}} = 63$. Il suffit donc de diluer au moins d'un facteur 63.

Diluer 100 fois conviendrait donc parfaitement.

# Chapitre 3

## Activités

### Activité 6 Réaction entre l'ammoniac et l'acide chlorhydrique

Écrire l'équation de la réaction résultant de cette observation.

$$NH_{3(aq)} + H_3O_{(aq)}{}^+ + Cl^-{}_{(aq)} \rightarrow NH_4Cl_{(s)}$$

Conclusion de l'activité 1 : **Lors de cette transformation chimique, l'ammoniac $NH_3$ a gagné un ion hydronium (appelé proton) $H^+$ pour former l'ion ammonium $NH_4{}^+$.**

### Activité 7 Les changements de couleur du BBT

*Résultats de l'expérience 1 : la solution devient JAUNE.*

*Interprétation de l'expérience 1 : Il s'est donc formé l'espèce colorée jaune $HIn_{(aq)}$.*

$$In^-_{(aq)} + CH_3COOH_{(aq)} \rightarrow HIn_{(aq)} + CH_3COO^-{}_{(aq)}$$

| L'ion **$In^-$** : | | | La molécule **$CH_3COOH$** : | | |
|---|---|---|---|---|---|
| ■ a gagné | ■ 1 | ☐ atome d'hydrogène H | ☐ a gagné | ■ 1 | ☐ atome d'hydrogène H |
| ☐ a perdu | ☐ 2 | ■ cation H+ ***(ion hydronium)*** | ■ a perdu | ☐ 2 | ☐ cation $H^+$ |
| | ☐ 3 | ☐ anion $H^-$ ***(ion hydrure)*** | | ☐ 3 | ☐ anion $H^-$ |

*Conclusion de l'expérience 1 :*

$In^-$(aq) a gagné un proton $H^+$et a formé l'espèce $HIn_{(aq)}$.

$CH_3COOH$ a perdu un proton $H^+$et a formé l'espèce $CH_3COO^-$.

$In^-$(aq) et $CH_3COOH$ ont échangé un proton $H^+$.

*Résultats de l'expérience 2 : la solution devient BLEUE.*

*Interprétation de l'expérience 2 : Il s'est donc formé l'espèce colorée bleue $In^-(aq)$.*

$HIn_{(aq)} + NH_{3(aq)} \rightarrow In^-_{(aq)} + NH_4{}^+{}_{(aq)}$



© Cned - Académie en ligne

| La molécule **HIn** : | | | La molécule $NH_3$ : | | |
|---|---|---|---|---|---|
| ☐ a gagné | ■ 1 | ☐ atome d'hydrogène H | ■ a gagné | ■ 1 | ☐ atome d'hydrogène H |
| ■ a perdu | ☐ 2 | ■ cation $H^+$ | ☐ a perdu | ☐ 2 | ■ cation $H^+$ |
| | ☐ 3 | ☐ anion $H^-$ | | ☐ | ☐ anion $H^-$ |

*Conclusion de l'expérience 2 :*

$HIn_{(aq)}$ et $NH_{3(aq)}$ ont échangé un proton $H^+$.

Conclusion de l'activité 2 : **Lors de ces transformations chimiques, certaines espèces ont gagné un proton $H^+_{(aq)}$, et d'autres espèces ont perdu un proton $H^+_{(aq)}$. Lors de ces transformations chimiques, un proton $H^+_{(aq)}$ a été échangé.**

## Activité 8 Notion d'équilibre chimique

❶

| $c(CH_3CO_2H)$ en $mol.L^{-1}$ | $10^{-4}$ | $10^{-3}$ | $10^{-2}$ |
|---|---|---|---|
| pH mesuré à 25 °C | 4,3 | 3,9 | 3,4 |
| $\left[H_3O^+\right]$ calculée en $mol.L^{-1}$ | $5,0.10^{-5}$ | $1,3.10^{-4}$ | $4,0.10^{-4}$ |

Dans les 3 solutions d'acide éthanoïque : $c(CH_3CO_2H) > \left[H_3O^+\right]$

❷ Tableau d'avancement de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau :

| Équation : | $CH_3CO_2H$ (aq) + | $H_2O$ (L) | $\rightarrow$ $CH_3CO_2^-$(aq) + | $H_3O^+$(aq) |
|---|---|---|---|---|
| E.I (en mol) | $n_i$ | solvant | 0 | 0 |
| En cours | $n = n_i - x$ | solvant | x | x |
| E.F (en mol) | $n_f = n_i - x_f$ | solvant | $x_f$ | $x_f$ |

*D'après la case grisée , $x_f = n_f$ ($\mathbf{H_3O^+}$) $= \left[H_3O^+\right].V$*

De plus, le réactif limitant étant l'acide éthanoïque (l'eau, solvant, est en excès), $x_{max}$ est tel que $n_i - x_{max} = 0$

soit $x_{max} = n_i = c(CH_3CO_2H).V$

Or expérimentalement $\left[H_3O^+\right] < c(CH_3CO_2H)$ donc $x_f < x_{max}$ : la réaction n'est pas totale.

On est dans le 2e cas, donc en présence d'un équilibre.

L'équation s'écrit donc avec la double flèche :

$CH_3CO_2H$ (aq)+$H_2O$ (l) $\rightleftharpoons$ $CH_3CO_2^-$(aq)+$H_3O^+$(aq)

## Activité 9 Détermination expérimentale du $K_A$ d'un couple par pH-métrie

❶ $HInd_{(aq)} + H_2O_{(l)} = Ind^-_{(aq)} + H_3O^+$



© Cned - Académie en ligne

❷ $n_{H_3O^+} = x_f$ d'où $[H_3O^+] = \dfrac{x_f}{V} = 10^{-pH}$

$x_f = n_{H_3O^+} = 10^{-pH}.V = 10^{-4,2} \times 0,1000 = 6,3 \times 10^{-6}$ mol

❸ Si HInd est totalement consommé alors $n_{HInd} - x_{max} = 0$, soit $c.V - x_{max} = 0$.

$x_{max} = c.V = 2,9 \times 10^{-4} \times 0,1000 = 2,9.\ 10^{-5}$ mol

$x_f < x_{max}$ donc l'acide n'est pas totalement dissocié : la transformation n'est pas totale, elle est limitée. L'acide HInd est donc un acide faible.

❹ $K_A = \dfrac{\left[H_3O^+\right]_f . \left[Ind^-_{(aq)}\right]_f}{\left[HInd_{(aq)}\right]_f}$

D'après l'équation chimique $[H_3O^+]_f = [Ind^-_{(aq)}]_f$ d'où $K_A = \dfrac{\left[H_3O^+\right]_f^2}{\left[HInd_{(aq)}\right]_f}$

D'après la conservation de la matière $[HInd_{(aq)}]_{ini} = c = [HInd_{(aq)}]_f + [Ind^-_{(aq)}]_f$, donc $[HInd_{(aq)}]_f = c - [Ind^-_{(aq)}]_f = c - [H_3O^+]_f$

$$K_A = \frac{\left[H_3O^+\right]_f^2}{c - \left[H_3O^+\right]_f} = \frac{10^{-2pH}}{c - 10^{-pH}}$$

❺ Application numérique : $K_A = \dfrac{10^{-2\times4,2}}{2,9\times10^{-4} - 10^{-4,2}} = 1,8 \times 10^{-5}$

$pK_A = -\log K_A = -\log (1,8 \times 10^{-5}) = 4,8$

## Activité 10 Détermination expérimentale du $K_A$ d'un couple par spectrophotométrie

❶ Afin que l'absorbance de la forme acide soit quasiment nulle et celle de la forme basique du vert de bromocrésol soit maximale, il faut régler le spectrophotomètre sur une longueur d'onde proche de 630 nm.

❷ Pour la solution nº 10, à pH = 5,3 on obtient

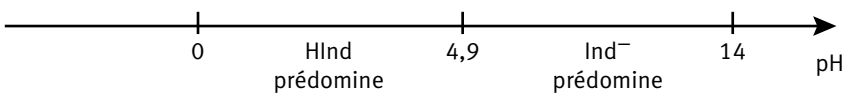
$$\%[Ind^-] = \frac{[Ind^-]}{[Ind^-]+[HInd]} \times 100 = \frac{[Ind^-]}{c} \times 100 = \frac{0,746}{0,970} \times 100 = 76,9\ \%,$$

qui correspond bien à l'ordonnée du point d'abscisse pH = 5,3.

On a $[HInd] = [Ind^-]$ lorsque les 2 espèces sont à 50 % (intersection des 2 courbes).

Lorsque $[Ind^-_{(aq)}] = [Hind_{(aq)}]$ alors pH= 4,9.

❸ Diagramme de prédominance :




❹ La teinte sensible du vert de bromocrésol est le **vert**. Il prend cette coloration dans un intervalle de pH appelé la **zone de virage**. Le tableau nous indique que :



© Cned - Académie en ligne

- le passage de la coloration acide à la teinte sensible a lieu pour $3{,}3 < pH < 3{,}8$.
- le passage de la teinte sensible à la coloration basique a lieu pour $5{,}3 < pH < 6{,}2$.

À partir des valeurs du tableau, on ne peut pas donner un intervalle précis. On peut répondre que cet intervalle est **3,8 < pH < 5,3**, mais on peut aussi dire **3,3 < pH < 6,2**. Il manque des données dans le tableau si on veut être plus précis.

❺ La teinte acide du vert de bromocrésol est visible si $\frac{[HInd_{(aq)}]}{[Ind^-_{(aq)}]} > 10$,

soit $\frac{[Ind^-_{(aq)}]}{[HInd_{(aq)}]} < 10^{-1}$ alors $\log \frac{[Ind^-_{(aq)}]}{[HInd_{(aq)}]} < -1$ or $pH = pK_A + \log \frac{[Ind^-_{(aq)}]}{[HInd_{(aq)}]}$

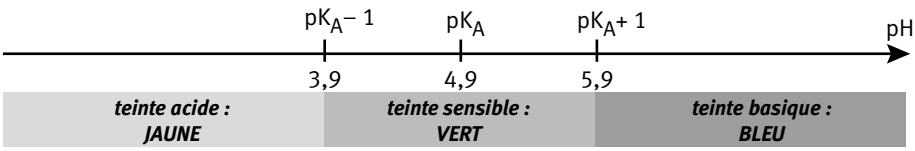
**Le vert de bromocrésol prend sa teinte acide si $pH < pK_A - 1$.**

Le vert de bromocrésol prend sa teinte basique si $\frac{[Ind^-_{(aq)}]}{[HInd_{(aq)}]} > 10$,

alors $\log \frac{[Ind^-_{(aq)}]}{[HInd_{(aq)}]} > 1$ or $pH = pK_A + \log \frac{[Ind^-_{(aq)}]}{[HInd_{(aq)}]}$

**Le vert de bromocrésol prend sa teinte basique si $pH > pK_A + 1$.**

$\frac{[HInd_{(aq)}]}{[Ind^-_{(aq)}]} > 10$ $\quad$ $\frac{[Ind^-_{(aq)}]}{[HInd_{(aq)}]} \approx 1$ $\quad$ $\frac{[Ind^-_{(aq)}]}{[HInd_{(aq)}]} > 10$




❻ On a évalué précédemment que le vert de bromocrésol présente sa teinte sensible pour $3{,}8 \leq pH \leq 5{,}3$ (ou $3{,}3 < pH < 6{,}2$). Mais cette évaluation est basée sur le tableau qui ne donne pas la coloration d'une solution de vert de bromocrésol dont le pH serait égal à 5,9. L'intervalle trouvé par le calcul est cohérent avec les données dont on dispose.

## Exercices d'apprentissage

### Exercice 10 Identifier la base

La potasse, solide ionique, est le nom usuel de l'hydroxyde de potassium.

❶ Les ions qui constituent ce solide ionique sont l'ion potassium $K^+$ et l'ion hydroxyde $HO^-$.

❷ Un solide ionique étant neutre, sa formule est KOH.



© Cned - Académie en ligne

❸ Équation de la réaction de dissolution dans l'eau de l'hydroxyde de potassium : $KOH \rightarrow K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

❹ Parmi les ions dissous, la base au sens de Brönsted est l'ion $OH^-_{(aq)}$ car il est capable de capter un proton selon la demi-équation protonique :

$OH^-_{(aq)} + H^+_{(aq)} = H_2O$

❺ Il appartient donc au couple acide/base : $H_2O$ / $OH^-_{(aq)}$

## Exercice 11 Antiseptique oculaire

La solution aqueuse d'acide borique $HBO_{2(aq)}$ est comme antiseptique oculaire léger.

❶ La formule de la base conjuguée de l'acide borique $HBO_{2(aq)}$ appelée ion borate est l'espèce obtenue par perte d'un proton, soit $BO^-_{2(aq)}$.

❷ La demi-équation acido-basique du couple acide borique / ion borate est : $HBO_{2(aq)} = BO^-_{2(aq)} + H^+_{(aq)}$

## Exercice 12 Un triacide

L'acide phosphorique a pour formule $H_3PO_4$. C'est un antioxydant de code E338. Il est présent dans les boissons au cola.

❶ Par perte d'un premier proton $H^+$, l'acide phosphorique se transforme en ion dihydrogénophosphate.

**a)** La formule de l'ion dihydrogénophosphate est $H_2PO^-_4$.

**b)** La demi-équation acido-basique du couple acide phosphorique / ion dihydrogénophosphate est :

$H_3PO_{4\,(aq)} = H_2PO^-_{4(aq)} + H^+_{(aq)}$

❷ À son tour, l'ion dihydrogénophosphate peut perdre un proton $H^+$ et se transformer en ion hydrogénophosphate.

**a)** La formule de l'ion hydrogénophosphate est $HPO^{2-}_4$.

La demi-équation acido-basique du deuxième couple formé est :
$H_2PO^-_{4(aq)} = H^+_{(aq)} + HPO^{2-}_{4\,(aq)}$.

❸ Enfin, l'ion hydrogénophosphate peut perdre un proton et se transformer en ion phosphate.

**a)** La formule de l'ion phosphate est $PO^{3-}_4$.

**b)** La demi-équation acido-basique du troisième couple formé est :
$HPO^{2-}_{4\,(aq)} = H^+_{(aq)} + PO^{3-}_{4\,(aq)}$.

❹ Le mot « triacide » provient du fait que l'acide phosphorique $H_3PO_4$ est capable de perdre 3 protons.

❺ Parmi les espèces obtenues il y a 2 ampholytes, espèces pouvant jouer le rôle d'acide et le rôle de base : l'ion dihydrogénophosphate $H_2PO^-_4$ (acide du couple $H_2PO^-_4$/ $HPO^{2-}_4$ et base du couple $H_3PO_4$ / $H_2PO^-_4$) et l'ion hydrogénophosphate $HPO^{2-}_4$ (acide du couple $HPO^{2-}_4$/ $PO^{3-}_4$ et base du couple $H_2PO^-_4$/ $HPO^{2-}_4$).



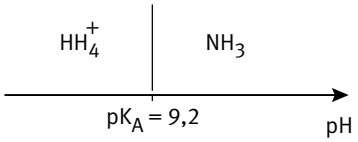
© Cned - Académie en ligne

## Exercice 13 Rapport de concentrations

Une solution contenant divers couples acido-basiques, dont le couple $NH_4^+/NH_3$ de $K_A = 6{,}3.10^{-10}$, a un pH égal à 10,5.

❶ $pK_A = -\log K_A = -\log (6{,}3.10^{-10}) = 9{,}2 < 10{,}5$ donc $\mathbf{pK_A < pH}$.

D'après le diagramme de prédominance,




on en déduit que l'espèce prédominante du couple $NH_4^+/NH_3$ dans cette solution est la base $NH_3$.

❷ D'après la relation fondamentale $\boxed{pH = pK_A + \log\left(\frac{[base]_f}{[acide]_f}\right)}$, on déduit $\log\left(\frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}\right) = pH - pK_A$

D'où $\frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 10^{pH-pK_A}$ soit $\frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 10^{10,5-9,2} = 10^{1,3} = 19{,}95 \approx 20$.

Ce résultat confirme que $NH_3$ prédomine dans cette solution (20 fois plus de $NH_3$ que de $NH_4^+$).

## Exercice 14 Solution d'éthanoate de sodium

❶ $CH3COONa \xrightarrow{eau} CH3COO^- + Na^+$.

❷ pH = 9 > 7 : la solution est donc basique.
L'ion éthanote est la base conjuguée de l'acide $CH_3COOH$, dans le couple $CH_3COOH$ / $CH_3COO^-$

❸ On ajoute de l'acide chlorhydrique : le pH diminue.
$CH_3COO^- + H_3O^+ \longrightarrow CH_3COOH + H_2O$

## Exercice 15 Eau de piscine

Le volume de la piscine est : V = L.l.h = $25 \times 6 \times 2{,}5 = 375\ m^3 = 3{,}75.10^5$ L.

Quantité de matière d'ion hydronium apportée par l'eau :

$n_1(H_3O^+) = V.10^{-pH} = 3{,}75.10^5 / 10^{-5,5} = 1{,}19$ mol

Quantité de matière d'ion hydronium apportée par l'ajout d'acide :

$n_2 = (H_3O^+) = C.V = 12 \times 0{,}250 = 3{,}0$ mol

pH final de l'eau de la piscine : $n(H_3O^+) = n_1(H_3O^+) + n_2(H_3O^+) = 4{,}19$ mol d'ion hydronium dans $V = 3{,}75.10^5$ L

$[H_3O^+] = n(H_3O^+) / V = 4{,}19 / 3{,}75.10^5 = 1{,}12\ 10^{-5}$ mol $L^{-1}$.

$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1{,}12\ 10^{-5}) = 4{,}95$



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 16 Dilution

❶ Par définition $pH = -\log[H_3O^+]$

❷ $pH_A = -\log[H_3O^+] = -\log(2{,}0 \times 10^{-3)} = 2{,}7$

❸ $[H_3O^+]_B = 10^{-pH} = 10^{-3{,}5} = 3{,}2\ 10^{-4}$ mol $L^{-1}$

❹ $n(H_3O^+)_B = [H_3O^+].V = 3{,}2\ 10^{-4} \times 0{,}020 = 6{,}4\ 10^{-6}$ mol

❺ Les 20 mL de solution B sont dilués avec 80 mL d'eau donc le volume final est de 100 mL.

Le volume final est 5 fois plus grand que le volume initial; la concentration de la solution C est 5 fois plus petit que celui de la solution B soit

$[H_3O^+]_C = 6{,}4\ 10^{-5}$ mol.$L^{-1}$.

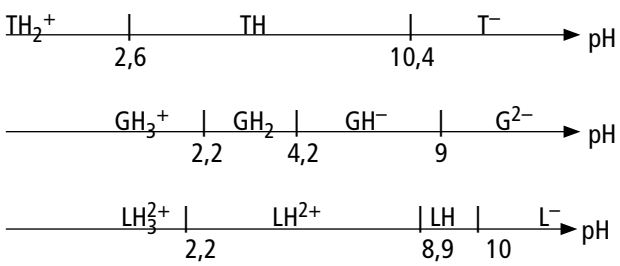
$pH_C = -\log([H_3O^+]/5) = -\log[H_3O^+] + \log 5 = pH + \log 5 = 3{,}5 + 0{,}7 = 4{,}2$

ou bien

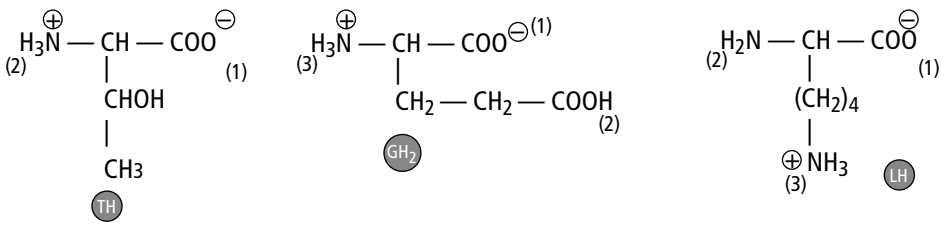
$pH_C = -\log[H_3O^+]_C = -\log(6{,}4\ 10^{-5}) = 4{,}2$

## Exercice 17 Acides aminés

❶



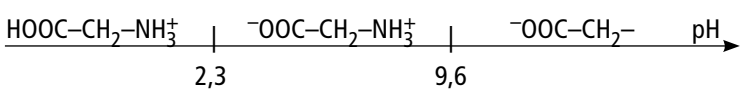

❷ Les formules sur le flacon sont fausses. Elles montrent la neutralité de la molécule mais les protons ne sont pas à leur place :




❸ À pH = 6,5, la thréonine reste au milieu (forme neutre TH), l'acide glutamique migre vers le pôle + (forme $GH^-$) alors que la lysine migre vers le pôle – (forme $LH^{2+}$).

## Exercice 18 Le glycocolle

❶




❷ pH isoélectrique = 5,95



© Cned - Académie en ligne

# Chapitre 4

## Activités

### Activité 11 Mesures de pH de solutions acides

❶ et ❷

| | Solutions d'acide chlorhydrique | | | Solutions d'acide éthanoïque | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Concentration $C_{ai}$ en soluté | $C_{a1} = 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ | $C_{a2} = 10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ | $C_{a3} = 10^{-4}$ mol.L$^{-1}$ | $C'_{a1'} = 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ | $C'_{a2} = 10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ | $C'_{a3} = 10^{-4}$ mol.L$^{-1}$ |
| $-\log C_{ai}$ | 2 | 3 | 4 | 2 | 3 | 4 |
| $pH_{mesuré}$ | 2,0 | 3,0 | 4,0 | 3,4 | 3,9 | 4,6 |
| $[H_3O^+]$ (en mol.L$^{-1}$) | $1,0.10^{-2}$ | $1,0.10^{-3}$ | $1,0.10^{-4}$ | $4,0.10^{-4}$ | $1,3.10^{-4}$ | $2,5.10^{-5}$ |

❸ On remarque que $[H_3O^+] = C_{ai}$ pour l'acide chlorhydrique : il réagit donc totalement avec l'eau.

Par définition (vue dans le chapitre 3), on en déduit que l'acide chlorhydrique est donc un acide fort.

On remarque que $[H_3O^+] \neq C_{ai}$ (et même $[H_3O^+] < C_{ai}$) pour l'acide éthanoïque : il ne réagit donc pas totalement avec l'eau. Sa réaction est limitée, un équilibre est atteint.

Par définition (vue dans le chapitre 3) on en déduit que l'acide éthanoïque est donc un acide faible.

❹ Expression du pH d'une solution d'acide fort en fonction de sa concentration $C_a$ : Pour l'acide fort (acide chlorhydrique ) on a $[H_3O^+] = C_{ai}$
soit $pH = -\log[H_3O^+] = -\log C_{ai}$

Cette relation n'est pas vérifiée pour l'acide faible (acide éthanoïque).

### Activité 12 Mesures de pH de solutions basiques de soude

❶ On réalise une dilution de la solution mère de soude dans le volume $V_0 = 50,0$ mL d'eau :

Lors d'une dilution, la quantité de soluté (NaOH) se conserve, ce qui se traduit par l'égalité suivante :

$C_{b0}V = C_b(V_0 + V)$ soit $C_b = \dfrac{C_{b0}V}{V + V_0}$

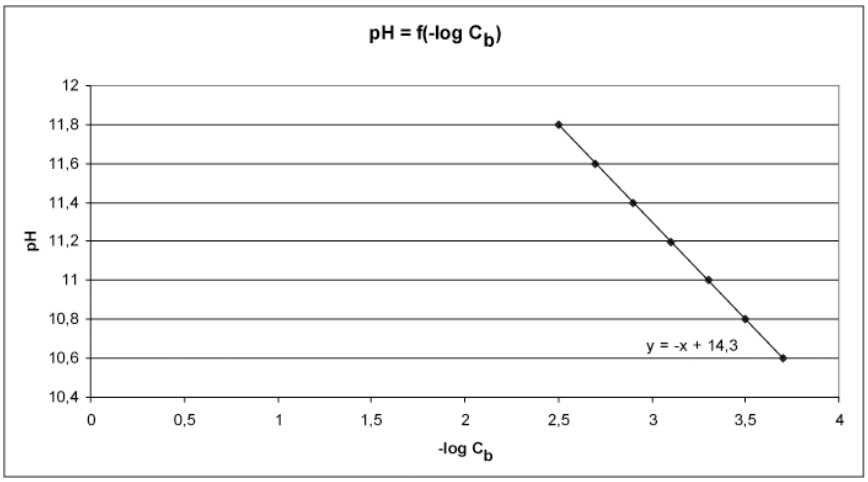
❷

| V (mL) | 1,0 | 1,6 | 2,6 | 4,3 | 7,2 | 12,4 | 23,0 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| $pH_{mesuré}$ | 10,6 | 10,8 | 11 | 11,2 | 11,4 | 11,6 | 11,8 |
| $C_b$ (mol.L$^{-1}$) | $2,0.10^{-4}$ | $3,1.10^{-4}$ | $4,9.10^{-4}$ | $7,9.10^{-4}$ | $1,3.10^{-3}$ | $2,0.10^{-3}$ | $3,2.10^{-3}$ |
| $-\log C_b$ | 3,7 | 3,5 | 3,3 | 3,1 | 2,9 | 2,7 | 2,5 |



© Cned - Académie en ligne

❸




L'équation de la droite obtenue est pH = 14,3 + log$C_b$.

❹ Pour la solution de soude, qui est une base forte, on obtient la relation pH = 14,3 –(– log $C_b$) = 14,3 + log $C_b$ ≈ 14 + log $C_b$

❺ pH = pKe + log $C_b$

## Activité 13 Effet thermique

❶ L'hydroxyde de sodium et l'acide chlorhydrique sont tous les deux des produits très corrosifs. Aussi la manipulation des solutions concentrées nécessite-t-elle le port de gants et de lunettes de protection.





*Ancien pictogramme*




*Nouveau pictogramme*



Ce sigle signifie que le produit peut détruire les tissus vivants ou d'autres surfaces.
Les précautions à prendre sont les suivantes :
– Éviter tout contact avec la peau, les vêtements.
– Mettre des gants, de lunettes de protection et une blouse en coton.
– Ne pas respirer les vapeurs.

❷ Une réaction qui libère de la chaleur est une réaction exothermique.

❸ Avec masse du mélange m = 200 g ; capacité calorifique massique de l'eau $C_o$ = 4 180 J.kg$^{-1}$°C$^{-1}$ et $\theta_2 - \theta_1$= 26,2 – 19,7 = 6,5 °C.

La quantité de chaleur libérée par cette réaction dans le mélange est

$Q = m\ C_0(\theta_2 - \theta_1) = 0{,}200 \times 4\ 180 \times (25{,}3 - 18{,}8) = 5\ 434$ J.



© Cned - Académie en ligne

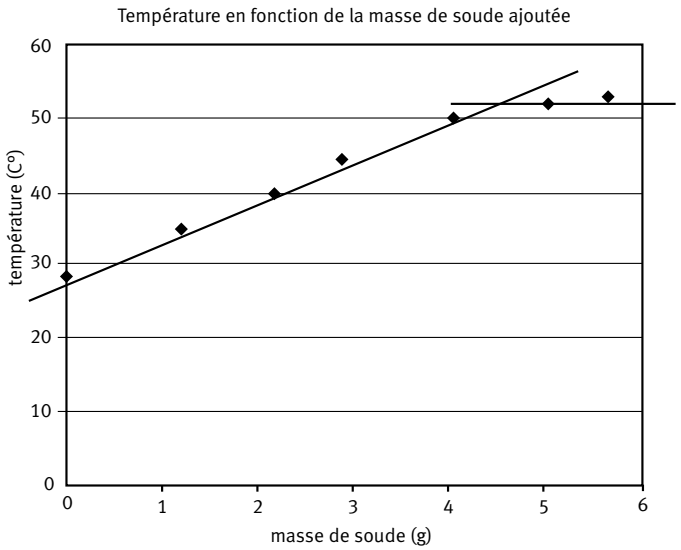
❹ Quantités de matière mises en jeu : $n(H_3O^+) = C.V = 1{,}0 \times 0{,}100 = 0{,}1$ mol et $n(HO^-) = C.V = 1{,}0 \times 0{,}100 = 0{,}1$ mol

❺ La quantité de chaleur libérée est de 5 430 J pour 0,1 mol réagissant, donc 5 430 J = 54,3 kJ pour 1 mol.

La chaleur de réaction est donc de $-54{,}3 kJ.mol^{-1}$.
La détermination précédente est donc tout à fait acceptable comme première approximation.

## Activité 14 Influence des quantités de matière

❶ Sur le graphe, on distingue une droite de pente positive puis un palier horizontal.




La droite de pente positive permet de déduire que l'élévation de la température est proportionnelle à la masse de soude ajoutée.

Le palier horizontal permet de déduire que la température reste constante malgré l'ajout de soude.

❷ La pente positive correspond à l'augmentation de l'avancement de la réaction, et le palier correspond à l'atteinte de l'avancement maximal.

❸ Relation entre masse et quantité de matière $m(NaOH) = n(NaOH) \times M(NaOH)$

La masse et la quantité de matière sont proportionnelles : l'évolution de la température en fonction de la quantité de matière n'est donc pas la même que l'évolution de la température en fonction de la masse.

❹ L'élévation de la température du système chimique est proportionnelle à la quantité de matière en soude mise en jeu, et donc l'énergie thermique dégagée est proportionnelle à la quantité de matière en soude mise en jeu.



© Cned - Académie en ligne

## Activité 15 Expérience préliminaire

❶ **a)** L'ajout d'acide a une influence sur le pH de la solution S2 seulement.

**b)** L'ajout d'eau, donc la dilution modérée des solutions, a une influence sur le pH de la solution S2 seulement.

❷ La solution S1, qui ne subit aucune variation de pH, est donc une solution tampon.

# Exercices d'apprentissage

## Exercice 19 Identifier un acide fort ou une base forte

Pour pH < 7 on a une solution contenant un acide, et pour pH > 7 on a une solution contenant une base.

Pour un acide, si la relation $pH = -\log C_a$ est vérifiée, alors l'acide est **fort.**

Pour une **base** si la relation $pH = 14 + \log C_b$ est vérifiée, alors la base est **forte**

| Solution | A | B | C | D | E |
|---|---|---|---|---|---|
| pH | 3,0 | 10,5 | 3,7 | 2,8 | 11,0 |
| C (mol.L$^{-1}$) | $1{,}0.10^{-3}$ | $3{,}0.10^{-3}$ | $2{,}0.10^{-4}$ | $1{,}8.10^{-3}$ | $2{,}2.10^{-1}$ |
| Acide ou base ? | acide | base | acide | acide | base |
| Vérification | –logC = 3,0 | 14 + logC = 11,5 | –logC = 3,7 | –logC = 2,7 | 14 + logC = 13,3 |
| Fort(e) ? | **oui** | **non** | **oui** | **non** | **non** |

## Exercice 20 Vrai ou faux ?

❶ Faux : Le pH d'une solution d'acide fort est pH = –log(c) = – log (0,05) = 1,3.

❷ Vrai : Le volume de la solution est multiplié par 5 (solution diluée 5 fois) : la concentration de l'acide est donc divisée par 5.

❸ Faux.

On réalise la réaction d'un acide fort et d'une base faible. Les quantités d'acide ($n_A = c_A.v_A = 0{,}05 \times 10^{-2} = 5.10^{-4}$ mol) et de base mises en présence ($n_B = c_B.v_B = 0{,}02 \times 2{,}5.10^{-2} = 5.10^{-4}$ mol) sont égales et les coefficients stœchiométriques égaux.

L'équation de la réaction est $H_3O^+ + H_3COO^- \rightarrow H_2O + H_3CCOOH$ : la solution finale est donc une solution contenant $5.10^{-4}$ mol d'acide éthanoïque, donc pH < 7.

❹ Faux : Les ions nitrate et chlorure ne sont pas des bases ; ils restent indifférents en solution.



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 21

**❶ Retrouver les solutions**

► **Chlorure de sodium (eau salée) NaCl** : ni acide ni base : milieu neutre donc pH = 7 : solution **A**.

► **Soude NaOH** : base forte donc pH = 14 + log[base forte] = 14 + log(0,01) = 12 : solution **E**.

► **Ammoniac NH3** : **c'est une base faible** donc pH > 7 : solution **C**.

► **Chlorure d'ammonium $NH_4Cl$ et acide benzoïque $C_6H_5COOH$** : **ce sont des acides faibles** donc pH < 7 : solution B ou D (pH = 5,6 ou 3,1).

Comparaison de 2 acides faibles : à concentration égale, le plus fort a le plus petit pKa et le plus petit pH or $pK_{A2(=9,2)} > pK_{A3(=4,2)}$ donc :

**chlorure d'ammonium $NH_4Cl$** a le plus grand pH, soit pH = 5,6 : solution **B**.
**acide benzoïque $C_6H_5COOH$** a le plus petit pH, soit pH = 3,1 : solution **D**.

**❷ a)** La solution obtenue, résultant d'un mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée, est une solution tampon.

**b)** Le pH de cette solution tampon correspond au $pK_A$ du couple, donc $pH_{mélange} = 9,2$.

## Exercice 22

**Réactions chimiques dans le foie**

❶ $HCO_{3(aq)}^- + H_3O^+_{(aq)} \rightleftarrows (CO_2, H_2O)_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

❷ Les ions hydrogénocarbonate ou les ions lactate vont réagir avec les ions oxonium. La quantité d'ions oxonium va donc diminuer dans les liquides physiologiques et par conséquent le pH va augmenter. L'acidité va donc diminuer.

❸ « propriétés alcalinisantes » signifie donc qui fait diminuer l'acidité, donc augmenter le pH.

## Exercice 23

**Distinguer un acide faible d'un acide fort**

❶ $HA_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftarrows A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

Les couples mis en jeu sont : $HA_{(aq)} / A^-_{(aq)}$ et $H_3O^+_{(aq)} / H_2O_{(\ell)}$.

❷ D'après l'équation chimique, on a $n(H_3O^+_{(aq)}) = n(A^-_{(aq)})$

❸ **a)** $n(H_3O^+) = [H_3O^+].V$

$n(H_3O^+)_1 = 1,3 \times 10^{-3} \times 0,200 = 2,6 \times 10^{-4}$ mol

$n(H_3O^+)_2 = 1,0 \times 10^{-2} \times 0,200 = 2,0 \times 10^{-3}$ mol



© Cned - Académie en ligne

**b)** $n(HA)_0 = c_0.V$

$n(HA_1)_0 = n(HA_2)_0 = 1{,}0 \times 10^{-2} \times 0{,}200 = 2{,}0 \times 10^{-3}$ mol

**c)** L'avancement maximal $x_{max}$ de la réaction correspond à la consommation de tout l'acide présent initialement $n(HA)_0 - x_{max} = 0$ donc

$\mathbf{x_{max} = c_0.V. = 2{,}0 \times 10^{-3}\ mol}$

Avancement final $x_f = n(H_3O^+) = n(A^-)$

$$\mathbf{x_{f1} = 2{,}6 \times 10^{-4}\ mol}$$

$$\mathbf{x_{f2} = 2{,}0 \times 10^{-3}\ mol}$$

**d)** Si $x_f < x_{max}$ alors la transformation est limitée : tout l'acide introduit initialement n'est pas consommé (bien qu'il soit le réactif limitant).

$x_{f1} < x_{max}$ donc **$HA_1$ est l'acide faible**

$x_{f2} < x_{max}$ donc **$HA_2$ est l'acide fort** (totalement dissocié dans l'eau).

## Exercice 24 Étude de texte (source : Wikipédia) sur les applications des solutions tampons

❶ Les solutions tampons sont présentes dans l'environnement (L1 à L5), dans les aliments consommés (L6 à L9), dans le corps des vivants (L10 à L24) et dans plusieurs expérimentations en laboratoire (L25 à L31).

❷ Le pouvoir tampon permet d'évaluer le degré d'efficacité d'une solution tampon (L5, L9 et L30).

❸ Couples (ou systèmes) intervenant pour tamponner un milieu : système bicarbonate $H_2CO_3$ / $HCO_3^-$, système phosphate $H_2PO_4^-$ / $HPO_4^{2-}$, système protéinique.

## Exercice 25 Effort musculaire et douleur : une histoire de pH

### ❶ pH du sang et maintien de sa valeur

**1.1.a)** $CO_2, H_2O\ (aq) + H_2O\ (l) = HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$

$$K_{A1} = \frac{[HCO_3^-].[H_3O^+]}{[CO_2, H_2O]}$$

$$pKa_1 = -\log Ka_1 = -\log \frac{[HCO_3^-].[H_3O^+]}{[CO_2, H_2O]} = -\log \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2, H_2O]} - \log [H_3O^+]$$

$$pKa_1 = -\log \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2, H_2O]} + pH$$

$$\text{soit } pH = pKa_1 + \log \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2, H_2O]}$$

**1.1.b)** $\log \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2, H_2O]} = pH - pKa_1$

d'où $\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2, H_2O]} = 10^{pH-pKa1} = 10^{7{,}4-6{,}1} = 10^{1{,}3} = 20$



© Cned - Académie en ligne

**1.1.c)** Si $[CO_2, H_2O]$ augmente, alors le rapport $\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2, H_2O]}$ diminue, donc son logarithme aussi.

On a établi que $pH = pKa_1 + \log \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2, H_2O]}$, donc le pH doit diminuer.

On retrouve ce constat dans le texte : « *diminution locale du pH sanguin du fait de la création en abondance de dioxyde de carbone dissous dans le sang* ».

**1.2.a)** Au voisinage du poumon, l'équilibre 2 est déplacé dans le sens de la consommation de $O_2$. La réaction 2 a lieu majoritairement en sens inverse. L'hémoglobine se charge de dioxygène.

**1.2.b)** Au voisinage du muscle, l'équilibre 2 est déplacé dans le sens de la consommation de $CO_2$. La réaction 2 a lieu majoritairement en sens direct.

**1.2.c)** Lors d'un effort l'hémoglobine réagit avec le dioxyde de carbone, il y a formation de $HbCO_2$, ainsi elle empêche une augmentation de $[CO_2, H_2O]$ et empêche une baisse du pH.

La respiration, donc l'apport de $O_2$, permet à l'hémoglobine de se « régénérer » : elle libère du $CO_2$ au niveau des poumons et se recharge en $O_2$. Ensuite $HbO_2$ est acheminée par le flux de sang vers les muscles, où il y a libération de $O_2$ et capture de $CO_2$.

**❷ Variation locale du pH sanguin en l'absence des processus de maintien**

**2.1.**

$n_1 = [HCO_3^-]_i \times V = 2{,}7.10^{-2} \times 0{,}100 = 2{,}7.10^{-3}$ mol

$n_3 = [CO_2, H_2O]_i \times V = 1{,}4.10^{-3} \times 0{,}100 = 1{,}4.10^{-4}$ mol

| | acide lactique | | ion lactate | |
|---|---|---|---|---|
| **Avancement** | $AH_{(aq)}$ + | $HCO_3^-{}_{(aq)}$ = | $A^-{}_{(aq)}$ + | $CO_2, H_2O_{(aq)}$ |
| **État initial x = 0** | $n_0 = 3.10^{-4}$ mol | $n_1 = 2{,}7.10^{-3}$ mol | 0 | $n_3 = 1{,}4.10^{-4}$ mol |
| **État intermédiaire x** | $n_0 - x$ | $n_1 - x$ | x | $n_3 + x$ |
| **État final $x_{max} = 3.10^{-4}$** | 0 | $n_1 - x_{max} = 2{,}4.10^{-3}$ | $x_{max} = 3.10^{-4}$ | $n_3 + x_{max} = 4{,}4.10^{-4}$ |

Si AH est réactif limitant alors $n_0 - x_{max} = 0$ alors $x_{max} = 3.10^{-4}$ mol.

Si $HCO_3^-$ est réactif limitant alors $n_1 - x_{max} = 0$ alors $x_{max} = 27.10^{-4}$ mol.

L'avancement maximal est le plus faible des deux, donc $x_{max} = 3.10^{-4}$ mol : AH est le réactif limitant.

**2.2.** $[HCO_3^-]_f = \frac{n_1 - x_{max}}{V} = \frac{2{,}4.10^{-3}}{0{,}100} = 2{,}4.10^{-2}$ mol.L$^{-1}$

$[CO_2, H_2O]_f = \frac{n_3 + x_{max}}{V} = \frac{4{,}4.10^{-4}}{0{,}100} = 4{,}4.10^{-3}$ mol.L$^{-1}$

La réaction augmente donc la quantité de $CO_2$ dissous.

**2.3.** D'après le 1.1.a) $pH = pKa_1 + \log \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2, H_2O]} = 6{,}1 + \log \frac{2{,}4.10^{-2}}{4{,}4.10^{-3}} = 6{,}8$ après effort.



© Cned - Académie en ligne

# Chapitre 5

## Activités

### Activité 16 Dosage par spectrophotométrie du bleu patenté V (E131)

❶ On réalise une dilution de la solution mère.

**Lors d'une dilution, la quantité de soluté (ici le bleu patenté V) se conserve,** ce qui se traduit par l'égalité suivante :

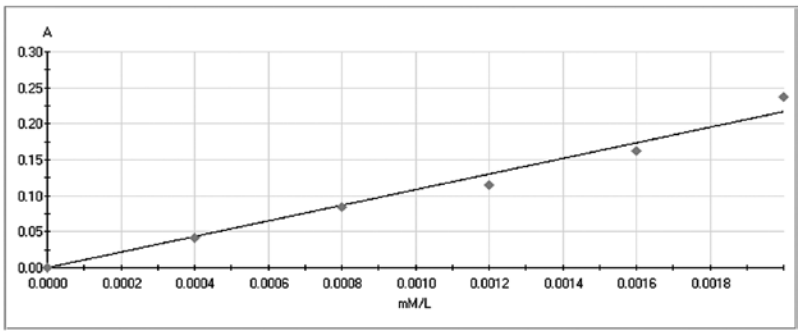
$\mathbf{C_0V_0 = C_{fille}V_{fille}}$

Dans cette activité, on peut écrire $C_0V_0 = C_i(V_0+V_e)$ soit $\boxed{C_i = \frac{C_0 \times V_0}{V_0 + V_e}}$

pour la solution 2 : $C_2 = \frac{C_0 \times V_{0,2}}{V_0 + V_e} = \frac{2{,}0.10^{-6} \times 6{,}0}{6{,}0+4{,}0} = 1{,}2.10^{-6}\,\text{mol.L}^{-1}$

| Solution | $S_0$ | $S_1$ | $S_2$ | $S_3$ | $S_4$ | Alodont |
|---|---|---|---|---|---|---|
| **Concentration molaire $C_i$ (en mol.L$^{-1}$)** | $2{,}0.10^{-6}$ | $1{,}6.10^{-6}$ | $1{,}2.10^{-6}$ | $8{,}0.10^{-7}$ | $4{,}0.10^{-8}$ | inconnue |
| **Absorbance A** | 0,219 | 0,172 | 0,106 | 0,042 | 0,008 | 0,141 |

❷ D'après le spectre d'absorption, le maximum d'absorption du bleu patenté se situe à 640 nm. Le spectrophotomètre sera donc réglé à cette longueur d'onde pour mesurer l'absorbance des solutions de bleu patenté.




Le graphe A = f(C) a pour équation : A = 108,4 C si C en nmol/L ou A = 108 427 C si C en mol/L.

❸ Le graphe est une droite passant par l'origine, donc l'absorbance A est proportionnelle à la concentration en bleu patenté.

C'est la loi de Beer-Lambert qui est ainsi vérifiée : $A = k \times C$.

On peut en déduire la valeur de la concentration molaire du bleu patenté V dans l'Alodont®, ayant mesuré l'absorbance de la solution d'Alodont® $A_{Alodont} = 0{,}136$.

$C_{Alodont} = \frac{A_{Alodont}}{k} = \frac{0{,}136}{108427} = 1{,}25.10^{-6}\,\text{mol.L}^{-1} = 1{,}3.10^{-6}\,\text{mol.L}^{-1}$.



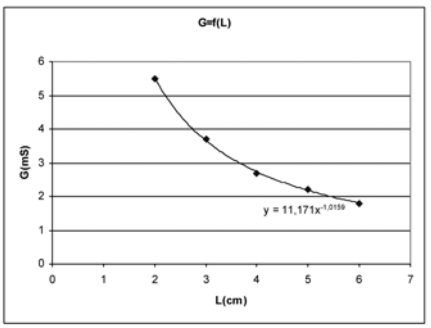
© Cned - Académie en ligne

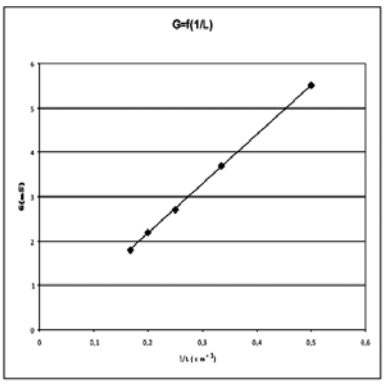
## Activité 17 De quelles grandeurs dépend la conductance G d'une solution ionique ?

| L (cm) | 2,0 | 3,0 | 4,0 | 5,0 | 6,0 |
|---|---|---|---|---|---|
| $U_{cellule}$ (V) | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 |
| I (mA) | 5,5 | 3,7 | 2,7 | 2,2 | 1,8 |
| G = I /U (mS) | 5,5 | 3,7 | 2,7 | 2,2 | 1,8 |

| S ($cm^2$) | $S_0$ | $S_0$ + 1,8 | $S_0$ + 3,6 | $S_0$ + 5,4 | $S_0$ + 7,2 | $S_0$ + 9 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| U (V) | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 |
| I (mA) | 1,1 | 2,3 | 3,5 | 4,7 | 5,7 | 6,7 |
| G (mS) | 1,1 | 2,3 | 3,5 | 4,7 | 5,7 | 6,7 |

❶ Influence sur la conductance d'une solution électrolytique de la géométrie de la cellule conductimétrique :



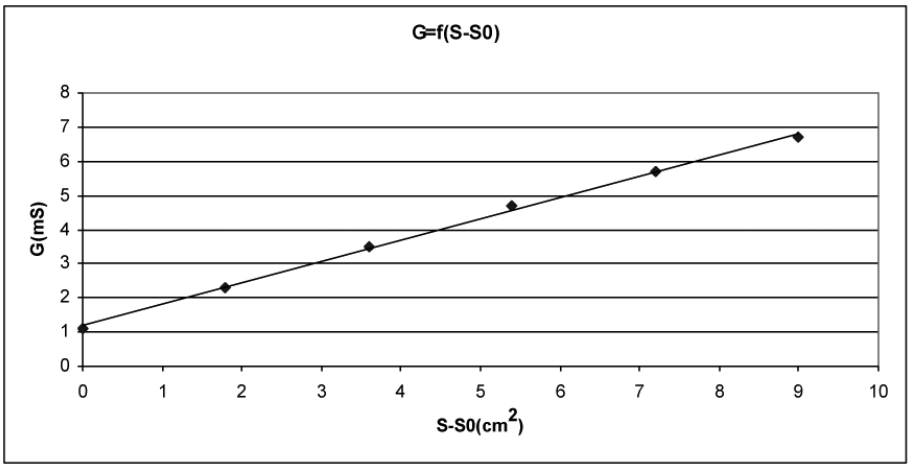




► G = f(L) n'est pas une droite mais a une allure d'hyperbole : on trace donc G = f(1/L) : on obtient une droite passant par l'origine.

La conductance G est proportionnelle à l'inverse de la distance L séparant les plaques de la cellule.



© Cned - Académie en ligne




La courbe $G = f(S - S_0)$ est une droite.

La conductance G est proportionnelle à la surface immergée des électrodes de la cellule.

❸

| Solution aqueuse | Nitrate de **potassium** | Chlorure de **potassium** | Hydroxyde de **potassium** |
|---|---|---|---|
| | $K^+ + NO_3^-$ | $K^+ + Cl^-$ | $K^+ + HO^-$ |
| Solution aqueuse | Nitrate de **sodium** | Chlorure de **sodium** | Hydroxyde de **sodium** |
| | $Na^+ + NO_3^-$ | $Na^+ + Cl^-$ | $Na^+ + HO^-$ |

| Solution aqueuse | **Chlorure** de sodium | **Chlorure** de potassium | **Chlorure** d'ammonium | Acide **chlor**hydrique |
|---|---|---|---|---|
| | $Na^+ + Cl^-$ | $K^+ + Cl^-$ | $NH_4^+ + Cl^-$ | $H_3O^+ + Cl^-$ |

Influence sur la conductance d'une solution électrolytique de la solution électrolytique :

- La conductance dépend de la ***nature*** de l'électrolyte (ions le constituant) pour une concentration c donnée.
- La conductance augmente avec la ***concentration molaire c*** pour un électrolyte donné, et avec la ***température*** (en effet, plus la température est élevée, plus l'agitation thermique est importante, et donc plus les ions bougent facilement).

On peut déterminer si un anion conduit mieux le courant qu'un autre en comparant des solutions avec un cation commun, car alors seul l'anion influe sur la conductance. Par comparaison, on déduit que : $OH^- > Cl^- > NO_3^-$

Par un raisonnement analogue on déduit que : $H_3O^+ > NH_4^+ > Na^+$

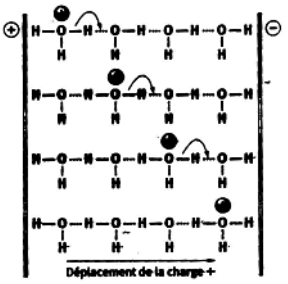
« > » signifiant « conduit mieux le courant que… »

Les ions oxonium ($H_3O^+$) et hydroxyde ($HO^-$) conduisent le courant beaucoup plus que les autres ions.



© Cned - Académie en ligne

En effet, en solution aqueuse, ces ions sont liés à des molécules d'eau, elles-mêmes liées entre elles par des liaisons hydrogènes. Il y a des chaînes de molécules d'eau contenant des ions $H_3O^+$ et $HO^-$. Le déplacement des charges se fait d'une électrode à l'autre par transformation de proche en proche de liaisons hydrogènes en liaisons covalentes et inversement. Ce déplacement apparent d'ion $H_3O^+$ (ou $HO^-$) est en fait un déplacement de charge électrique beaucoup plus rapide que le déplacement de matière.




## Activité 18 Dosage conductimétrique d'un sérum physiologique

### ❶ Construction de la courbe d'étalonnage

Calculs de c :

Il y a **conservation de la quantité de matière** en chlorure de sodium (soluté) lors d'une **dilution**.

Or on prélève un volume $V_0$ de solution de concentration $C_0$ donc la quantité de matière en soluté NaCl prélevée de solution mère est : $\mathbf{C_0.V_0}$.

**Et dans la solution fille,** la concentration est $C_i$ et le volume est $V_{eau} + V_0$ donc la quantité de matière en soluté NaCl présente dans la solution fille sera $\mathbf{C_i.(V_{eau} + V_0)}$.

Ainsi : $C_0V_0 = C_i(V_0 + V_{eau})$ soit $C_i = \dfrac{C_0 \times V_0}{V_0 + V_{eau}}$

Application numérique : $V_0$ mesuré à la burette graduée donc à 0,05 mL près $V_0 = 5,0$ mL puis 10,0 mL

$V_{eau}$ mesuré avec fiole jaugée donc $V_{eau} = 500,0$ mL

Solution mère titrée (préparée par pesée au 100$^e$ de gramme près) : 0,100 mol.L$^{-1}$

Les résultats doivent donc comporter 2 à 3 chiffres significatifs (voir tableau) pour $V_{0,2} = 10,0$ mL $C_2 = 0,100 \times 10,0/510,0 = 1,96.10^{-3}$ mol.L$^{-1}$

| $V_{0,i}$ (mL) | 0 | 5,0 | 10,0 | 15,0 | 20,0 | 25,0 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| $\sigma$ (mS.cm$^{-1}$) * | 0 | 0,090 | 0,181 | 0,269 | 0,340 | 0,400 |
| $C_i$ (mol.L$^{-1}$) | 0 | $9,9.10^{-4}$ | $1,96.10^{-3}$ | $2,91.10^{-3}$ | $3,85.10^{-3}$ | $4,76.10^{-3}$ |



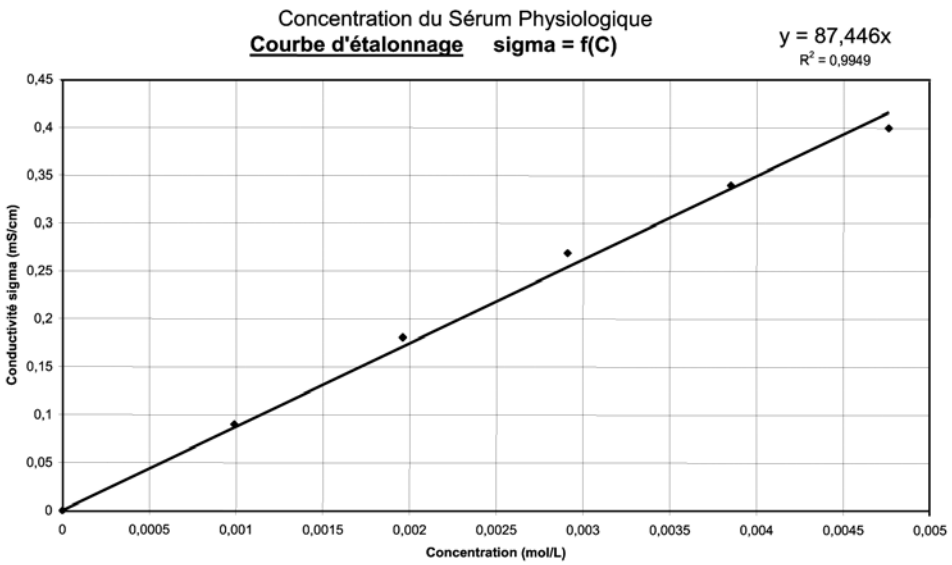
© Cned - Académie en ligne

**Tracé de la courbe d'étalonnage :**

- La courbe sera tracée sur une feuille A4 indépendante.
  Elle devra occuper quasiment toute la feuille (choix judicieux des échelles).
- La courbe doit porter un titre.
- Deux axes perpendiculaires, orientés sont tracés.
  Ces axes sont nommés (nom ou symbole, et unité).
  Les graduations sont régulièrement espacées sans être trop nombreuses.
- Les points expérimentaux sont représentés par des croix (+).
  Les points sont reliés à la main sauf si la courbe obtenue est une droite.
- La courbe se trace en passant par le maximum de points (pas obligatoirement par tous).

**Graphique sur Excel :**

- Taper les données numériques sur 2 colonnes (abscisses puis ordonnées), les sélectionner, puis ***insertion graphique*** ou icône assistant graphique ou clic droit *(choisir assistant graphique).*
- Pour des mesures expérimentales choisir **toujours *nuage de points***, et un sous-graphique sans relier les points. Puis bouton ***suivant***, et suivre les indications : sur 1 feuille, bien indiquer les légendes (grandeur, unité, titre courbe).
- Pour tracer et avoir l'équation de la droite moyenne : positionner le curseur sur un point et clic droit : ***ajouter une courbe de tendance***, sélectionner dans le premier onglet ***linéaire***, et dans l'onglet options : écrire l'équation, passe par zéro (si ce doit être le cas)…






© Cned - Académie en ligne

**❷ Détermination de la concentration du sérum physiologique**

**a)** Préparation de la solution diluée S' :

On dilue 100 fois (C' = C/100)

donc on prélève un volume V = V'/100 = 500mL/100 = 5 mL.

**b)** Verser dans un petit **bécher** (propre ou rincé avec le sérum) 10 à 15 mL de sérum ; prélever 5,0 mL de sérum avec une **pipette jaugée** ou graduée préalablement rincée avec le sérum et munie d'une **poire à aspirer**.

Les introduire dans une **fiole jaugée** de 500 mL préalablement rincée à l'eau. Compléter (en plusieurs étapes en agitant) jusqu'au trait de jauge.

**c)** Graphiquement : Reporter la mesure de la conductivité $\sigma'$ de la solution diluée (S') sur la courbe : rejoindre la droite moyenne, et en déduire la concentration C' de la solution diluée (sur l'axe des abscisses). Tracer le parcours sur la courbe pour justifier la méthode utilisée, et indiquer les valeurs.

Par calcul : D'après l'équation de la courbe d'étalonnage ($\sigma$ = 87,446 C) on déduit la valeur de la concentration du sérum dilué : $\sigma'$ = 0,144 mS.cm$^{-1}$, ainsi $C' = \sigma' / 87{,}446 = 1{,}65.10^{-3}$ mol.L$^{-1}$

**d)** Le sérum physiologique a été dilué 100 fois, donc on en déduit sa concentration : $C = 100 \times C'$ $C = 1{,}65.10^{-1}$ mol.L$^{-1}$

**e)** Le titre massique (ou concentration massique) est la masse par unité de volume : $C_m = m/V$ en g.L$^{-1}$ donc $C_m \times M_{soluté} = C \times M_{NaCl} = 1{,}65.10^{-1} \times 58{,}5 = 9{,}65$ g.L$^{-1}$

**f)** 0,9 % en masse signifie 0,9 g de soluté NaCl pour 100 g de solution et donc pour 100 mL de solution (comme la concentration est faible, la densité est $\approx 1$). Ce qui fait 9 g pour 1L. Or on a trouvé 9,65 g.L$^{-1}$, les résultats sont donc en accord avec l'indication de l'étiquette. L'écart relatif (9,65 – 9)/9 = 0,07 = 7 % est acceptable.

## Exercices d'apprentissage

### Exercice 26 Solution de nitrate d'argent

❶ $\sigma = \sum_i \lambda_i \cdot C_i$

❷ $\sigma = (\lambda_{Ag^+} + \lambda_{NO_3^-}) \cdot c = (6{,}19 + 7{,}14) \times 10^{-3} \cdot 5{,}0 = 6{,}7 \times 10^{-2}$ S.m$^{-1}$

Il ne faut pas oublier de convertir la concentration molaire en mol·m$^{-3}$ et la conductivité molaire ionique en S.m$^2$.mol$^{-1}$.

❸ $c = \dfrac{\sigma}{\lambda_{Ag^+} + \lambda_{NO_3^-}} = \dfrac{0{,}0133}{(6{,}19+7{,}14)\times 10^{-3}} = 1{,}00 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 1{,}00.10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

### Exercice 27 Stœchiométrie

❶ $Ca(NO_3)_2$ donne par dissolution $Ca^{2+} + 2\ NO_3^-$, soit 2 fois plus d'ions $NO_3^-$ que de soluté $Ca(NO_3)_2$



© Cned - Académie en ligne

Masse molaire : M = 40 + 2×(14 + 3×16)= 164 g/mol

Concentration des ions $Ca^{2+}$ :

$[Ca^{2+}] = C = C_m / M = 1,5/164 = 9,150.10^{-3}$ mol/L = 9,15 mol/m$^3$

Concentration des ions nitrate :

$[NO_3^-] = 2C = 2\times 9,15\ 10^{-3} = 1,83.10^{-2}$ mol/L = 18,3 mol/m$^3$

❷ Conductivité de la solution :

$$\sigma = \sum_{ions} \lambda_{ion}.[ion] = \lambda(Ca^{2+}).[Ca^{2+}] + \lambda(NO_3^-).[NO_3^-] = 11,9\times 9,15 + 7,14\times 18,3$$

$\sigma$ = 240 mS/m

## Exercice 28 Solubilité à 18 °C

❶ $CaF_2$ donne par dissolution $Ca^{2+} + 2F^-$ ; on en déduit que $[Ca^{2+}] = c$ et $[F^-] = 2\ c = 2\ [Ca^{2+}]$

Conductivité de la solution : $\sigma = \sum_{ions} \lambda_{ion}.[ion]$

$$\sigma = \lambda(Ca^{2+})[Ca^{2+}] + \lambda(F^-).2.[Ca^{2+}] = [Ca^{2+}]\ (\lambda(Ca^{2+}) + 2\lambda(F^-))$$

❷ $$[Ca^{2+}] = \frac{\sigma}{\lambda(Ca^{2+}) + 2\lambda(F^-)} = 3,71 / (10,5 + 2\times 4,04) = 0,20 \text{ mol/m}^3$$

$= 2.10^{-4}$ mol/L

❸ $[Ca^{2+}] = 2.10^{-4}$ mol/L = c et donc $[F^-] = 2c = 4.10^{-4}$ mol/L

La solubilité du fluorure de calcium est donc $2.10^{-4}$ mol/L.

## Exercice 29 Mélange de solutions

❶ Le volume total du mélange est $V = V_1 + V_2$ = 250 ml = 0,250 L

Quantité de matière de l'ion hydroxyde : $n(HO^-) = c_1.V_1 = 1,00.10^{-3}\times 0,0500 = 5,00\ 10^{-5}$ mol.

Quantité de matière de l'ion chlorure : $n(Cl^-) = c_2.V_2 = 1,52\ 10^{-3}\times 0,200 = 3,04\ 10^{-4}$ mol.

Quantité de matière de l'ion sodium issue des deux solutions :

$n(Na^+) = c_1.V_1 + c_2.V_2 = 5,00\ 10^{-5} + 3,04\ 10^{-4} = 3,54\ 10^{-4}$ mol.

❷ Concentrations des ions dans le mélange :

$[HO^-] = n(HO^-)/ V = 5\ 10^{-5} / 0,250 = 2\ 10^{-4}$ mol/L = 0,200 mol/m$^3$.

$[Cl^-] = n(Cl^-)/ V = 3,04\ 10^{-4} / 0,250 = 1,22\ 10^{-3}$ mol/L = 1,22 mol/m$^3$.

$[Na^+] = n(Na^+)/ V = 3,54\ 10^{-4} / 0,250 = 1,42\ 10^{-3}$ mol/L = 1,42 mol/m$^3$.

❸ Conductivité du mélange : $\sigma = \sum_{ions} \lambda_{ion}.[ion]$

$\sigma = \lambda_{HO^-}[HO^-] + \lambda_{Cl^-}[Cl^-] + \lambda_{Na^+}[Na^+]$

$\sigma = 19,9\ 10^{-3}\times 0,200 + 7,63\ 10^{-3}\times 1,22 + 5,01\ 10^{-3}\times 1,42$

$\sigma = (3,97 + 9,31 + 7,11)\ 10^{-3}$

$\sigma = 20,4\times 10^{-3}$ S m$^{-1}$ = 20,4 mS m$^{-1}$.



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 30 Eau minérale

❶ La concentration molaire est $C = \tau/M$

| Ion | $Ca^{2+}$ | $Mg^{2+}$ | $Na^{+}$ | $K^{+}$ | $HCO_3^-$ | $SO_4^{2-}$ | $NO_3^-$ | $Cl^-$ | $F^-$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| **Concentration massique $\tau$ (mg.L$^{-1}$)** | 9,9 | 6,1 | 9,4 | 5,7 | 65,3 | 6,9 | 1,8 | 8,4 | 0 |
| **Masse molaire M (g.mol$^{-1}$)** | 40,1 | 24,3 | 23,0 | 39,1 | 61,0 | 96,1 | 62,0 | 35,5 | 19,0 |
| **Concentration molaire (mmol.L$^{-1}$=mol.m$^{-3}$)** | 0,247 | 0,251 | 0,409 | 0,145 | 1,07 | 0,0718 | 0,0290 | 0,237 | 0 |
| **Conductivité molaire ionique $\lambda$ (mS.m$^2$.mol$^{-1}$) à 25°C** | 11,9 | 10,6 | 5,01 | 7,35 | 4,45 | 16,0 | 7,14 | 7,63 | 5,50 |

❷ $s = \sum_{ions} \lambda_{ion}.[ion] = \sum_{ions} \lambda_{ion}.\frac{\tau_{ion}}{M}$ = 16,6 mS/m = 17 mS/m avec 2 chiffres significatifs.

## Exercice 31 Utiliser la loi de Beer-Lambert

❶ Soit $S_0$ la solution mère de concentration molaire $C_0 = 3{,}58.10^{-4}$ mol.L$^{-1}$.

**a)** La solution 3 est obtenue par dilution de la solution mère. Pour la préparer, il faut une pipette jaugée de 20,0 mL (ou une burette graduée) et une fiole jaugée de 50,0 mL.

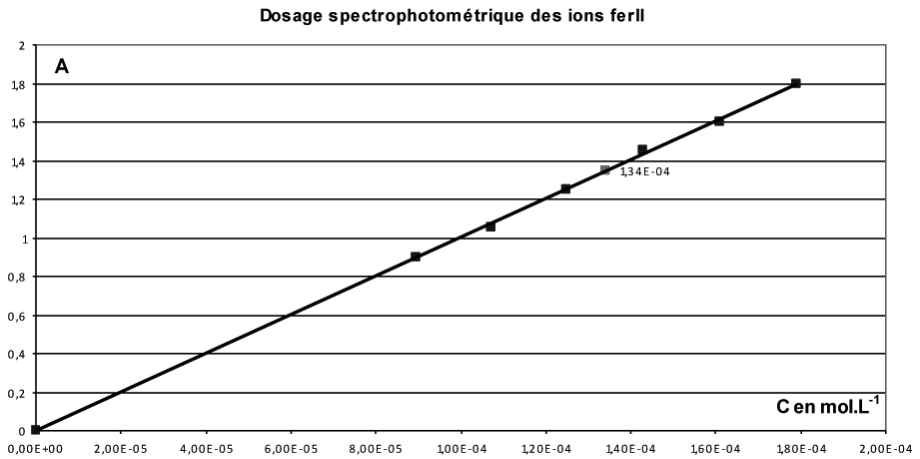
**b)** Lors d'une dilution, la quantité de matière se conserve.

$n_{fille} = n_{mère}$ d'où $C_0V_3 = C_3V_{fiole}$ et $C_0V_5 = C_5V_{fiole}$.

$$C_3 = \frac{C_0V_3}{V_{fiole}} = \frac{3{,}58.10^{-4} \times 20{,}0}{50{,}0} = 1{,}43.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_5 = \frac{C_0V_5}{V_{fiole}} = \frac{3{,}58.10^{-4} \times 15{,}0}{50{,}0} = 1{,}07.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

**c)** Courbe A = f (C)






© Cned - Académie en ligne

**d)** La courbe obtenue est une droite.

**e)** La loi de Beer-Lambert ( $A = \varepsilon \ell C$ ) est donc vérifiée, l'absorbance est proportionnelle à la concentration.

**f)** Le coefficient directeur de la droite est $k = 10{,}0.10^3$ L.mol$^{-1}$ donc $A = 10{,}0.10^3\ C$, avec A sans unité et C en mol.L$^{-1}$.

❷ Soit S' la solution obtenue par dissolution du comprimé et S" la solution obtenue par dilution de S'.

**a)** Sur le graphe, on lit $C'' = 1{,}34.10^{-4}$ mol.L$^{-1}$

**b)** D'après **1.b** on peut écrire $C''.V_{fiole} = C'.V_{prélevé}$

La concentration de la solution S' est donc :

$$C' = \frac{C''\ V_{fiole}}{V_{prélevé}} = \frac{1{,}34.10^{-4} \times 50{,}0}{5{,}00} = 1{,}34.10^{-3}\ \text{mol.L}^{-1`}$$

**e)** La masse d'ions fer II contenue dans un comprimé est :

$m = C'V_{fiole}M_{Fe} = 1{,}34.10^{-3} \times 1{,}000 \times 55{,}8 = 0{,}0748\ g = 74{,}8\ mg$

**f)** Sur la boîte, il est indiqué 80,0 mg d'ions fer II.

Calculons l'écart relatif : $\frac{80{,}0 - 74{,}8}{80{,}0} = 6{,}5\ \%$.

Cette valeur est assez élevée. Soit le dosage n'a pas été réalisé avec suffisamment de précision, soit le comprimé ne contient pas suffisamment d'ions fer II.

## Exercice 32 Dosage conductimétrique par étalonnage

❶ La conductance de la colonne de solution S dans la cellule est donnée par :

$$G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U} = \frac{27{,}3.10^{-3}}{3{,}0} = 9{,}10.10^{-3}\ S = 9{,}10\ mS$$

❷ La conductivité de la colonne de solution S est :

$$\sigma = G\frac{L}{S} = \frac{9{,}10.10^{-3} \times 1{,}00.10^{-2}}{1{,}00.10^{-4}} = 0{,}910\ S.m^{-1}$$

❸

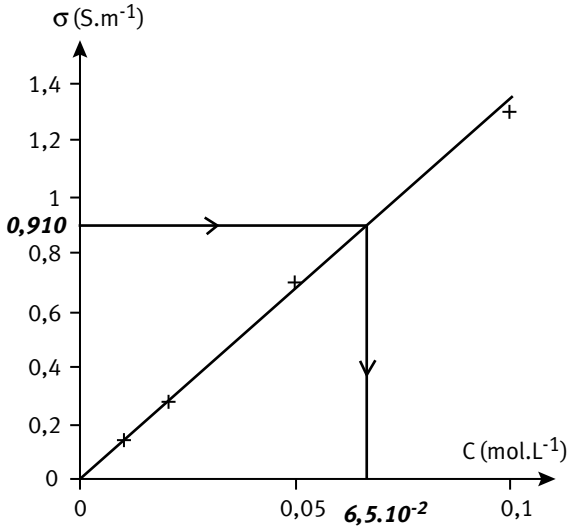
**a)** Les calculs qui permettent de compléter le tableau sont semblables à ceux des questions 1 et 2.

| C (mol.L$^{-1}$) | $1{,}0.10^{-1}$ | $5{,}0.10^{-2}$ | $2{,}0.10^{-2}$ | $1{,}0.10^{-2}$ |
|---|---|---|---|---|
| U (V) | 1,00 | 1,00 | 1,00 | 1,00 |
| I (A) | $13{,}1.10^{-3}$ | $7{,}02.10^{-3}$ | $2{,}80.10^{-3}$ | $1{,}45.10^{-3}$ |
| G (S) | $13{,}1.10^{-3}$ | $7{,}02.10^{-3}$ | $2{,}80.10^{-3}$ | $1{,}45.10^{-3}$ |
| $\sigma$(S.m$^{-1}$) | 1,31 | 0,702 | 0,280 | 0,145 |



© Cned - Académie en ligne

**b)** La courbe d'étalonnage est donnée ci-dessous :




**c)** En reportant la valeur de la conductivité de la solution S en ordonnée, par lecture graphique de l'abscisse du point d'intersection avec la courbe d'étalonnage, on obtient le résultat suivant : $C(S) = 6{,}5.10^{-2}$ mol.$L^{-1}$.

# Chapitre 6

## Activités

### Activité 19 Avancement d'une réaction acido-basique

❶ Le volume $V_1$ a été mesuré avec une burette graduée.

❷ Un acide au sens de Brønsted est une espèce chimique capable de céder un proton $H^+$ : c'est le cas de l'acide lactique.

❸ Couples acide-base mis en jeu : $CH_3CH(OH)COOH$ / $CH_3CH(OH)COO^-$ de

demi-équation : $CH_3CH(OH)COOH(aq) = CH_3CH(OH)COO^-(aq) + H^+$

$CH_3NH_3^+$ / $CH_3NH_2$ de demi-équation : $CH_3NH_2(aq) + H^+ = CH_3NH_3^+(aq)$

❹ Équation de la réaction acido-basique :

$CH_3CH(OH)COOH(aq) + CH_3NH_2(aq) \rightarrow CH_3CH(OH)COO^-(aq) + CH_3NH_3^+(aq)$

❺ **a, b, c**



© Cned - Académie en ligne

| Équation : | $CH_3CH(OH)COOH(aq)$ + $CH_3NH_2(aq)$ → | | $CH_3CH(OH)COO^-(aq)$ + | $CH_3NH_3^+(aq)$ |
|---|---|---|---|---|
| E.I (en mol) | $1{,}9.10^{-3}$ | $n_2$ | 0 | 0 |
| Au cours | $1{,}9.10^{-3} - x$ | $n_2 - x$ | x | x |
| E.F (en mol) | 0 | 0 | $1{,}9.10^{-3}$ | $1{,}9.10^{-3}$ |

EI: $n_{CH3CH(OH)COOH} = C_1.V_1 = 12{,}0.10 - 3*0{,}16 = 1{,}9.10^{-3}$ mol

Pour consommer tout l'acide lactique, il faut que $n_{CH3NH2} = n_{CH3CH(OH)COOH} = 1{,}9.10^{-3}$mol.

Or $n_{CH3NH2} = C_2.V_2$ donc $V_2 = n_{CH3NH2} / C_2 = 1{,}9.10^{-3}/ 5{,}0.10^{-2} = 0{,}038$ L soit 38 mL

Lorsque tout l'acide lactique est consommé : $1{,}9.10^{-3} - x_{max} = 0$ d'où $x_{max} = 1{,}9.10^{-3}$ mol

On en déduit la composition à l'état final (dernière ligne).

**d.** $[CH_3CH(OH)COO^-] = n_{CH3CH(OH)COO^-} / V_{total} = 1{,}9.10^{-3} / 50.10^{-3} = 0{,}038$ mol.L$^{-1}$ et $[CH_3NH_3^+] = 0{,}038$ mol.L$^{-1}$.

❻ On peut observer la réaction par une évolution de la conductivité de la solution entre l'état initial et l'état final. Au départ la conductivité de chaque solution est nulle (espèces électriquement neutres) mais, après le mélange, des ions sont formés, la conductivité du mélange augmente.

## Activité 20 Suivi conductimétrique d'une réaction

❶ Il s'agit d'une réaction acido-basique, avec échange de proton.

❷ Couple $H_3O^+ / H_2O$ $\quad H_3O^+ = H^+ + H_2O$

Couple $H_2O / OH^-$ $\quad OH^- + H^+ = H_2O$

Équation bilan de la réaction : $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O$

Cette réaction est totale car c'est une réaction entre un acide fort et une base forte (voir chapitre 4).

❸

► Initialement , il y a présence des ions $Na^+$ et $OH^-$ avec une grande conductivité ionique de l'ion $OH^-$, donc <u>la conductivité initiale de la solution de soude est élevée</u>.

► Puis les ions $OH^-$ réagissent avec les ions $H_3O^+$ versés, donc disparition des ions $OH^-$ de grande conductivité ionique, remplacés en même quantité par les ions $Cl^-$ de faible conductivité ionique : <u>la conductivité du mélange diminue</u>, jusqu'à ce que tous les ions $OH^-$ soient consommés.

► Enfin, les ions $H_3O^+$ et les ions $Cl^-$ sont ajoutés, mais les ions $H_3O^+$ ne réagissent plus. Ils contribuent tous deux à l'<u>augmentation de la conductivité</u> du mélange. Cette dernière est très forte car les ions $H_3O^+$ ont une très grande conductivité ionique.



© Cned - Académie en ligne

❹ La conductivité est minimale lorsque tous les $OH^-$ ont réagi, c'est-à-dire lorsqu'on a versé autant (d'après la stœchiométrie de l'équation) d'ions $H_3O^+$ que d'ions $OH^-$ initialement présents. Les réactifs sont alors dans les proportions stœchiométriques.

## Activité 21 Établir l'équation d'une réaction support de titrage

❶ $2 \times \{ MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O \}$

$5 \times \{ SO_2 + 2H_2O = SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \}$

$2\ MnO_4^- + 5SO_2 + 2H_2O \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ SO_4^{2-} + 4H^+.$

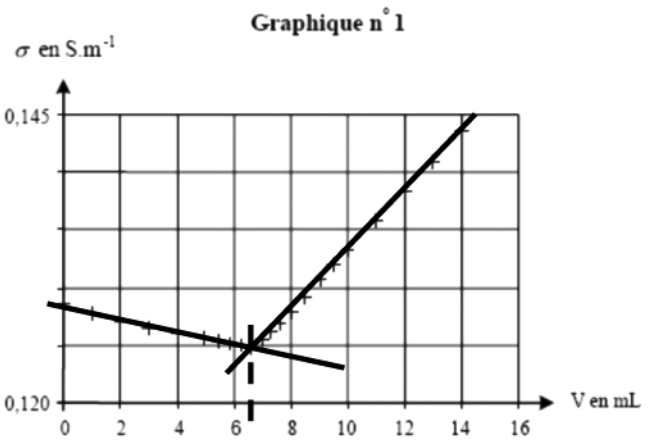
❷ $C_6H_5CO_2H + H_2O \rightarrow C_6H_5CO_2^- + H_3O^+$

❸ $C_6H_8O_4 + 2I_2 + 2H_2O \rightarrow 4I^- + 4H^+ + C_6H_8O_6$

## Activité 22 Titrage conductimétrique des ions chlorure dans un lait

❶ Si des ions argent réagissaient avec les protéines du lait alors le dosage serait faussé. En effet, les ions $Ag^+$ versés ne doivent réagir qu'avec les ions chlorure, sinon la quantité d'ions argent versée pour atteindre l'équivalence serait supérieure à la quantité d'ions chlorure consommée.

❷




On lit pour l'abscisse du point équivalent : $V_E = 6{,}6$ mL

Or à l'équivalence : $n_{Ag^+ \text{ versée}} = n_{Cl^-}$ soit $c.V_E = n_{Cl^-}$

$n_{Cl^-} = 0{,}080 \times 6{,}6.10^{-3} = 5{,}28.10^{-4}$ mol soit environ $5{,}3.10^{-4}$ mol.

❸ La concentration massique en ions chlorure est

$$t = [Cl^-].M_{Cl^-} = \frac{n_{Cl^-}}{V}.M_{Cl^-} = \frac{c.V_E}{V}.M_{Cl^-}$$

$$t = \frac{0{,}080 \times 6{,}6}{20{,}0} \times 35{,}5 = 0{,}94\ g.L^{-1} \text{ d'ions } Cl^-$$

$0{,}94\ g.L^{-1} < 1{,}4\ g.L^{-1}$ donc ce lait n'est pas mammiteux.



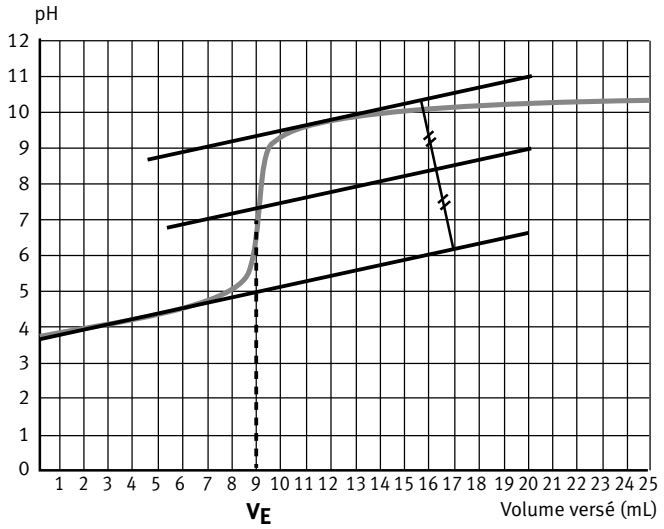
© Cned - Académie en ligne

## Activité 23 Titrage pH-métrique de la vitamine C

❶ $C_6H_8O_{6\,(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow C_6H_7O_6^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

❷ À l'équivalence, il y a changement de réactif limitant. Les réactifs ont alors été introduits dans les proportions stœchiométriques, et ont donc été totalement consommés.

❸ On détermine le volume équivalent par la méthode des tangentes :
**$V_E$ = 9,0 mL**




❹ À l'équivalence, $n_{HO^-}$ versée = $n_{C_6H_8O_6}$ initiale, soit $C_b.V_E = C_a.V_a$

$\Leftrightarrow C_a = \dfrac{C_b.V_E}{V_a}$

$C_a = \dfrac{5{,}0\times10^{-4}\times9{,}0}{10{,}0} = 4{,}5\times10^{-4}$ mol.L$^{-1}$ concentration molaire en acide ascorbique de la solution titrée.

❺ Concentration massique : $t = C_a.M$

$t = 4{,}5\times10^{-4}\times(6\times12{,}0 + 8\times1{,}0 + 6\times16{,}0) = 4{,}5\times10^{-4}\times176 = 7{,}9\times10^{-2}$ g.L$^{-1}$ = 79 mg.L$^{-1}$

## Activité 24 Titrage de l'acide benzoïque en présence de phénolphtaléine

❶ Il s'agit d'une réaction acido-basique, d'équation : $C_6H_5COOH + OH^- \rightarrow C_6H_5COO^- + H_2O$

❷ Le pH à l'équivalence se situe dans la zone de virage de l'indicateur coloré, soit entre les valeurs 8,2 et 10.

❸ À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques :
n(acide initial) = n($HO^-$ versée) soit $C_0.V = C_B.V_E \Leftrightarrow C_0 = \dfrac{C_B.V_E}{V}$



© Cned - Académie en ligne

$$C_0 = \frac{1{,}0\times10^{-2}\times17{,}2}{20{,}0} = 8{,}6\times10^{-3}\ \text{mol.L}^{-1}$$

## Activité 25

❶ Il faut éliminer la valeur 18,2 de l'élève D, qui est très éloignée des autres.

❷ L'origine de cette valeur aberrante (trop élevée) peut être due à une erreur de manipulation : oubli du 2e trait de jauge par exemple, ou bien à une erreur de lecture ou de report sur la feuille.

❸ Déterminons $\Delta V_E$ puis $\Delta V_E / V_E$.

La moyenne des 9 mesures cohérentes de $V_E$, obtenue avec la calculatrice TI82 STATS, noté $\overline{x}$ est $V_{Emoy} = 17{,}16$ mL.

L'écart-type $\sigma$, obtenu avec la calculatrice TI82 STATS, noté $S_x$ est $\sigma = 0{,}1333$.

On obtient donc $\Delta V_E = \frac{2s_{exp}}{\sqrt{n}} = 2\times0{,}13333/\sqrt{9} = 0{,}09$ mL.

et $\frac{\Delta V_E}{V_E} = 0{,}09/17{,}16 = 0{,}0052 = 0{,}5\ \%$.

❹ $\frac{\Delta C_0}{C_0} = \frac{\Delta C_B}{C_B} + \frac{\Delta V_E}{V_E} + \frac{\Delta V}{V} = 1\% + 0{,}5\% + 0{,}1\% = 1{,}6\%$.

$1\%\frac{\Delta C_0}{C_0} < 5\%$ : le dosage est de bonne qualité.

Ainsi $\mathbf{\Delta C_0 = 1{,}6\%} \times \mathbf{C_0} = 1{,}6.10^{-2} \times 8{,}6\times10^{-3} = 1{,}4\times10^{-4}$
$= 0{,}14\times10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ que l'on arrondi à la valeur supérieure et avec 1 décimale, soit $0{,}2\times10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ comme la valeur de $C_0$.

Ainsi $\boxed{\mathbf{C_{0\ 95\%} = (8{,}6 \pm 0{,}2)\times10^{-3}\ mol.L^{-1}}}$.

# Exercices d'apprentissage

## Exercice 33

**Titrage acido-basique de l'acide monochloroacétique**

❶ Équation de la réaction support du titrage :

$ClCH_2{-}CO_2H_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow ClCH_2{-}CO^-_{2(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

$AH_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow A^-_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

❷ À l'équivalence, les réactifs ont été mélangés en quantités stœchiométriques :

$$n(HO^-)_{versée} = n(AH)_{initial} \text{ soit } c_B.V_{BE} = c_1.V_1$$

❸ On a : $c_1 = \frac{c_B.V_{BE}}{V_1} = \frac{0{,}10\times10{,}6}{20{,}0} = 5{,}3\times10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ pour la solution diluée.

Dans le médicament : $c_0 = 100.c_1 = 100\times5{,}3\times10^{-2} = 5{,}3$ mol.L$^{-1}$.



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 34 Dosage manganimétrique

❶ Il s'agit d'un **dosage** par titrage utilisant un indicateur de fin de réaction.

❷ Le matériel et la verrerie utilisés sont : une burette graduée ; un erlenmeyer ; un agitateur magnétique ; un barreau aimanté.

**3.1.** Équation bilan :

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$$

$$SO_2 + 2H_2O = SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^-$$

$$2MnO_4^- + 2H_2O + 5SO_2 \rightarrow 2Mn^{2+} + 5SO_4^{2-} + 4H^+$$

Les ions permanganate $\mathbf{MnO_4^-}$ (coloration violette) vont réagir avec le dioxyde de soufre $\mathbf{SO_2}$ (incolore) pour donner des ions manganèse $\mathbf{Mn^{2+}}$ (incolore) et des ions sulfate $\mathbf{SO_4^{2-}}$ (incolore).

On verse progressivement la solution de permanganate de potassium :

► **jusqu'à l'équivalence**, la solution dans l'erlenmeyer contient du $\mathbf{SO_2}$, des ions $\mathbf{Mn^{2+}}$ (résultant de la réduction des ions $\mathbf{MnO_4^-}$), des ions $\mathbf{SO_4^{2-}}$ donc cette solution est incolore ;

► **après l'équivalence**, la solution de permanganate de potassium versée à la burette subit une simple dilution dans l'erlenmeyer, la solution dans l'erlenmeyer contient des ions $\mathbf{Mn^{2+}}$, $\mathbf{SO_4^{2-}}$ et $\mathbf{MnO_4^-}$ (il n'y a plus de $\mathbf{SO_2}$ pour réduire les ions $\mathbf{MnO_4^-}$) donc cette solution garde une coloration rose violacée ;

► On repère **l'équivalence** grâce au changement de couleur : l'équivalence est atteinte à la 1re goutte qui donne une coloration violette persistante.

**3.2.** Concentration de la solution de dioxyde de soufre :

Notations :

$C_A$ : concentration (connue) de la solution de permanganate de potassium

$V_A$ : volume de permanganate de potassium versé à l'équivalence

$C_B$ : concentration (inconnue) de la solution de dioxyde de soufre

$V_B$ : volume (connu) de dioxyde de soufre introduit dans l'erlenmeyer

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, donc : $n_B / 5 = n_A / 2$

ainsi $C_B.V_B / 5 = C_A.V_A / 2$ soit $\mathbf{C_B = 5\ C_A.V_A / 2\ V_B}$

❹ Le technicien doit boucher le flacon contenant le dioxyde de soufre car le dioxygène de l'air pourrait réagir avec la solution de dioxyde de soufre :

$$2SO_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 2SO_4^{2-} + 4H^+$$

Pour savoir si sa solution de dioxyde de soufre est fraîche, l'élève va vérifier qu'elle ne contient pas d'ions sulfate $SO_4^{2-}$.

Il teste donc sa solution avec du chlorure de baryum : en présence d'ions sulfate, il se formera un précipité blanc de sulfate de baryum.



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 35 Dosage des ions chlorure par conductimétrie

❶ $Ag^+_{(aq)} + NO_{3(aq)}^- + Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} = AgCl_{(s)} + NO_{3(aq)}^- + Na^+_{(aq)}$
En enlevant les ions spectateurs, il vient : $\mathbf{Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} = AgCl_{(s)}}$.
Lors de la transformation, AgCl précipite.

❷ On trace les deux droites moyennes passant au plus près des points expérimentaux. On lit $V_E$ à l'intersection des droites : $\mathbf{V_E = 6{,}8\ mL}$

❸ Si $V < V_E$ : $NO_3^-$, $Ag^+$ et $Na^+$ sont présents
Si $V > V_E$ : $NO_3^-$, $Na^+$ et $Cl^-$ sont présents.

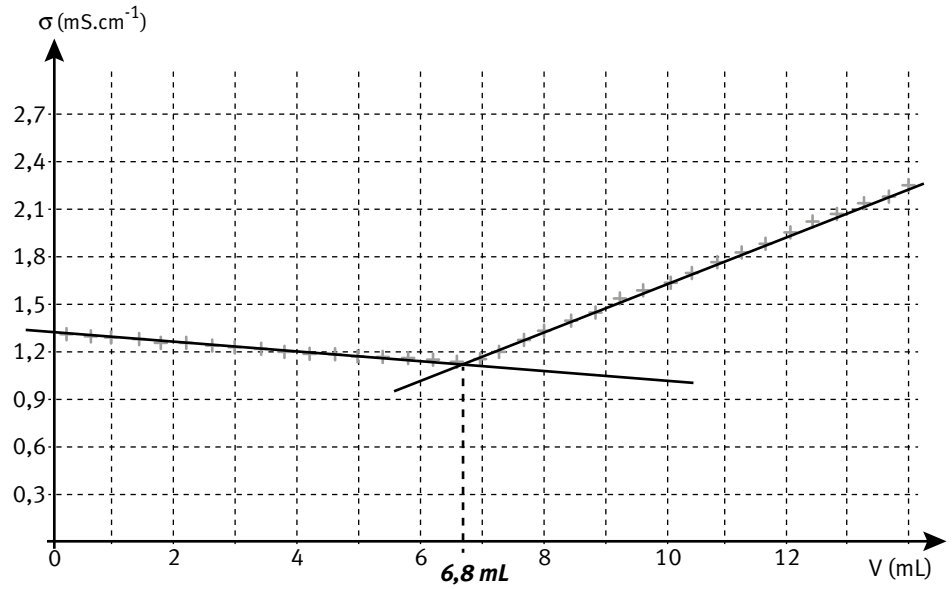
❹ ► Si $V < V_E$ (avant l'équivalence), la conductivité est donnée par :

$\sigma = \lambda(\mathbf{NO_3^-}).[\mathbf{NO_3^-}] + \lambda(\mathbf{Ag^+}).[\mathbf{Ag^+}] + \lambda(\mathbf{Na^+}).[\mathbf{Na^+}]$

Le terme $\lambda(NO_3^-).[NO_3^-]$ reste constant (on néglige la variation de volume du milieu réactionnel et les ions $NO_3^-$ sont spectateurs). Au fur et à mesure du titrage, les ions $Ag^+$ disparaissent (précipitation de AgCl) et sont remplacés par des ions $Na^+$. La comparaison des conductivités molaires ioniques des ions $Ag^+$ et $Na^+$ montre que $\lambda(Na^+) < \lambda(Ag^+)$ : la conductivité de la solution diminue.

► Si $V > V_E$ (au-delà de l'équivalence),

$\sigma = \lambda(\mathbf{NO_3^-}).[\mathbf{NO_3^-}] + \lambda(\mathbf{Cl^-}).[\mathbf{Cl^-}] + \lambda(\mathbf{Na^+}).[\mathbf{Na^+}]$.
Pour les mêmes raisons que précédemment, le terme $\lambda(NO_3^-).[NO_3^-]$ reste constant. L'équivalence étant dépassée, il n'y a plus de transformation chimique : tous les ions $Ag^+$ présents au départ ont été précipités et remplacés par des ions $Na^+$. Lors de cette phase, on ne fait qu'ajouter des ions $Na^+$ et $Cl^-$ ; ils apportent leur contribution à la conductivité de la solution qui ne peut qu'augmenter.






© Cned - Académie en ligne

❺ À l'équivalence, les réactifs ont été mélangés en quantités stœchiométriques :

n ($Cl^-$) versée = n ($Ag^+$) initialement présente dans le bécher

$[Cl^-].V_E = c_1.V_1$

$c_0.V_E = c_1.V_1$

d'où $c_0 = \frac{c_1.V_1}{V_E} = \frac{1{,}0\times10^{-1}\times10{,}0}{6{,}8} = 0{,}147$ mol.L$^{-1}$ = **0,15 mol.L$^{-1}$**

Concentration massique du chlorure de sodium notée $c_{m2}$ dans la solution commerciale : $c_{m2} = c_0.$ M(NaCl) = 0,147 × (23,0+35,5) = **8,6 g.L$^{-1}$**

❻ Concentration massique déclarée par le fabricant :

$$C_m = \frac{m_{NaCl}}{V} = \frac{0{,}85}{0{,}100} = \mathbf{8{,}5\ g.L^{-1}}$$

Écart relatif = $\frac{|c_{m2}-C_m|}{C_m} = \frac{|8{,}6-8{,}5|}{8{,}5} = 1{,}2\,\% < 10\,\%$

Le produit testé est conforme et la méthode de mesure donne un résultat acceptable.

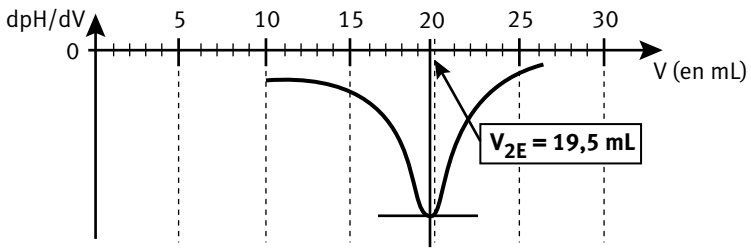
## Exercice 36 Titrage pH-métrique des ions lactate

❶ $A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \rightarrow AH_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

❷ Il est déconseillé d'utiliser la méthode des tangentes, car ici le saut de pH est peu marqué.

On préférera exploiter la courbe dérivée dpH/dV :

Pour V = $V_{2E}$, dpH/dV est minimale. Le pH décroît fortement pour un faible ajout d'acide.




❸ À l'équivalence, les réactifs sont introduits en proportions stœchiométriques :

$N_{A^-\ initiale} = n_{H_3O\ versée}$ soit $C_1.V_1 = C_2.V_{2E} \Leftrightarrow C_1 = \frac{C_2\times V_{2E}}{V_1}$

On obtient le résultat $C_1 = \frac{1{,}0\times19{,}5}{20{,}0} = 0{,}98$ mol.L$^{-1}$

❹ $\frac{\Delta C_1}{C_1} = \frac{\Delta C_2}{C_2} + \frac{\Delta V_{2E}}{V_{2E}} + \frac{\Delta V_1}{V_1} = \frac{0{,}01}{1{,}0} + \frac{0{,}05}{19{,}5} + \frac{0{,}05}{20{,}0} = 1\% + 0{,}25\% + 0{,}25\% = 1{,}5\%.$

$1\% < \Delta C_1 / C_1 < 5\%$ : le dosage est de bonne qualité.

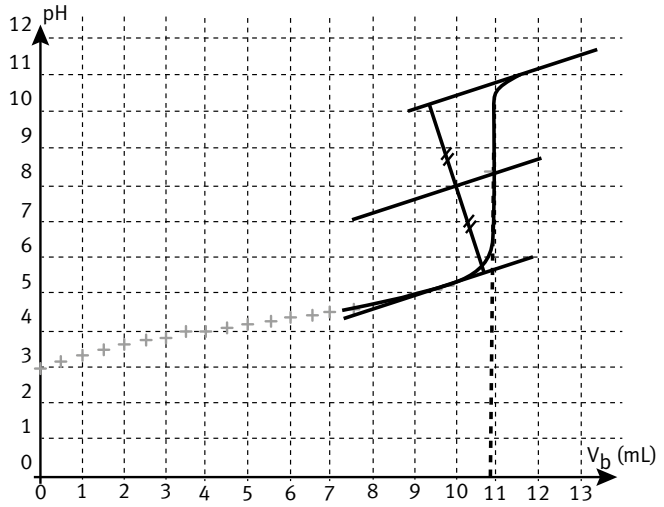
Ainsi $\Delta C_1$ **= 1,5%** × $C_1$ =1,5.10$^{-2}$ × 0,98 =1,5 × 10$^{-2}$ = 0,015 mol.L$^{-1}$ que l'on arrondi avec 2 décimales, comme la valeur de $C_1$.

Ainsi **$C_{1\ 95\%}$ = (0,98 ± 0,02) mol.L$^{-1}$.**



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 37 Titrage pH-métrique de l'acide benzoïque




❶ $C_6H_5CO_2H(aq) + HO^-(aq) \rightarrow C_6H_5CO_2^-(aq) + H_2O(\ell)$

❷ Méthode des tangentes : $V_{bE} = 10{,}8$ mL

❸ À l'équivalence $n_{\text{acide dissous}} = n_{HO^- \text{ versée}}$ soit $c.V_p = c_b.V_{bE}$ d'où $c = \dfrac{c_b.V_{bE}}{V_p}$

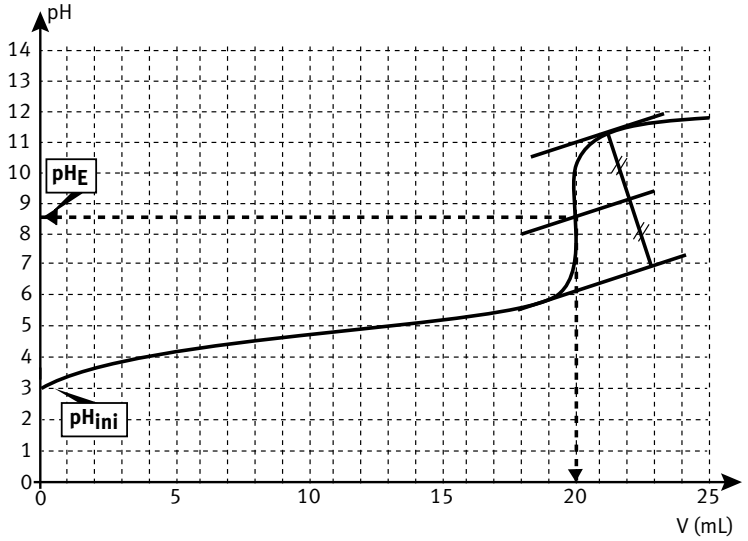
$c = \dfrac{5{,}0\times10^{-2}\times10{,}8}{20{,}0} = 2{,}7\times10^{-2}$ mol.L$^{-1}$

## Exercice 38 Choix d'un indicateur coloré naturel

❶ $CH_3–CH_2–COOH + HO^- \rightarrow CH_3–CH_2–COO^- + H_2O$

Le cation $Na^+_{(aq)}$ ne réagit pas, c'est un ion spectateur que l'on ne fait pas apparaître dans l'équation.

❷






© Cned - Académie en ligne

La méthode des tangentes permet de déterminer le point équivalent de coordonnées : $V_E = 20{,}0$ mL et $pH_E = 8{,}5$.

❸ D'après la courbe pH = f(V), le pH du mélange réactionnel vaut initialement environ 3.

D'après le tableau, à ce pH, le jus de chou est rouge.

❹ Autour de l'équivalence, pour un très faible ajout d'hydroxyde de sodium, le pH varie de 7 à 10.

Le jus de chou change de couleur dans cette zone de pH, il passe de la coloration bleue à la coloration verte, permettant ainsi de repérer l'équivalence.

# Chapitre 7

## Exercices de synthèse

### Exercice 1 Une eau distillée a-t-elle un pH constant ?

**❶ pH de l'eau pure à 25 °C**

**1.1.** Autoprotolyse de l'eau : $2H_2O_{(\ell)} = H_3O^+ + HO^-_{(aq)}$

**1.2.** $K_e = [H_3O^+] \,.\, [HO^-_{(aq)}]$. Cette constante d'équilibre est appelée produit ionique de l'eau.

**1.3.1.** $K_e = 1{,}0 \times 10^{-7} \times 1{,}0 \times 10^{-7} = 1{,}0 \times 10^{-14}$

**1.3.2.** $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1{,}0 \times 10^{-7}) = 7{,}0$

**❷ Eau distillée laissée à l'air libre**

**2.1.** Les couples acido-basiques mis en jeu sont : Couple 1 : $CO_2, H_2O / HCO_3^-$ et Couple 2 : $H_3O^+ / H_2O_{(\ell)}$

**2.2.** $K_A = \dfrac{\left[H_3O^+\right].\left[HCO_3^-\right]}{[CO_2, H_2O]}$

**2.3.** $pK_A = -\log K_A = -\log \dfrac{\left[H_3O^+\right].\left[HCO_3^-\right]}{[CO_2, H_2O]}$ d'après la propriété

$\log(a.b) = \log a + \log b$, on obtient :

$$pK_A = -\log[H_3O^+] - \log \frac{\left[HCO_3^-\right]}{[CO_2, H_2O]} = pH - \log \frac{\left[HCO_3^-\right]}{[CO_2, H_2O]}$$

soit $pH = pK_A + \log \dfrac{\left[HCO_3^-\right]}{[CO_2, H_2O]}$



© Cned - Académie en ligne

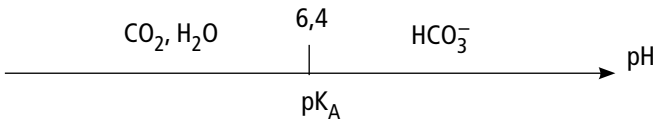
**2.4.** D'après la réponse de la question précédente, $\log \dfrac{\left[HCO_3^-\right]}{[CO_2, H_2O]} = pH - pK_A$

donc $\dfrac{\left[HCO_3^-\right]}{[CO_2, H_2O]} = 10^{pH-pKA}$

$\dfrac{\left[HCO_3^-\right]}{[CO_2, H_2O]} = 10^{(5,7-6,4)} = 10^{-0,7} = 0,20 < 1$, donc $[HCO_3^-] < [CO_2, H_2O]$,

ainsi l'espèce **$CO_2$, $H_2O$ prédomine** sur $HCO_3^-$.

**2.5.** Diagramme de prédominance :




**2.6.1.**

| Équation de la réaction | | $CO_2, H_2O_{(aq)}$ + $H_2O_{(\ell)}$ = $HCO_{3(aq)}^-$ + $H_3O^+_{(aq)}$ | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| **État du système chimique** | **Avancement (mol)** | | | | |
| État initial (mol) | 0 | c.V | solvant | 0 | 0 |
| État intermédiaire (mol) | x | c.V – x | solvant | x | x |
| État final (à l'équilibre) (mol) | $x_{éq}$ | c.V – $x_{éq}$ | solvant | $x_{éq}$ | $x_{éq}$ |

**2.6.2.** D'après l'équation chimique $[HCO_{3(aq)}^-]_{éq} = [H_3O^+]_{éq}$

Or $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ ainsi $[HCO_{3(aq)}^-]_{éq} = 10^{-5,7} = 2,0 \times 10^{-6}$ mol.L$^{-1}$

**2.6.3.** D'après 2.2. $K_A = \dfrac{\left[H_3O^+\right]_{éq} . \left[HCO_3^-\right]_{éq}}{[CO_2, H_2O]_{éq}}$

avec $[HCO_{3(aq)}^-]_{éq} = [H_3O^+]_{éq} = 10^{-pH}$, il vient $K_A = \dfrac{10^{-2pH}}{[CO_2, H_2O]_{éq}}$

donc $[CO_2, H_2O]_{éq} = \dfrac{10^{-2pH}}{K_A}$ .

Enfin $K_A = 10^{-pKA}$, soit $[CO_2, H_2O]_{éq} = \dfrac{10^{-2pH}}{10^{-pK_A}} = 10^{(pK_A - 2pH)}$

$[CO_2, H_2O]_{éq} = 10^{(6,4 - 2 \times 5,7)} = 10^{-5,0} = 1,0 \times 10^{-5}$ mol.L$^{-1}$

**2.6.4.** $[CO_2, H_2O]_{éq} = \dfrac{c.V - x_{éq}}{V} = c - [H_3O^+]_{éq} = c - 10^{-pH}$

$c = [CO_2, H_2O]_{éq} + 10^{-pH} = 1,0 \times 10^{-5} + 10^{-5,7} = 1,2 \times 10^{-5}$ mol.L$^{-1}$



© Cned - Académie en ligne

### ❸ Influence de la composition atmosphérique

**3.1.** $p_{CO_2} = \dfrac{0{,}038}{100} \times 1{,}013 \times 10^5 = 38{,}494 = 38$ Pa avec deux chiffres significatifs.

**3.2.** $[CO_2, H_2O]_{éq} = k.\ p_{CO_2} = 3{,}4 \times 10^{-7} \times 38{,}494 = 1{,}3 \times 10^{-5}$ mol.L$^{-1}$

**3.3.** En 2.6.3., on a trouvé au laboratoire $[CO_2, H_2O]_{éq} = 1{,}0 \times 10^{-5}$ mol.L$^{-1}$ donc une concentration plus faible en dioxyde de carbone que celle obtenue avec de l'air à 0,038 % de $CO_2$.

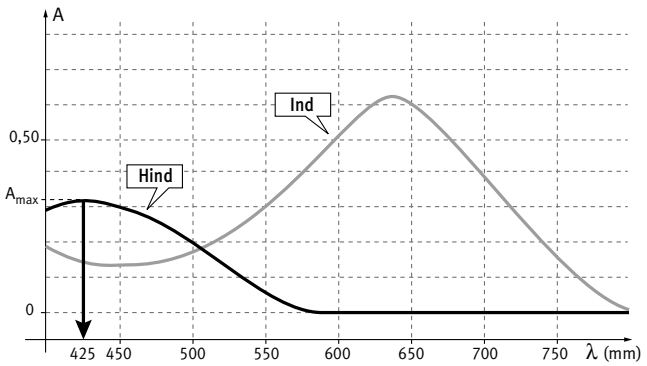
$[CO_2, H_2O]_{éq}$ est proportionnelle au pourcentage en dioxyde de carbone.

Ainsi l'air du laboratoire possède un pourcentage en dioxyde de carbone plus petit que 0,038 %.

## Exercice 2 Domaine de prédominance d'un indicateur coloré

### ❶ Étude spectrophotométrique

**1.1.** Par lecture graphique, on constate que l'absorbance de HInd est maximale pour : $\lambda_1 = 425$ **nm**.




La forme acide HIn absorbe les radiations de longueurs d'onde situées du côté du bleu ($\lambda_1 = 425$ nm), la solution laisse donc passer le vert et le rouge. Elle apparaît jaune.

**1.2.** L'absorbance se mesure avec un **spectrophotomètre**.

La loi de Beer-Lambert nous donne : **A = k.c**

A : absorbance d'une espèce chimique en solution, c sa concentration molaire et k une constante.

**1.3.** À $\lambda = 600$ nm, la forme basique $In^-$ absorbe bien la lumière et la forme acide HIn laisse passer totalement la lumière. On a alors $A = k.[In^-_{(aq)}]$.

### ❷ Zone de virage

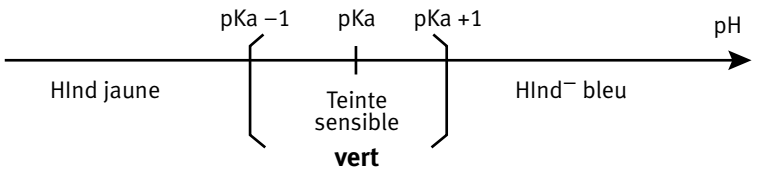
**2.1.** $HInd(aq) + H_2O(l) = Ind^-(aq) + H_3O^+(aq)$

**2.2.** $K_a = \dfrac{\left[Ind^-\right]_{éq} . \left[H_3O^+\right]_{éq}}{\left[HInd\right]_{éq}}$



© Cned - Académie en ligne

**2.3.**




**2.4.** $K_a = \dfrac{\left[Ind^-\right]_{éq} . \left[H_3O^+\right]_{éq}}{[HInd]_{éq}}$

$$-\log(K_a) = -\log\left(\frac{\left[Ind^-\right]_{éq} . \left[H_3O^+\right]_{éq}}{[HInd]_{éq}}\right)$$

$$\text{Soit } pK_a = -\log\left(\frac{\left[Ind^-\right]_{éq}}{[HInd]_{éq}}\right) - \log\left(\left[H_3O^+\right]_{éq}\right) = -\log\left(\frac{\left[Ind^-\right]_{éq}}{[HInd]_{éq}}\right) + pH$$

$$\text{Finalement } pH = pK_a + \log\left(\frac{\left[Ind^-\right]_{éq}}{[HInd]_{éq}}\right).$$

Pour $\dfrac{\left[Ind^-\right]_{éq}}{[HInd]_{éq}} = 100$ alors $pH = pK_a + \log(100) = pK_a + 2{,}0 = 6{,}8 + 2{,}0 = \mathbf{8{,}8}$

$pH > pK_A$ donc d'après le diagramme de prédominance précédent la teinte de la solution est **bleue**.

## Exercice 3 — Dosage par conductimétrie du chlorure de sodium dans le sérum physiologique

❶

**a)** Pour effectuer cette dilution (facteur de dilution de 10), on utilise une pipette jaugée de 10 mL et une fiole jaugée de 100 mL.

**b)** On prélève avec la pipette jaugée 10 mL de solution mère. On verse ces 10 mL dans la fiole jaugée de 100 mL. On remplit la fiole jaugée d'eau distillée aux trois quarts, on homogénéise. Puis on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on homogénéise.

❷ **a)**

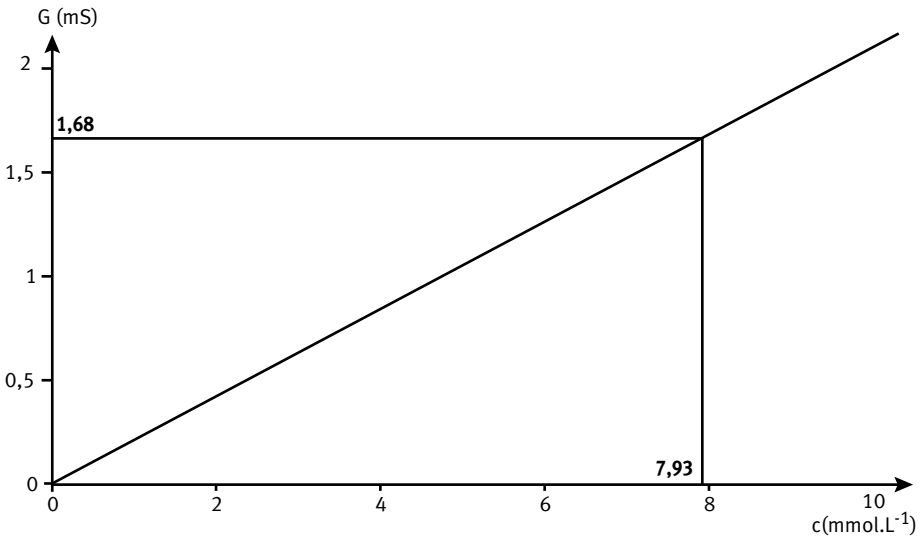
$G = \dfrac{I}{U}$

| $c(mmol.L^{-1})$ | 1,00 | 2,00 | 3,00 | 4,00 | 5,00 | 6,00 | 7,00 | 8,00 | 9,00 | 10,00 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| U (V) | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 | 1,0 |
| I (mA) | 0,22 | 0,43 | 0,65 | 0,86 | 1,08 | 1,28 | 1,49 | 1,70 | 1,91 | 2,1 |
| G (mS) | 0,22 | 0,43 | 0,65 | 0,86 | 1,08 | 1,28 | 1,49 | 1,70 | 1,91 | 2,1 |



© Cned - Académie en ligne

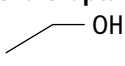
**b) et ❸ a)**




D'après le graphique, la concentration de la solution diluée est c = 7,93 mmol·L$^{-1}$.

**b)** La solution de sérum a été diluée 20 fois, donc la concentration molaire du sérum est : $c_0 = 20 \times c = 20 \times 7{,}93 \approx 0{,}16 \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

## Exercice 4 — Dosage du glucose par spectrophotométrie : un contrôle obligatoire dans la chaptalisation

**1.1.** 


**1.2.** L'éthanol est un alcool primaire.

**1.3.** $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2CH_3CH_2OH + 2CO_2$

**2.1.** $n_{saccharose} = n_{éthanol}/4$

**2.2.** 1 degré $\Leftrightarrow V_{éthanol}$ = 1 mL d'éthanol dans 100 mL de vin

$$n_{éthanol} = \frac{m}{M} = \frac{\rho V_{éthanol}}{M_{éthanol}} = \frac{0{,}79}{46} = 1{,}7.10^{-2} \text{mol} \text{ dans 100 mL}$$

et donc $\mathbf{1{,}7.10^{-1}}$ mol dans 1L.

Ainsi $m_{saccharose} = n_{éthanol}.M_{sucre} / 4 = (1{,}7.10^{-1} \times 342) / 4 = 15$ g

**3.1.** On a fait cette dilution, pour que l'absorbance soit contenue dans la gamme de résultats de l'étalonnage.

**3.2. Question de type bac – raisonnement argumenté**

Calcul de $n_{glucose}$ (ou de C) : $n_{glucose} = C_{glucose} \times V_{sol\ mère}$

donc $n_2 = 1{,}0 \times 10^{-2} \times 0{,}3 \times 10^{-3} = 3{,}0.10^{-6}$ mol.



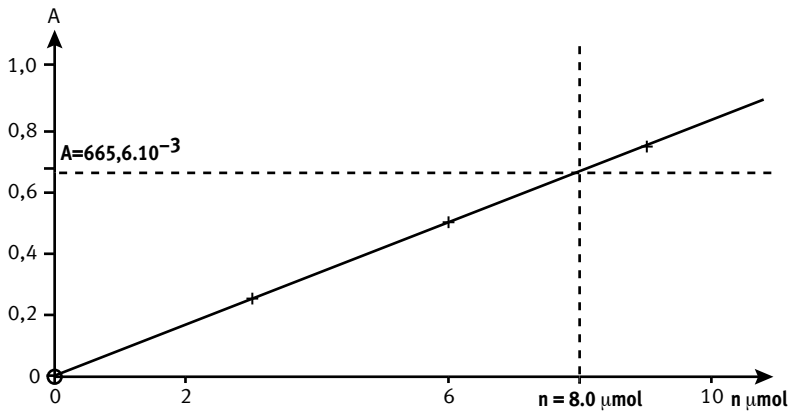
© Cned - Académie en ligne

| Quantité de matière $n_{glucose}$ en µmol | 0 | 3,0 | 6,0 | 9,0 | 12 |
|---|---|---|---|---|---|
| Concentration en glucose en µmol/L | 0 | 600 | 1 200 | 1 800 | 2 400 |

La deuxième ligne est la concentration des solutions diluées.
$C = n_{glucose}/V_{fille}$ avec $V_{fille} = 5{,}0$ mL.

Tracé du graphe $A = f(n_{glucose})$ ou $A = f(C)$, loi de Beer-Lambert vérifiée ou régression linéaire sur la calculatrice.

Lecture graphique de la quantité de matière en glucose ou de la concentration C ou utilisation de l'équation donnée par la calculatrice.




dans la solution X : $n_{glucose} = 8{,}0$ µmol soit $C_X = \dfrac{8\times10^{-6}}{5\times10^{-3}} = 1{,}6.10^{-3}$ mol/L.

Remarque : on peut également raisonner par encadrement.

On en déduit la concentration de la solution diluée 50 fois :

$$C_{glucose} = \frac{8{,}0.10^{-6}}{0{,}40.10^{-3}} = 2{,}0.10^{-2}\ \text{mol.L}^{-1}$$

Soit dans le Muscadet :

$$C_{glucose/Muscadet} = 50 \times C_S = 1{,}0\ \text{mol.L}^{-1}$$

$$C_{m\ glucose/Muscadet} = C_{glucose/Muscadet} \times M_{glucose} = 1{,}8.10^{2}\ \text{g.L}^{-1}$$

Ce moût ne peut pas être chaptalisé car cette valeur est supérieure à 161 g/L.

## Exercice 5 Dosage pH-métrique de l'acide lactique

### ❶ Les solutions tampons : maintien du pH des milieux biologiques

**1.1.** Le $pK_A$ du système « phosphate » est proche du pH du milieu biologique intracellulaire. Le $pK_A$ est donc compris entre 6,8 et 7.

**1.2.** $[CO_2, H_2O] = \alpha \times p(CO_2) = 0{,}03 \times 40 = 1{,}2$ mmol.L$^{-1}$

Or $pK_A = -\log K_A = -\log \dfrac{[H_3O^+]_{éq}[HCO_3^-]_{éq}}{[CO_2, H_2O]_{éq}}$



© Cned - Académie en ligne

$$pH = pK_A + \log\frac{[HCO_3^-]_{éq}}{[CO_2, H_2O]_{éq}} = 6,1 + \log\frac{24}{1,2} = 7,4$$

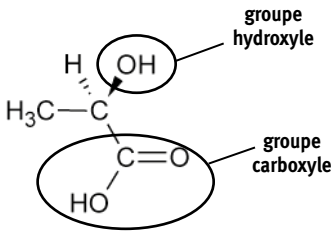
### ❷ Les perturbations et les mécanismes régulateurs

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{éq}[HCO_3^-]_{éq}}{[CO_2, H_2O]_{éq}}$$

Une hyperventilation abaisse la quantité de $CO_2$, donc $[CO_2, H_2O]$ diminue et, comme $K_A$ est une constante et que $[HCO_3^-]$ varie lentement, $[H_3O^+]$ diminue et pH augmente.

### ❸ Un acide de l'organisme : l'acide lactique

**3.1.**




**3.2.1.** Pour une solution d'acide fort, pH = – log c donc ici :

$pH = -\log(1,0 \times 10^{-2}) = 2,0$

La courbe 2 dont le pH à l'origine est égal à 2 est la courbe représentant le titrage pH-métrique de l'acide fort.

**3.2.2.** À $\frac{V_E}{2}$, la moitié de l'acide $CH_3CO_2H$ titré a été consommée, formant autant de base conjuguée $CH_3CO_2^-$.

Ainsi [A] = [B] soit $pH = pK_A + \log(1) = pK_A$.

Par lecture graphique à $V = \frac{V_E}{2} = 5\,mL$ on a pH = 3,9.

Soit $pK_A$(acide lactique) = 3,9.

### ❹ La précision d'un titrage

**4.1.** À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques et sont entièrement consommés.

$n_{i\ acide\ lactique} = n_{soude\ ajoutée}$

$c_{A\,exp} \times V_A = c_E \times V_E$

$$c_{A\,exp} = \frac{c_B \times V_E}{V_A} = \frac{3,00 \times 10^{-2} \times 10,1}{20} = 0,0152\,mol.L^{-1}$$



© Cned - Académie en ligne

**4.2.1**

$$\frac{\Delta V_A}{V_A} = \frac{0,05}{20,0} = 0,0025 = 0,25\,\%$$

$$\frac{\Delta C_B}{c_B} = \frac{0,01}{3,00} = 0,0033 = 0,33\,\%$$

$$\frac{\Delta V_E}{V_E} = \frac{0,3}{10,1} = 0,003 = 3\,\%$$

$$\frac{\Delta V_E}{V_E} > 10 \times \frac{\Delta V_A}{V_A} \text{ et } \frac{\Delta V_E}{V_E} > 9 \times \frac{\Delta C_B}{C_B}$$

Donc les incertitudes relatives sur $V_A$ et $c_B$ sont négligeables devant celle sur $V_E$.

**4.2.2**

$$\frac{\Delta c_{A\,exp}}{c_{A\,exp}} = \frac{\Delta V_E}{V_E} \quad \text{d'où}$$

$$\Delta c_{A\,exp} = \frac{\Delta c_{A\,exp}}{c_{A\,exp}} \times c_{A\,exp} = \frac{\Delta V_E}{V_E} \times c_{A\,exp} = \frac{0,3}{10,1} \times 1,5 \times 10^{-2} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Les incertitudes relatives sur $V_A$ et $c_B$ ayant été négligées, on retient $\Delta c_{A\,exp} = 5 \times 10^{-4}$ mol.L$^{-1}$.

$c_{A\,exp} = (1,5 \pm 0,05) \times 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$

**4.2.3**

$c_A = (2,22 \pm 0,05) \times 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ soit $2,17 \leq C_A \leq 2,27$

$c_{Aexp} = (1,5 \pm 0,05) \times 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$ soit $1,45 \leq C_{Aexp} \leq 1,55$

L'encadrement de la concentration expérimentale et l'encadrement de la concentration attendue ne se superposent pas, donc les valeurs ne sont pas cohérentes.

**4.2.4**

- L'élève n'a pas déterminé correctement le volume équivalent (erreur de lecture, erreur dans la préparation de la burette, erreur de repérage de la teinte sensible de l'indicateur coloré).
- L'élève n'a pas prélevé correctement le volume de la solution d'acide lactique à titrer.
- La concentration de la solution titrante n'est pas celle indiquée.
- La concentration attendue de l'acide lactique est erronée. ■



© Cned - Académie en ligne

# Corrigé séquence 6

## Chapitre 1

**Test 1** La Terre et la Lune peuvent être considérées comme des corps à symétrie sphérique.

La valeur de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur la Lune s'exprime par : $\boxed{F = G\frac{M_T\ M_L}{d^2}}$.

$$F = 6{,}67.10^{-11}\frac{7{,}34.10^{22}\times 5{,}98.10^{24}}{\left(3{,}84.10^{8}\right)^2} = 1{,}99.10^{20}\ \text{N}$$

.

**Test 2** ❶ Le champ électrostatique est uniforme dans le condensateur.

Caractéristiques :

$$\begin{cases}\text{Direction : perpendiculaire aux plaques}\\ \text{Sens : des charges positives vers les charges négatives}\\ \text{Valeur : } E = \dfrac{U_{PN}}{d} = 7{,}0.10^{3}\ \text{V.m}^{-1}\end{cases}$$

❷ La force électrostatique exercée sur un électron placé dans le champ $\vec{E}$ s'écrit : $\vec{F} = q\vec{E}$ ; elle a même direction que le champ $\vec{E}$, un sens opposé, et sa valeur $F$ est donnée par : $\boxed{F = qE}$.

A.N. : $F = 1{,}1.10^{-15}$ N.

❸ La force exercée sur un électron placé dans le champ de pesanteur $\vec{g}$ s'écrit : $\vec{P} = m\vec{g}$.

A.N. : $P = 8{,}9.10^{-30}$ N. Le poids est négligeable par rapport à la force électrique.

**Test 3** Par définition, l'énergie cinétique s'exprime par : $E_c = \frac{1}{2}mv^2$.

Applications numériques :

Voiture : $E_c = \frac{1}{2}1200\times\left(\frac{90\,000}{3\,600}\right)^2 = 37{,}5.10^{4}$ J.

Poids lourd : $E_c = \frac{1}{2}24\,000\times\left(\frac{90\,000}{3\,600}\right)^2 = 7{,}5.10^{6}$ J.

L'énergie cinétique du poids lourd est 20 fois plus importante que celle de la voiture.



© Cned - Académie en ligne

**Test 4**

❶ Énergie potentielle de pesanteur de la gomme : $E_{PP} = m\,g\,z$.

Application numérique : $E_{PP} = 0{,}16$ J.

❷ Énergie potentielle de pesanteur de l'eau : $E_{PP} = m\,g\,z$.

Application numérique : $E_{PP} = 4{,}9.10^6$ J.

# Chapitre 2

## Activités

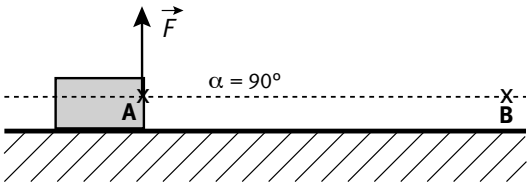
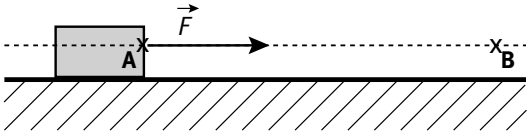
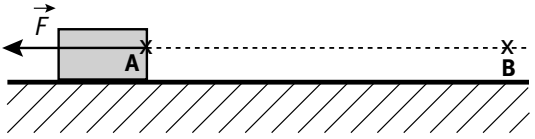
**Activité 1**

❶ « Cinétique » : qui est relatif au mouvement ; le mot « cinétique » est lié à la grandeur vitesse.

❷ Le mot « potentielle » est lié à la position dans l'espace (l'altitude par exemple).

❸ Lorsque la gomme tombe de la table, sa hauteur varie ; son énergie potentielle varie.

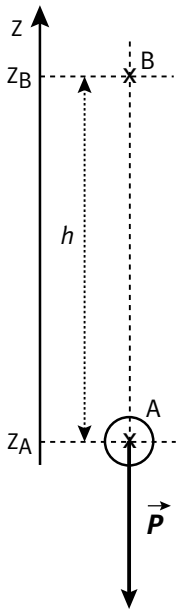
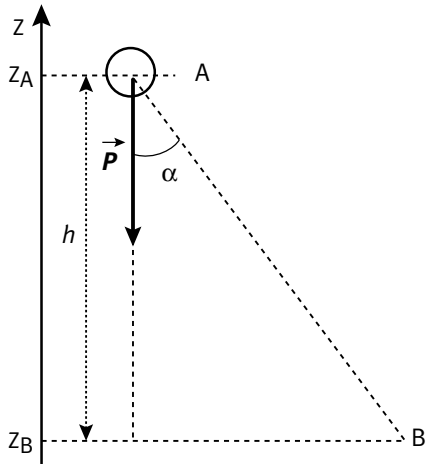
**Activité 2**

| | | |
|---|---|---|
| La force $\vec{F}$ est perpendiculaire au déplacement. |  | $W = F.AB.\cos 90°$<br>$\Rightarrow W = 0$ |
| La force $\vec{F}$ a la même direction et le même sens que le déplacement. |  | $W = F.AB.\cos 0°$<br>$\Rightarrow W > 0$ |
| La force $\vec{F}$ a la même direction que le déplacement mais un sens opposé. |  | $W = F.AB.\cos 180°$<br>$= - F\,AB$<br>$\Rightarrow W < 0$ |



© Cned - Académie en ligne

## Activité 3

| La balle est lancée vers le haut et se déplace de A vers B. | La balle est lancée vers le bas et se déplace rectilignement de A vers B. |
|---|---|
|  |  |
| Le poids $\vec{P}$ a la même direction que le déplacement mais un sens opposé. Le travail du poids s'exprime par :<br>$W = P.AB.\cos 180° = -PAB = -mgh$ | Le travail du poids $\vec{P}$ s'exprime par :<br>$W = P.AB.\cos\alpha$.<br>avec : $\cos\alpha = \frac{h}{AB} \Rightarrow AB\cos\alpha = h$ .<br>Le travail du poids s'exprime par : $W = mgh$. |

## Activité 4

Le travail du poids se calcule en utilisant $\delta W(\vec{P}) = \vec{P} \bullet d\vec{r}$ avec $d\vec{r} = dx\vec{u}_x + dy\vec{u}_y + dz\vec{u}_z$, vecteur déplacement en coordonnées cartésiennes (le poids a pour direction Oz).

$$W_{A\to B}(\vec{P}) = \int_A^B \vec{P} \bullet d\vec{r} = \int_A^B (-mg\vec{u}_z) \bullet (dx\vec{u}_x + dy\vec{u}_y + dz\vec{u}_z)$$

$$\Rightarrow W_{A\to B}(\vec{P}) = -\int_A^B mg\,dz \Rightarrow \boxed{W(\vec{P}) = mgz_A - mgz_B}.$$

## Activité 5

**(Approfondissement)**

Par définition : $dE_p = -\vec{F} \bullet d\vec{r}$

$$\Rightarrow dE_p = -\left(-\frac{GMm}{r^2}\vec{u}_r\right) \bullet d(r\vec{u}_r) = \frac{GMm}{r^2}\vec{u}_r \bullet (dr\vec{u}_r + rd\vec{u}_r) = \frac{GMm}{r^2}dr$$

Après intégration, nous obtenons l'énergie potentielle gravitationnelle : $\boxed{E_p = -\frac{GMm}{r} + cste}$.



© Cned - Académie en ligne

## Activité 6

❶

| | Position 1 | Position 2 | Position 3 | Position 4 | Position 5 | Position 6 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Altitude $z$ (cm) | 40,4 | 39,2 | 35,5 | 29,4 | 20,8 | 9,8 |
| Vitesse $v$ (m.s$^{-1}$) | 0 | 0,49 | 0,98 | 1,47 | 1,96 | 2,45 |
| $E_c$ (J) | 0 | 0,004 | 0,017 | 0,038 | 0,067 | 0,105 |

❷

| Trajet | 1→2 | 2→3 | 3→4 | 4→5 |
|---|---|---|---|---|
| $\Delta E_c$ (J) | 0,004 | 0,013 | 0,021 | 0,029 |
| $\Delta z = h$ (cm) | 1,2 | 3,7 | 6,1 | 8,6 |
| $W_{A\to B}\left(\vec{P}\right) = mgh$ | 0,004 | 0,013 | 0,021 | 0,029 |

On remarque que, pour chaque déplacement effectué, la variation d'énergie cinétique est égale au travail du poids.

## Activité 7

Nous avons calculé l'énergie cinétique et l'énergie potentielle de pesanteur de la balle pour différentes positions de la balle et vu comment évoluent ces deux grandeurs.

| | Position 1 | Position 2 | Position 3 | Position 4 | Position 5 | Position 6 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| **Altitude $z$ (cm)** | 40,4 | 39,2 | 35,5 | 29,4 | 20,8 | 9,8 |
| **Vitesse $v$ (m.s$^{-1}$)** | 0 | 0,49 | 0,98 | 1,47 | 1,96 | 2,45 |
| **$E_{PP}$ (J)** | 0,139 | 0,134 | 0,122 | 0,101 | 0,071 | 0,034 |
| **$E_c$ (J)** | 0 | 0,004 | 0,017 | 0,038 | 0,067 | 0,105 |
| **$E_c + E_{PP}$ (J)** | 0,139 | 0,138 | 0,139 | 0,139 | 0,138 | 0,139 |

On remarque que, pour chaque position, la somme de l'énergie cinétique et de l'énergie potentielle de pesanteur est une constante.

À l'instant initial, l'énergie cinétique de la balle est nulle et l'énergie potentielle de pesanteur est maximale.

Pendant la chute, l'énergie potentielle de pesanteur diminue alors que l'énergie cinétique augmente ; la somme des deux énergies étant constante, il y a transformation de l'énergie potentielle de pesanteur ($E_{PP} = m\,g\,z$) en énergie cinétique de translation ($E_c = \frac{1}{2}mv^2$).

## Activité 8

❶ Considérons que la balle de ping-pong n'est soumise qu'à une seule force : le poids.

Cette force est conservative ; l'énergie mécanique est donc conservée.

$$E_{cA} + E_{pA} = E_{cB} + E_{pB} \Rightarrow \frac{1}{2}mv_A^2 + mgz_A = \frac{1}{2}mv_B^2 + mgz_B.$$

La vitesse initiale est nulle $\Rightarrow \frac{1}{2}mv_B^2 = mg\left(z_A - z_B\right) = mgh$.

On obtient : $\boxed{v_B = \sqrt{2gh}}$. Application numérique : $v_B = 7{,}0$ m.s$^{-1}$.



© Cned - Académie en ligne

❷ Appliquons le théorème de l'énergie mécanique : $\Delta E_m = W(\vec{f})$

$\Rightarrow \Delta E_m = \Delta E_p + \Delta E_c = mg(z_B - z_A) + \frac{1}{2}mv_B^2 = -mgh + \frac{1}{2}mv_B^2$.

$\boxed{W(\vec{f}) = m\left(\frac{1}{2}v_B^2 - gh\right)}$. Application numérique : $W(\vec{f}) = -0{,}02\ J$.

## Activité 9

❶ La seule force agissant sur l'astre est la force gravitationnelle : $\vec{F} = -\frac{GM_S m}{r^2}\vec{u}_r$ qui est une force conservative.

L'énergie mécanique s'écrit : $E_m = E_c + E_p = \frac{1}{2}mv^2 - \frac{GM_S m}{r}$ (on choisit la constante égale à zéro).

❷ D'après le théorème de l'énergie mécanique, il y a conservation de l'énergie mécanique puisqu'il n'y a aucune force non conservative.

❸ Dans le référentiel galiléen considéré, on applique le théorème de l'énergie cinétique :

$\Delta E_c = W(\vec{F})$ avec : $W(\vec{F}) = 0$ (la force est toujours perpendiculaire à la trajectoire).

L'énergie cinétique est constante $\Rightarrow$ la vitesse est constante $\Rightarrow$ le mouvement est uniforme.

# Exercices d'apprentissage

## Exercice 1

### Énergie d'un pendule

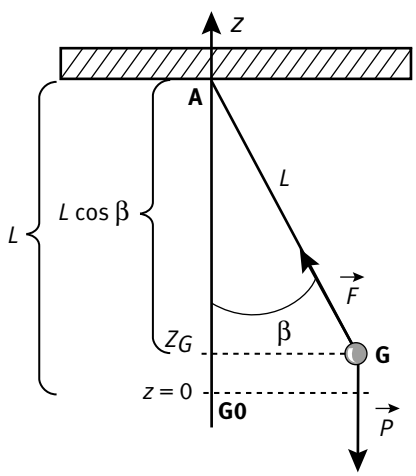
Le système étudié est la masse du pendule dans le référentiel terrestre supposé galiléen.

❶ L'énergie cinétique en G de la masse $m$ animée de la vitesse $v_G$ est : $\boxed{E_c = \frac{1}{2}mv^2}$

❷ Bilan des forces agissant sur l'objet :

– le poids de l'objet $\vec{P}$ ;

– la force exercée par le fil sur l'objet $\vec{F}$.






© Cned - Académie en ligne

❸ La seule force conservative est le poids de l'objet ; la force exercée par le fil sur l'objet n'est pas conservative.

L'origine des énergies potentielles est prise en $G_0$, origine de l'axe des *z*.

L'énergie potentielle de pesanteur de l'objet s'écrit : $E_p = mgz_G = mg(L - L\cos\beta)$

$\Rightarrow \boxed{E_p = mgL(1-\cos\beta)}$.

❹ L'énergie mécanique du pendule simple en G est la somme de son énergie cinétique et de son énergie potentielle : $\boxed{E_m = E_c + E_p = \frac{1}{2}mv^2 + mgL(1-\cos\beta)}$

❺ D'après le théorème de l'énergie mécanique, il y aura conservation de l'énergie mécanique si la somme des travaux de toutes les forces non conservatives est nulle, ce qui est le cas ici puisque la force exercée par le fil est toujours perpendiculaire à la trajectoire de l'objet.

Les frottements sont négligés dans cette étude, donc l'énergie mécanique se conserve au cours du mouvement du pendule.

❻ L'énergie mécanique étant une constante du mouvement, on peut écrire, entre les positions $G_0$ et $G_i$ :

$$E_m(G_0) = E_m(G_i) \Rightarrow \frac{1}{2}mv_0^2 + mgL(1-\cos 0) = \frac{1}{2}mv_{G_i}^2 + mgL(1-\cos\beta_m).$$

$G_i$ est la position initiale à partir de laquelle le pendule est abandonné sans vitesse initiale $\Rightarrow v_{G_i} = 0$.

La vitesse de l'objet lorsqu'il passe en $G_0$ s'exprime par : $\boxed{v_0 = \sqrt{2gL(1-\cos\beta_m)}}$

**Remarque :** la valeur de la vitesse est forcément positive, on ne retient que la solution positive.

## Exercice 2 Plan incliné

❶ Le poids est une force conservative ; la force exercée par le plan incliné n'est pas conservative.

❷ Le travail de la force $\vec{R}$ sur le trajet AB est nul puisque la force est constamment perpendiculaire au déplacement.

❸ D'après le théorème de l'énergie mécanique, il y a conservation de l'énergie mécanique puisque le travail de la seule force non conservative est nul.
L'énergie mécanique du système {bille-Terre} se conserve entre A et B.

❹ L'origine des énergies potentielles de pesanteur est prise au point O d'altitude $y_0 = 0$. On a donc $E_p(O) = 0$.

L'énergie mécanique de la bille en A s'écrit :

$$E_m(A) = E_c(A) + E_p(A) = \frac{1}{2}mv_A^2 + mgy_A.$$

La bille est lâchée du point A sans vitesse initiale $\Rightarrow \boxed{E_m(A) = mgy_A}$.

❺ Énergie mécanique en B : $E_m(B) = \frac{1}{2}mv_B^2 + mgy_B$ avec $y_B = 0$

$\Rightarrow \boxed{E_m(B) = \frac{1}{2}mv_B^2}$.



© Cned - Académie en ligne

❻ L'énergie mécanique se conserve au cours du mouvement $\Rightarrow E_m(\mathrm{A}) = E_m(\mathrm{B})$

soit : $mgy_A = \frac{1}{2}mv_B^2$.

On obtient : $\boxed{y_A = \frac{v_0^2}{2g}}$.

❼ Application numérique : $y_A = 0{,}20$ m.

# Chapitre 3

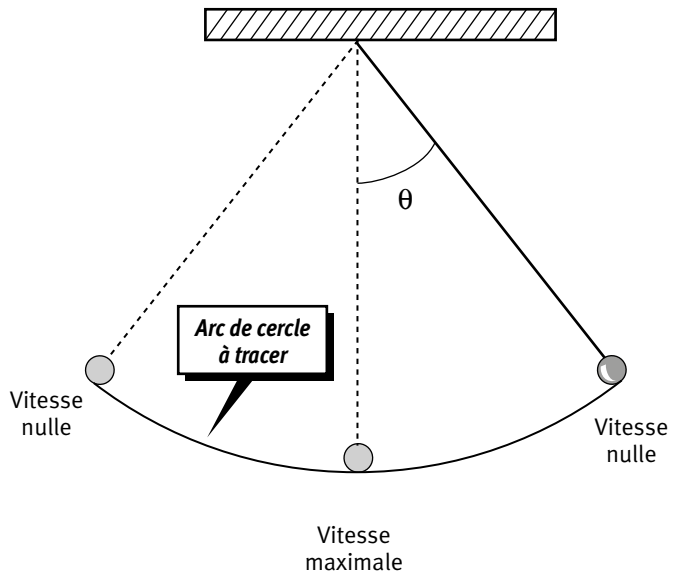
## Activités

### Activité 10

#### Partie 1 – Mesurer la période avec un chronomètre

❶ Le mouvement du pendule est étudié dans le référentiel du laboratoire qui est considéré comme galiléen.

❷ Trajectoire de la masse suspendue au fil.




Le mouvement est circulaire (la trajectoire décrit un arc de cercle) et non uniforme (la vitesse s'annule dans les positions extrêmes à droite et à gauche de la position d'équilibre).

❸ Il est préférable de déclencher le chronomètre lorsque la vitesse est maximale afin de ne pas rajouter une erreur liée à l'arrêt du pendule (lorsque la vitesse s'annule).



© Cned - Académie en ligne

❹ Il faut 2 dixièmes de seconde pour déclencher et arrêter le chronomètre de la montre.

❺ La précision de la mesure manuelle d'une durée au chronomètre électronique de laboratoire est de plus ou moins 1 dixième de seconde. Il est préférable de mesurer la durée de plusieurs oscillations (10 par exemple) plutôt que d'une seule pour diviser l'erreur par 10.

❻ **Chronomètre de laboratoire (une oscillation)**

| Essais | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|---|---|---|---|---|---|
| Période(s) | 1,13 | 0,94 | 1,04 | 1,08 | 1,12 |

**Chronomètre de laboratoire**

| Essais | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|---|---|---|---|---|---|
| Durée de 10 oscillations(s) | 10,42 | 10,12 | 10,23 | 10,34 | 10,18 |
| Période(s) | 1,04 | 1,01 | 1,02 | 1,03 | 1,02 |

**Capteur**

| Essais | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|---|---|---|---|---|---|
| Période | 1,022 | 1,021 | 1,023 | 1,020 | 1,021 |

**a)** L'écart obtenu entre la plus grande mesure et la plus petite mesure pour chaque tableau :

**Chronomètre de laboratoire (une oscillation) :** 0,19 s.

**Chronomètre de laboratoire (10 oscillations) :** 0,03 s.

**Capteur :** 0,003 s.

**b)** Calculer la valeur moyenne de la période pour chaque tableau :

$$T_{moy} = \frac{T_1 + T_2 + T_3 + T_4 + T_5}{5}.$$

**Chronomètre de laboratoire (une oscillation) :** $T_{moy} = 1{,}1$ s.

**Chronomètre de laboratoire (10 oscillations) :** $T_{moy} = 1{,}02$ s.

**Capteur :** $T_{moy} = 1{,}021$ s.

Sur une oscillation, la durée est mesurée à 1/10 près.

Sur 10 oscillations, la durée est mesurée à 1/100 près.

Avec le capteur, la durée est mesurée à 1/1 000 près.

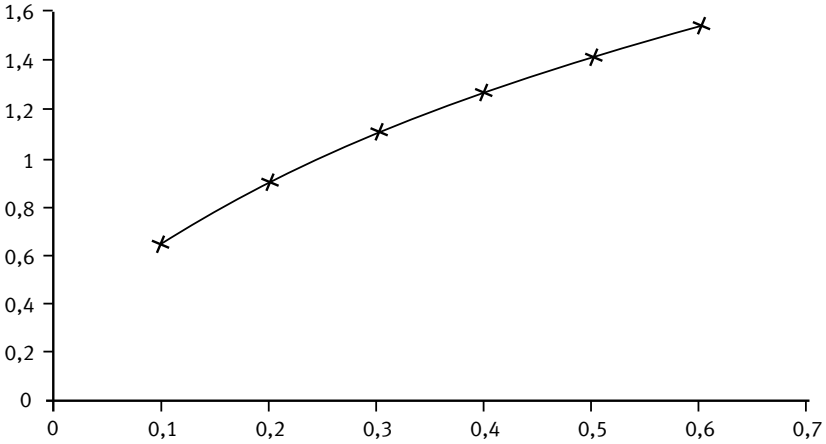
Le capteur relié à l'ordinateur est le plus précis.



© Cned - Académie en ligne

## Partie 2 – Influence de la longueur du fil

❶ Tracé de $T$ en fonction de $\ell$ :

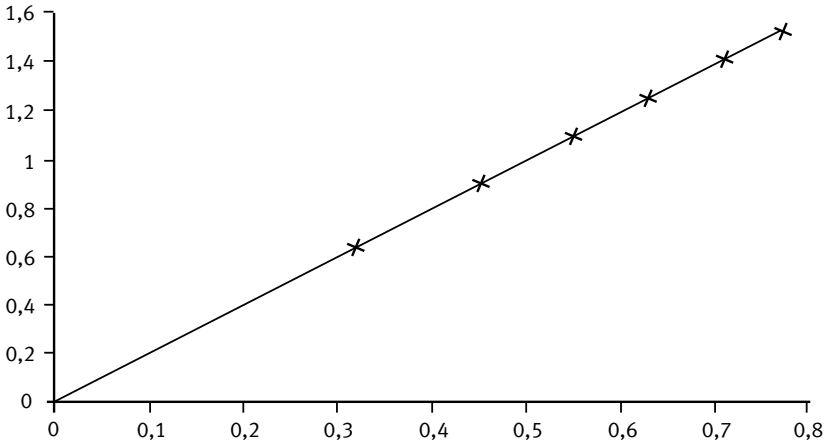



On n'obtient pas une droite.

❷ **a)**

| $\ell$ (m) | 0,10 | 0,20 | 0,30 | 0,40 | 0,50 | 0,60 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| $\sqrt{\ell}$ | 0,32 | 0,45 | 0,55 | 0,63 | 0,71 | 0,77 |
| *T (s)* | 0,64 | 0,90 | 1,10 | 1,26 | 1,42 | 1,54 |

❷ **b)** Tracé de $T$ en fonction de $\sqrt{\ell}$ :




On obtient une droite qui passe par l'origine.

❸ La deuxième courbe est une droite qui passe par l'origine ; elle permet de conclure rapidement sur la proportionnalité de $T$ et $\sqrt{\ell}$.

La période $T$ et la longueur $\ell$ vérifient une relation du type $T = k\sqrt{\ell}$ où $k$ est une constante.



© Cned - Académie en ligne

❹ Le coefficient directeur de la droite précédente est obtenu en choisissant un point sur la droite tracée : $k = 2{,}00$.

Ce coefficient directeur correspond à $\dfrac{2\pi}{\sqrt{g}}$.

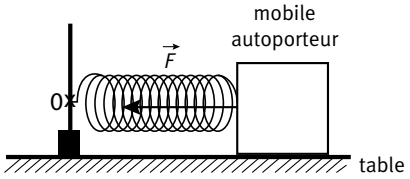
**Partie 3 – Influence de la masse de la boule et de l'écart à l'équilibre**

❶ La masse n'influe pas sur la période du pendule simple ; les valeurs obtenues pour la période sont très proches ; les écarts observés sont dus aux erreurs liées aux mesures.

❷ Les valeurs de la période $T$ correspondent à 0,01 seconde près jusqu'à $\varphi = 15°$. Pour des petites oscillations ($\varphi \leq 10°$), la période propre des oscillations ne dépend pas de l'angle initial dont on écarte le pendule de sa position d'équilibre ; on dit qu'il y a isochronisme des oscillations.

La période des oscillations est indépendante des caractéristiques de la boule et indépendante de l'amplitude des oscillations tant que cette amplitude reste faible, c'est-à-dire tant que l'angle maximum de la direction du fil avec la verticale n'excède pas une dizaine de degrés. Les seuls paramètres susceptibles d'avoir une influence sur la période des oscillations sont donc la longueur $\ell$ du fil et la valeur du champ de pesanteur puisque le mouvement se fait sous l'action du poids de la bille.

## Activité 11




Les données nous permettent de déterminer les caractéristiques de la force $\vec{F}$ exercée par le ressort sur le mobile autoporteur ; la direction de $\vec{F}$ est suivant l'axe du ressort ; son sens est de l'extrémité du ressort vers O (puisque $\ell > \ell_0$) ; son intensité est donnée par la relation : $F = k|\Delta\ell| = k(\ell - \ell_0)$.
Application numérique : $F = 1{,}5$ N.

## Activité 12

On remplace $x(t) = X_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$ dans l'équation différentielle

$$\frac{d^2x}{dt^2} + \omega_0^2 x = 0.$$

$\dfrac{dx}{dt} = -X_m\omega_0 \sin(\omega_0 t + \varphi)$ et $\dfrac{d^2x}{dt^2} = -X_m\omega_0^2 \cos(\omega_0 t + \varphi)$ ce qui donne :

$$\frac{d^2x}{dt^2} + \omega_0^2 x = -X_m\omega_0^2 \cos(\omega_0 t + \varphi) + \omega_0^2 X_m \cos(\omega_0 t + \varphi) = 0.$$

$x(t) = X_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$ est bien la solution de l'équation différentielle.



© Cned - Académie en ligne

**Activité 13** À l'instant de date $t = 0$, $x(0) = \ell_1 - \ell_0$ puisque le ressort est écarté d'une longueur $\ell_1$.

Le ressort est lâché sans vitesse initiale $\Rightarrow \dfrac{dx}{dt}(0) = 0$.

Ces deux conditions initiales nous permettent de déterminer $X_m$ et $\varphi$.

$x(0) = X_m \cos(0 + \varphi) = X_m \cos\varphi = \ell_1 - \ell_0$.

$\dfrac{dx}{dt} = -X_m\omega_0 \sin(\omega_0 t + \varphi) \Rightarrow \dfrac{dx}{dt}(0) = -X_m\omega_0 \sin\varphi = 0 \Rightarrow \sin\varphi = 0 \Rightarrow \varphi = 0$ (ou $\pi$).

$\varphi = 0 \Rightarrow X_m \cos 0 = \ell_1 - \ell_0 \Rightarrow X_m = \ell_1 - \ell_0$.

**Activité 14** La constante de raideur (ou coefficient de raideur) $k$ s'exprime en $N.m^{-1}$ ; la masse $m$ s'exprime en kg.

La constante de raideur représente le quotient d'une valeur de force par une longueur : $\dfrac{[force]}{[longueur]}$.

La valeur de force représente le produit d'une masse par une accélération : $[force] = \dfrac{[masse][longueur]}{[durée]^2}$.

La constante de raideur représente donc une masse sur une durée au carré : $\dfrac{[masse]}{[durée]^2}$ ; $\sqrt{\dfrac{m}{k}}$ s'exprime en secondes.

**Activité 15** $\dfrac{1}{2}mv^2 + \dfrac{1}{2}k(\ell - \ell_0)^2 = \dfrac{1}{2}mv^2 + \dfrac{1}{2}kx^2$

$= \dfrac{1}{2}m(-X_m\omega_0 \sin(\omega_0 t + \varphi))^2 + \dfrac{1}{2}k(X_m \cos(\omega_0 t + \varphi))^2 = \dfrac{1}{2}kX_m^2$ car $\omega_0^2 = \dfrac{k}{m}$.

L'énergie mécanique est donc constante et égale à : $\dfrac{1}{2}kX_m^2$.

**Activité 16** Tout système physique dont un paramètre vérifie une équation du type : $\dfrac{d^2u}{dt^2} + \omega_0^2 u = 0$ est un oscillateur harmonique. Ce n'est pas vérifié pour l'équation différentielle $\dfrac{d^2\theta}{dt^2} + \dfrac{g}{\ell}\sin\theta = 0$.

**Activité 17** La solution de l'équation différentielle $\dfrac{d^2\theta}{dt^2} + \dfrac{g}{\ell}\theta = 0$ est de la forme :

$\theta(t) = \theta_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$.

$\theta(0) = \theta_0 \Rightarrow \theta_0 = \theta_m \cos\phi$ ;

$\dfrac{d\theta}{dt} = -\omega_0\theta_m \sin(\omega_0 t + \varphi)$ avec $\dfrac{d\theta}{dt}(0) = 0$ d'où $\varphi = 0$ et $\theta_m = \theta_0$

$\Rightarrow \theta(t) = \theta_0 \cos(\omega_0 t)$

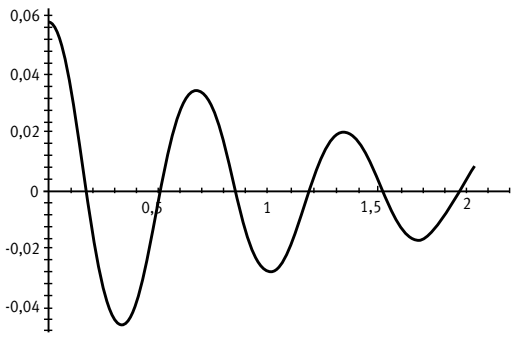


© Cned - Académie en ligne

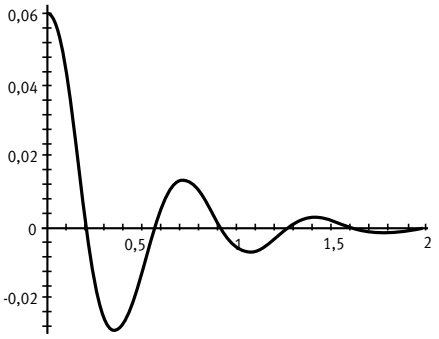
$\omega_0 = \sqrt{\frac{g}{\ell}} \Rightarrow$ La période $T_0$ des petites oscillations du système s'exprime par : $\boxed{T_0 = 2\pi\sqrt{\frac{\ell}{g}}}$.

**Activité 18** L'énergie potentielle de pesanteur de l'objet M s'écrit : $E_p = -mg\ell\cos\theta + cte$. On prend la référence de l'énergie potentielle de pesanteur dans la position repérée par l'angle $\theta = 90 \Rightarrow \boxed{E_p = -mg\ell\cos\theta}$.

## Activité 19




Courbe A

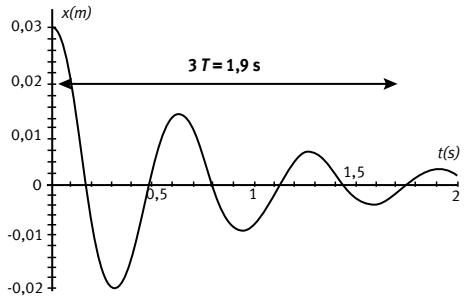



Courbe B

❶ La courbe B correspond à l'amortissement le plus important ; l'amplitude des oscillations diminue lorsque l'amortissement augmente.

❷ Courbe A : la pseudo-période est égale à 0,70 s ; courbe B : la pseudo-période augmente faiblement par rapport à la courbe A.

**Activité 20** ❶ La pseudo-période $T$ du mouvement correspond à deux passages du mobile par sa position d'équilibre.




La pseudo-période $T$ du mouvement est égale à : $T = 6{,}3.10^{-1}$ s.

❷ L'énergie cinétique s'exprime par :

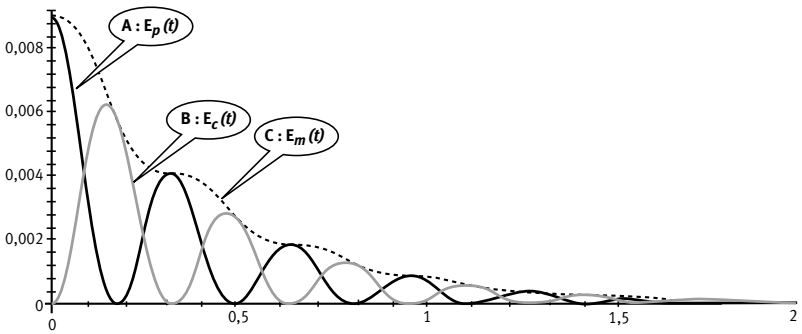
$$E_c(t) = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}m\left(\frac{dx}{dt}\right)^2$$

L'énergie potentielle s'exprime par :

$$E_p(t) = \frac{1}{2}k(\ell - \ell_0)^2 = \frac{1}{2}k(x(t))^2.$$



© Cned - Académie en ligne




Seule la courbe B passe par l'origine du repère à $t = 0$ s, donc $E_c(t)$ est représentée par la courbe B.

À l'instant de date $t = 0$, $E_c(0) = \frac{1}{2}m\left(\frac{dx}{dt}(0)\right)^2 = 0$ et $E_p(0) = \frac{1}{2}k(x(0))^2 = 9{,}0.10^{-3}$ J ; $E_p(t)$ est représentée par la courbe A.

La courbe C correspond à $E_m(t)$.

❸ L'énergie mécanique s'exprime par : $E_m(t) = E_c(t) + E_p(t)$. À cause des frottements, le système perd progressivement de l'énergie au cours des oscillations, d'où la diminution de son énergie mécanique.

❹ **a)** $E_c(t) = \frac{1}{2}mv^2$ : lorsque la vitesse du mobile est maximale, il en est de même pour son énergie cinétique puisque celle-ci est proportionnelle à sa vitesse au carré.

L'observation de la figure 2 nous indique que l'énergie cinétique (courbe B) passe par un maximum à l'instant de date $t_2$. La vitesse est donc maximale à la date $t_2$.

**b)** Lorsque la vitesse du mobile est nulle, il en est de même pour son énergie cinétique. Or la courbe B de la figure 2 nous montre que l'énergie cinétique est nulle à l'instant de date $t_1$.

La vitesse est donc nulle à la date $t_1$.

❺ La valeur $f$ de la force de frottement est proportionnelle à la valeur de la vitesse puisque $f = hv$.

À l'instant de date $t_1$, la vitesse est nulle ; il en est de même pour la valeur de la force de frottement.

À l'instant de date $t_2$, la vitesse est maximale ; il en est de même pour la valeur de la force de frottement.

❻ Le système perd progressivement de l'énergie au cours des oscillations, à cause des frottements, d'où la diminution de son énergie mécanique.

Lorsque la valeur de la force de frottement est nulle en $t_1$ l'énergie mécanique ne diminue plus ; ensuite la perte d'énergie augmente car la valeur de la force de frottement augmente, ce qui justifie la forme « en escalier » de la courbe $E_m(t)$ de la figure 2.



© Cned - Académie en ligne

# Exercices d'apprentissage

## Exercice 3 Oscillateur harmonique

❶ **a)** Les oscillations possèdent toujours la même amplitude : il s'agit d'oscillations non amorties (et sinusoïdales).

**b)** Système : solide S

Référentiel : terrestre considéré comme galiléen.

Le solide S est soumis à trois forces :

– le poids $\vec{P}$ vertical orienté vers le bas ;

– la force $\vec{R}$ exercée par l'air issu du rail, verticale et orientée vers le haut ;

– la force de rappel du ressort, $\vec{F} = -k\left(\ell - \ell_0\right)\vec{i} = -kx\vec{i}$.

**c.** La seconde loi de Newton appliquée au solide S s'écrit : $m\vec{a} = \vec{P} + \vec{R} + \vec{T}$.

On projette cette relation vectorielle sur l'axe Ox : $m\dfrac{d^2x}{dt^2} = 0 + 0 - k\left(\ell - \ell_0\right)$

$\Rightarrow m\dfrac{d^2x}{dt^2} = -kx \Rightarrow m\dfrac{d^2x}{dt^2} + kx = 0$ soit $\boxed{\dfrac{d^2x}{dt^2} + \dfrac{k}{m}x = 0}$.

❷ **a)** On pose : $\omega_0^2 = \dfrac{k}{m} \Rightarrow \dfrac{d^2x}{dt^2} + \omega_0^2 x = 0$ soit : $\boxed{T_0 = 2\pi\sqrt{\dfrac{m}{k}}}$.

**b)** $T_0 = 2\pi\sqrt{\dfrac{0{,}205}{10{,}0}} = 0{,}900$ s.

**c)** On mesure la durée de 3 périodes $\Rightarrow T_0 = 0{,}89$ s.

On obtient une valeur de $T_0$ très proche de celle de la question b.

❸ **a)** Le terme $\dfrac{1}{2}kx^2$ est l'énergie potentielle élastique du système solide-ressort.

Le terme $\dfrac{1}{2}m\left(\dfrac{dx}{dt}\right)^2$ est l'énergie cinétique du solide S.

**b)** L'énergie mécanique est donnée par :

$$\frac{1}{2}mv^2 + \frac{1}{2}kx^2 = \frac{1}{2}m\left(-X_m\omega_0\ \sin\left(2\ \frac{t}{T_0}\right)\right)^2 + \frac{1}{2}k\left(X_m\ \cos\left(2\ \frac{t}{T_0}\right)\right)^2 = \frac{1}{2}kX_m^2$$

Elle est donc constante et égale à : $\dfrac{1}{2}kX_m^2$.

## Exercice 4 Oscillateur vertical

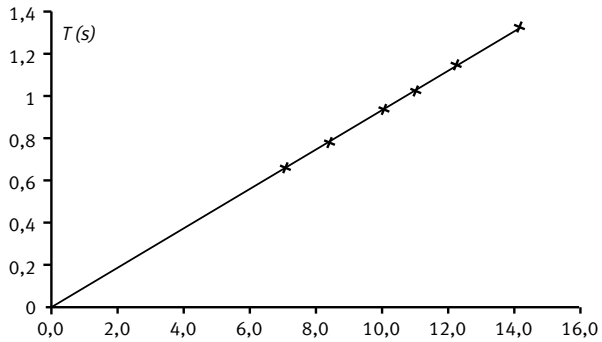
❶ La période $T$ augmente quand la masse augmente.

Lorsque la masse est multipliée par 4, la période est multipliée par 2.

❷ On représente graphiquement la période $T$ en fonction de $\sqrt{m}$ ; on obtient une droite passant par l'origine.



© Cned - Académie en ligne




On aurait pu aussi tracer $T^2$ en fonction de $m$ ou calculer $\frac{T}{\sqrt{m}}$ pour toutes les valeurs du tableau.

La valeur de $k$ s'obtient en considérant un point situé sur la courbe obtenue dans le b : $T^2 = 4\pi^2 \frac{m}{k} \Rightarrow k = 4\pi^2 \frac{m}{T^2}$

Application numérique : $k = 4{,}5$ N.m$^{-1}$.

La période $T$ s'exprime par : $T = 2\pi\sqrt{\frac{m}{k}}$ où $k$ est une constante dépendant du ressort.

❸ Sur la Lune la période d'une oscillation serait la même que sur Terre car l'intensité de la pesanteur n'intervient pas dans la formule donnant $T$.

❹ La valeur de la masse qui permettrait d'avoir une période de 1 seconde : $T^2 = 4\pi^2 \frac{m}{k} \Rightarrow m = \frac{kT^2}{4\pi^2}$.

Application numérique : $m = 114$ g.

# Chapitre 4

## Activités

### Activité 21

I. ❶ Votre vitesse par rapport au référentiel lié au train serait égale à 5,0 km.h$^{-1}$ ; $V_{personne\ en\ mouvement/train} = 5{,}0$ km.h$^{-1}$.

❷ Votre vitesse par rapport au référentiel lié au quai de la gare serait égale à 15 km.h$^{-1}$ ;

$V_{personne\ en\ mouvement/train} = 15$ km.h$^{-1}$.

En mécanique newtonienne (celle que l'on étudie depuis la seconde), il existe une loi de composition des vitesses qui permet d'écrire :

$\vec{V}_{personne\ en\ mouvement/quai} = \vec{V}_{personne\ en\ mouvement/train} + \vec{V}_{train/quai}$ ; cette loi n'est pas à connaître.



© Cned - Académie en ligne

**II.** ❶ La vitesse de la lumière émise par rapport au référentiel lié à la particule est égale à 300 000 km.s$^{-1}$.

$V_{lumière/particule}$ = 300 000 km.s$^{-1}$.

❷ La vitesse de la lumière émise par rapport au référentiel lié à la Terre devrait être, si l'on appliquait les résultats de la question I2, 500 000 km.s$^{-1}$ ; en mécanique newtonienne : $\vec{V}_{lumière/Terre} = \vec{V}_{lumière/particule} + \vec{V}_{particule/Terre}$.

En fait, de la Terre la vitesse de la lumière est égale à 300 000 km.s$^{-1}$ au lieu des 500 000 km.s$^{-1}$ attendus.

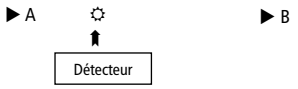
**La vitesse de la lumière ne dépend pas du référentiel.**

## Activité 22

❶ Sur les schémas, la durée nécessaire à la lumière de l'éclair pour atteindre le détecteur est égale à 1 s.

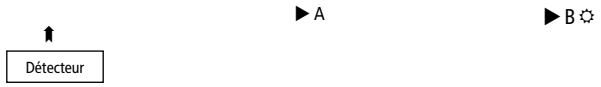
Par le calcul, on obtient : $V = \frac{d}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t = \frac{d}{V} = 1\,\text{s}$.

**A $t_1$ = 1 s :**




❷ Sur les schémas, la durée nécessaire à la lumière de l'éclair pour atteindre la particule A est égale à 3 s.

**A $t_3$ = 3 s :**




❸ Dans le référentiel de la particule A, la durée nécessaire à la lumière de l'éclair pour atteindre la particule A est donnée par : $c = \frac{d}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t = \frac{d}{c} = 1\,\text{s}$

❹ Les deux durées trouvées sont différentes. Il y a un paradoxe ; l'éclair met une seconde ou trois secondes pour rattraper la particule A suivant le référentiel. La durée dépend du référentiel.

## Activité 23

❶ Signification du sigle PHARAO : Projet d'Horloge Atomique par Refroidissement d'Atomes en Orbite.

❷ La précision de l'horloge atomique Pharao s'obtient en divisant une seconde par 300 millions d'année (en seconde), ce qui donne :

$$\frac{1}{300.10^6 \times 365 \times 24 \times 3600} = 1.10^{-16}.$$

❸ La mesure le temps est d'autant plus précise que cette vitesse des atomes est lente. Les atomes de césium sont donc ralentis en étant refroidis par laser.

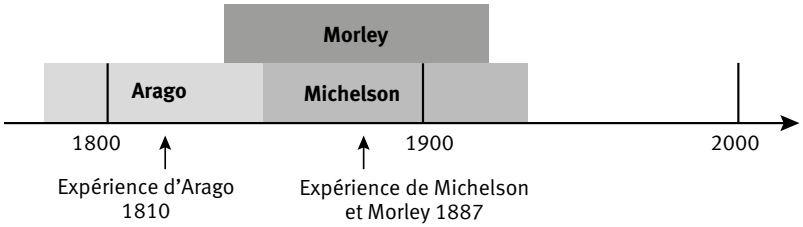
❹ Les atomes de césium interagissent avec des vibrations micro-ondes.

❺ La mesure du temps est d'autant plus précise que les atomes sont lents ; travailler en micropesanteur permet d'avoir des atomes qui retombent très lentement, l'effet de la pesanteur étant très faible.

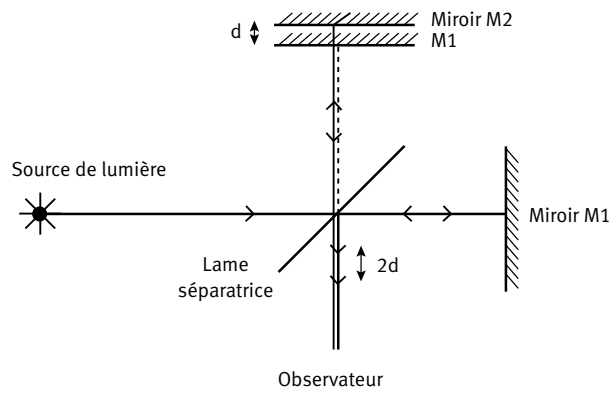


© Cned - Académie en ligne

## Activité 24




Arago (1786-1853) observa la déviation par un prisme de la lumière de différentes étoiles à différentes époques de l'année ; les expériences furent réalisées vers l'année 1810 ; il ne vit aucun effet. Mais même si l'on pouvait penser que les étoiles émettaient toutes la lumière avec la même vitesse, éliminant ainsi un des problèmes, pourquoi ne voyait-on aucune différence dans la déviation de leur lumière par le prisme au cours de l'année ?




Source : Wikipédia

Les physiciens pensaient à cette époque que la lumière avait un support matériel (l'éther) pour se déplacer.

Les Américains Michelson (1852-1931) et Morley (1838-1923) ont cherché à mettre en évidence la différence de vitesse de la lumière entre deux directions perpendiculaires (voir schéma) et à deux périodes espacées de 6 mois ; ils ont montré que cette différence était nulle. Le résultat est définitivement admis en 1887.

Cela montrait aussi que la vitesse de la lumière était la même dans toutes les directions.

L'interprétation de ce résultat a conduit les physiciens à mettre en doute l'existence de l'éther.

Cette expérience est l'une des plus importantes de la physique ; Michelson reçut le prix Nobel de physique en 1907.

## Activité 25

❶ D'après la théorie de la relativité restreinte d'Einstein, la vitesse de propagation de la lumière dans le vide est indépassable. Ce résultat mettait en cause toute une théorie qui avait été confirmée par de nombreuses expériences.

D'autres expériences avaient montré que les neutrinos venant de l'espace se propageaient exactement à la vitesse de la lumière (neutrinos reçus lors de l'explosion d'une supernova).

❷ Des particules peuvent aller plus vite que la lumière dans les milieux matériels.

Ce qui serait nouveau, c'est d'aller plus vite que c (vitesse de la lumière dans le vide).



© Cned - Académie en ligne

## Activité 26

❶ Les deux événements à prendre en compte pour connaître la durée propre sont la naissance et la désintégration du muon.

❷ Les deux événements se produisent au même point de l'espace dans le référentiel lié au muon.

❸ La durée propre est : $\Delta t_P = 2{,}2$ µs ; le muon est au repos dans le référentiel lié au muon.

Si l'observateur suivait le muon (muon au repos) sa durée de vie serait de $2{,}2.10^{-6}$ s.

❹ Le muon se déplace à la vitesse $v$ par rapport au laboratoire mais le laboratoire se déplace aussi à la vitesse $v$ par rapport au muon (dans l'autre sens) ; le référentiel qui se déplace à la vitesse $v$ est en fait le référentiel du laboratoire.

❺ La durée dilatée correspondant à $\Delta t_m$ est : 5,05 µs. Pour un observateur situé dans le laboratoire sa durée de vie est plus grande, que sa durée de vie au repos.

$$\Delta t_m = \frac{\Delta t_P}{\sqrt{1-\frac{v^2}{c^2}}} = 5{,}05.10^{-6} \text{ s.}$$

## Activité 27

| Véhicule de M' | Vitesse v | γ | Δt' |
|---|---|---|---|
| Voiture | 100 km/h = 27,8 m/s | 0,999999999999999 | 1h |
| Vitesse orbitale de la Terre | 30 km/s = 30 000 m/s | 0,999999995 | 1h |
| Fusée | 150 000 km/s = $1{,}5.10^8$ m/s | 0,866 | 51 min 58 s |
| Particule | 0.9994x$c$ | 0,0346 | 2 min 4 s |

# Exercices d'apprentissage

## Exercice 5

Si l'observateur suivait le muon (muon au repos) sa durée de vie serait de $2{,}2.10^{-6}$ s.

Pour un observateur dans le laboratoire sa durée de vie est plus grande : $\Delta t_m = \frac{\Delta t_P}{\sqrt{1-\frac{v^2}{c^2}}} = 2{,}75.10^{-6}$ s.

## Exercice 6

La vitesse de la particule dans le laboratoire s'exprime par : $v = \frac{d}{\Delta t}$.

A.N. : $v = 2{,}60.10^7$ m.s$^{-1}$.

Sa durée de vie propre s'écrit : $\Delta t_P = \frac{\Delta t}{\gamma} = \Delta t\sqrt{1-\frac{v^2}{c^2}}$.

A.N. : $\Delta t_P = 1{,}99.10^{-7}$ s.



© Cned - Académie en ligne

# Chapitre 5

## Exercices de synthèse

### Exercice 1 Le jeu du boulet

❶ On étudie le système boulet dans un référentiel terrestre, supposé galiléen.

Le boulet est soumis :

– à son poids $\vec{P}$ (de direction verticale, sens vers le bas, de valeur $P = m.g$)

– à la réaction $\vec{R}$ du plan incliné (de direction perpendiculaire au plan car les frottements sont négligés, sens vers le haut, de valeur R).

❷ L'énergie potentielle de pesanteur au point $A$ s'écrit : $E_{PP}(A) = mgh_A$ avec $h_A = D\sin\alpha$.

soit : $\boxed{E_{PP}(A) = mgD\sin\alpha}$. A.N. : $E_{PP}(A) = 2{,}5.10^{-2}$ J.

❸ L'énergie mécanique du système au point $A$ s'écrit :

$$E_m(A) = E_{PP}(A) + E_C(A) = mgD\sin\alpha + \frac{1}{2}mv_A^2 \text{ avec } v_A = 0.$$

$\Rightarrow E_m(A) = E_{PP}(A)$. A.N. : $E_m(A) = 2{,}5.10^{-2}$ J.

❹ Les frottements étant négligés au cours du mouvement, l'énergie mécanique se conserve.

$\Rightarrow E_m(A) = E_m(B)$. A.N. : $E_m(B) = 2{,}5.10^{-2}$ J.

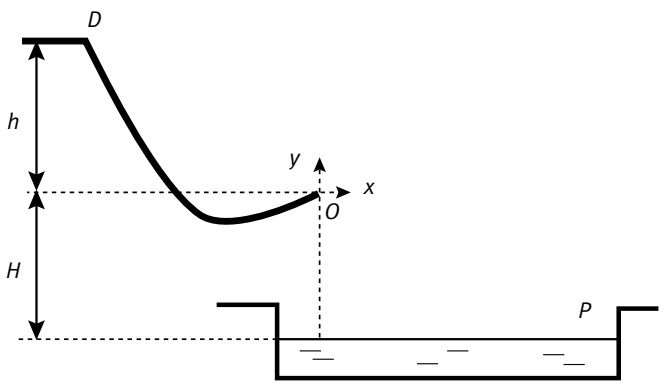
❺ $E_{cA} + E_{pA} = E_{cB} + E_{pB} \Rightarrow \frac{1}{2}mv_A^2 + mgz_A = \frac{1}{2}mv_B^2 + mgz_B$.

La vitesse initiale est nulle de même que $z_B \Rightarrow \frac{1}{2}mv_B^2 = mgh_A$ soit $v_B = \sqrt{2gh_A}$.

L'expression de la vitesse au point $B$ est bien : $\boxed{v_B = \sqrt{2gD\sin\alpha}}$.

### Exercice 2 Un toboggan de plage

#### 1. Mouvement de l'enfant entre D et O






© Cned - Académie en ligne

❶ L'origine de l'énergie potentielle de pesanteur est prise au point O : $E_{PPO} = 0$ J pour $y_0 = 0$ m.

Au point D, l'énergie potentielle de pesanteur s'écrit : $E_{PP}(D) = mgh$

❷ L'énergie mécanique au point D s'écrit : $E_{mD} = E_{PPD} + E_{CD} = \frac{1}{2}mv_D^2 + mgh$.

L'enfant part en D sans vitesse initiale d'où : $\boxed{E_{mD} = mgh}$.

❸ L'énergie mécanique au point O s'écrit : $E_{mO} = E_{PPO} + E_{CO} = \frac{1}{2}mv_O^2 + 0$

$\Rightarrow \boxed{E_{mO} = \frac{1}{2}mv_O^2}$.

❹ Les frottements étant négligés au cours du mouvement, l'énergie mécanique se conserve.

$E_{mD} = E_{mO} \Rightarrow \frac{1}{2}mv_O^2 = mgh$ soit $v_O = \sqrt{2gh}$.

❺ A.N. : $v_0 = 10$ m.s$^{-1}$.

❻ En réalité les forces de frottement de l'enfant avec le toboggan (et l'air) ne sont pas négligeables au cours du mouvement. L'énergie mécanique n'est pas conservée : elle diminue au cours du mouvement car une partie de l'énergie mécanique est transformée.

## Exercice 3 Mouvement d'une balle de hockey sur gazon

❶ Énergie potentielle de pesanteur : $\boxed{E_p = mgz}$.

Énergie mécanique $\boxed{E_M = \frac{1}{2}mv^2 + mgz}$.

❷ Au point B : $E_M(B) = 16$ J.

**a)** En négligeant les actions de l'air, la seule force s'exerçant sur la balle est une force conservative ; l'énergie mécanique est constante au cours du mouvement de la balle.

**b)** $E_M = E_M(B) = E_M(S) \Rightarrow E_M = \frac{1}{2}mv_S^2 + mgz_{max} \Rightarrow \boxed{z_{max} = \frac{1}{g}\left(\frac{E_M}{m} - \frac{v_S^2}{2}\right)}$.

A.N. : $z_{max} = = 2{,}9$ m.

## Exercice 4 Le casting

❶ Poids $\vec{P}$ :
- – direction : verticale ;
- – sens : vers le bas ;
- – valeur : $P = mg$.

❷ Appliquons la 2e loi de Newton appliquée au plomb de masse $m$, dans le référentiel terrestre considéré comme galiléen : $m\vec{a} = \vec{P} \Rightarrow \vec{a} = \vec{g}$ .

En projection sur les axes (Ox) et (Oz) vertical orienté vers le haut, il vient :

$$\vec{a}\begin{cases} a_x = 0 \\ a_z = -g \end{cases}$$



© Cned - Académie en ligne

❸ Par définition, $\vec{a}=\dfrac{d\vec{v}}{dt}$ il vient $\vec{a}\begin{cases} a_x=0=\dfrac{dv_x}{dt} \\ a_z=-g=\dfrac{dv_z}{dt} \end{cases} \Rightarrow \vec{v}\begin{cases} v_x=C_1 \\ v_z=-gt+C_2 \end{cases}$

À $t=0$, le plomb est au point H : le vecteur vitesse $\vec{v}_H$ a pour coordonnées :

$\vec{v}_H\begin{cases} v_{Hx}=v_H\cos\alpha \\ v_{Hz}=v_H\sin\alpha \end{cases}$

Et comme $\vec{v}(t=0)=\vec{v}_H$ il vient : $\vec{v}(0)\begin{cases} v_x(0)=C_1=v_H\cos\alpha \\ v_z(0)=0+C_2=v_H\sin\alpha \end{cases}$

Finalement : $\boxed{\vec{v}\begin{cases} v_x=v_H\cos\alpha \\ v_z=-gt+v_H\sin\alpha \end{cases}}$

Expression de la vitesse : $v=\sqrt{v_x^2+v_z^2} \Rightarrow v=\sqrt{(v_H\cos\alpha)^2+(-gt+v_H\sin\alpha)^2}$

soit : $\boxed{v(t)=\sqrt{v_H^2+g^2t^2-2gtv_H\sin\alpha}}$.

❹ Par définition $\vec{v}=\dfrac{d\overrightarrow{OM}}{dt}$ alors : $\vec{v}\begin{cases} v_x=\dfrac{dx}{dt}=v_H\cos\alpha \\ v_z=\dfrac{dz}{dt}=-gt+v_H\sin\alpha \end{cases}$

donc $\overrightarrow{OM}\begin{cases} x=v_H(\cos\alpha)t+D_1 \\ z=-\dfrac{1}{2}gt^2+v_H(\sin\alpha)t+D_2 \end{cases}$

Or, à $t=0$ , le plomb est au point H de coordonnées : $\overrightarrow{OH}\begin{cases} x_H=0 \\ z_H=h \end{cases}$

Comme $\overrightarrow{OM}(0)=\overrightarrow{OH}$ , il vient $\overrightarrow{OM}(0)\begin{cases} 0=0+D_1 \\ h=0+0+D_2 \end{cases}$ et finalement :

$\boxed{\overrightarrow{OM}\begin{cases} x=v_H(\cos\alpha)t \\ z=-\dfrac{1}{2}gt^2+v_H(\sin\alpha)t+h \end{cases}}$

Pour $x_{max}$, z = 0 $\Rightarrow \dfrac{1}{2}gt^2-v_H(\sin\alpha)t-h=0 \Rightarrow 4{,}905.t^2-34{,}01.t-6{,}00=0$

⇨ Solutions : $t_{max}=7{,}11$ s et $t=-0{,}17$ s (impossible)

Lorsque le plomb touche le sol, $t_{max}=7{,}11$ s donc $x_{max}=v_H(cos\alpha)t_{max}$ soit $x_{max}=203$ m.

❺ Équation de la trajectoire z(x) :

$t=\dfrac{x}{v_H\cos\alpha}$ alors $z(x)=-\dfrac{1}{2}g\left(\dfrac{x}{v_H\cos\alpha}\right)^2+v_H\sin\alpha\dfrac{x}{v_H\cos\alpha}+h$ soit :

$\boxed{z(x)=-\dfrac{g}{2v_H^2\cos^2\alpha}x^2+(\tan\alpha)x+h}$

Il s'agit de l'équation d'une parabole. En supposant $g$ constant, les paramètres de lancement qui jouent un rôle dans le mouvement du projectile sont l'angle $\alpha$, la hauteur de lancement $h$ et la vitesse initiale $v_H$.



© Cned - Académie en ligne

❻ **a)** L'énergie potentielle de pesanteur est nulle au niveau du sol. L'énergie potentielle de pesanteur du plomb au point H, situé à la hauteur $h$ par rapport au sol, est alors : $E_{pp}(H) = mgh$.

**b)** L'énergie cinétique du plomb au point H est : $E_c(H) = \frac{1}{2}mv_H^2$.

**c)** L'énergie mécanique du plomb au point H est : $E_m(H) = mgh + \frac{1}{2}mv_H^2$.

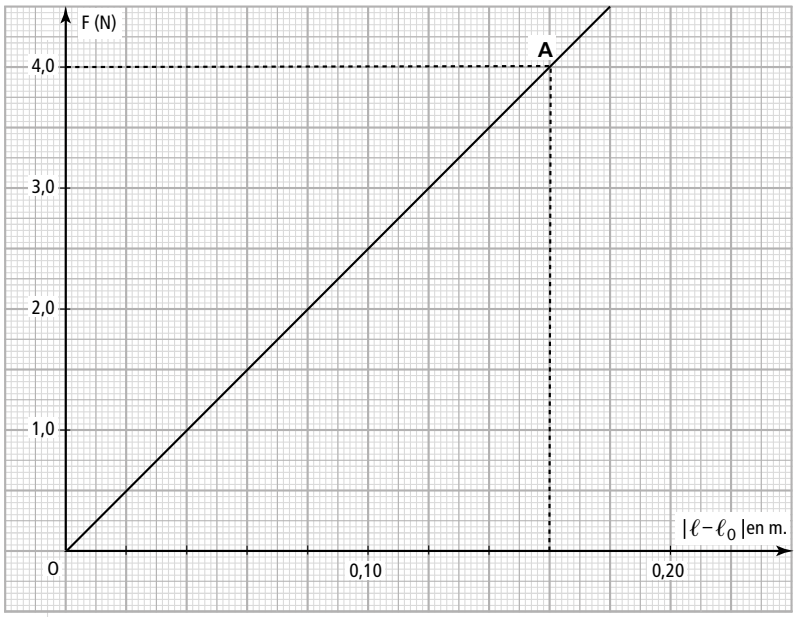
**d)** La seule force agissant sur le système est conservative ; il y a donc conservation de l'énergie mécanique : $E_m(S) = E_m(H)$.

$E_m(S) = 0 + \frac{1}{2}mv_S^2 \Rightarrow \frac{1}{2}mv_S^2 = mgh + \frac{1}{2}mv_H^2$ ce qui donne : $\boxed{v_S = \sqrt{v_H^2 + 2gh}}$.

A.N. : $v_S = 45{,}7$ m.s$^{-1}$.

## Exercice 5 Constante de raideur

❶ La représentation graphique est une droite passant par l'origine d'équation : $F = k|\Delta\ell| = k(\ell - \ell_0)$ où $k$ est le coefficient directeur de la droite.




❷ La constante de raideur du ressort vaut*:* $k$ = 25,0 N.m$^{-1}$ (il suffit de prendre un point sur la courbe ; le rapport $\frac{F}{|\Delta\ell|}$ donne alors la valeur de $k$) (exemple : le point A).

❸ Nous pouvons soit utiliser la représentation graphique en reportant la valeur 10 cm en abscisse (la valeur de $F$ est donnée en ordonnée), soit utiliser la valeur de $k$ en effectuant un calcul direct : $F = k|\Delta\ell|$ ce qui donne $F$ = 2,50 N.

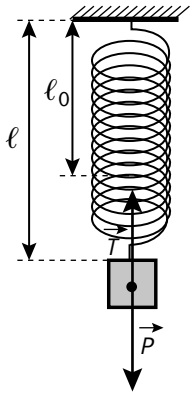


© Cned - Académie en ligne

## Exercice 6 Force exercée par un ressort

❶ La relation de proportionnalité entre la valeur de la force exercée par le ressort sur la bille et l'allongement du ressort n'existe que si le ressort est à spires non jointives.

❷ L'action du ressort sur le cylindre est modélisée par le vecteur force $\vec{T}$ qui a pour caractéristiques :
– sa direction : l'axe du ressort,
– son sens va du point d'application vers le haut si le ressort est étiré,
– sa valeur ou son intensité est proportionnelle à l'allongement $|\Delta\ell| = \ell - \ell_0$ du ressort : $\boxed{T = k(\ell - \ell_0)}$.




Application numérique : $T = 1{,}97$ N.

Pour représenter ce vecteur force sur un schéma, il faut choisir une échelle ; prenons, par exemple, 1 cm qui correspond à 1 N.

❸ Les caractéristiques du vecteur force sont celles du poids du cylindre ; la direction est la verticale, le sens est vers le bas et la valeur est : $P = mg$.

Application numérique : $P = 1{,}97$ N.

## Exercice 7 Influence de la masse suspendue au ressort

La pseudo-période est plus importante pour la courbe 3 (≈ 0,80 s) et moins importante pour la courbe 2 (≈ 0,48 s). On sait que la pseudo-période est proche de la période propre de l'oscillateur ; comme la période propre de l'oscillateur augmente avec la masse $m$ puisque : $T_0 = 2\pi\sqrt{\frac{m}{k}}$ , la courbe 1 correspond à la masse $m_2$, la courbe 2 correspond à la masse $m_1$, la courbe 3 correspond à la masse $m_3$.

## Exercice 8 Influence de la masse suspendue au ressort

La pseudo-période est plus importante pour la courbe 3 (≈ 0,94 s) et moins importante pour la courbe 1 (≈ 0,5 s). La pseudo-période est proche de la période propre de l'oscillateur ; comme la période propre de l'oscillateur diminue lorsque la constante $k$ augmente puisque : $T_0 = 2\pi\sqrt{\frac{m}{k}}$ , la courbe 1 correspond à la constante $k_3$, la courbe 2 correspond à la constante $k_1$, la courbe 3 correspond à la constante $k_2$.

## Exercice 9

❶ **Étude expérimentale.**

**a)** Il s'agit d'un mouvement périodique.

**b)** Condition initiale : $X_0 = 10$ cm.

**c)** Période du mouvement : $T = 625$ ms.



© Cned - Académie en ligne

❷ **Étude théorique.**

**a)** Les forces appliquées au mobile autoporteur sont :

- le poids $\vec{P}$ du mobile,
- la force $\vec{R}$ modélisant l'action d'un coussin d'air,
- la force $\vec{F}$ exercée par le ressort.

Dans le référentiel galiléen considéré, appliquons la deuxième loi de Newton au centre d'inertie G :

$$m\vec{a}_G = \sum \vec{F}_{ext}$$

$\sum \vec{F}_{ext} = \vec{P} + \vec{R} + \vec{F}$ ; les deux forces $\vec{P}$ et $\vec{R}$ se compensent : $\sum \vec{F}_{ext} = \vec{F}$

On projette cette relation vectorielle sur l'axe Ox, O étant la position de repos du centre d'inertie G $\left((x - \ell_0) = X\right)$ :

$$m\frac{d^2X}{dt^2}\vec{i} = -k(x - \ell_0)\vec{i} = -kX\vec{i} \Rightarrow \frac{d^2X}{dt^2} + \frac{k}{m}X = 0$$

La solution de cette équation différentielle est de la forme : $X = X_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$ ; $X_m$ et $\varphi$ sont déterminés par les conditions initiales : $\boxed{X = X_0 \cos(\omega_0 t)}$.

La période propre $T_0$ s'exprime par : $\boxed{T_0 = 2\pi\sqrt{\frac{m}{k}}}$.

A.N. : $T_0$ = 0,63 s. On retrouve la même valeur qu'au ❶ **c)**.

❷ **b)** $\delta W(\vec{F}) = -dE_p$ ce qui nous donne en intégrant : $\Delta E_p = -W(\vec{F})$.

Recherchons l'énergie potentielle associée à $\vec{F} = -k(x - \ell_0)\vec{u}_x$ :

$dE_p = -\vec{F} \bullet d\vec{r}$ soit $E_p = \frac{1}{2}k(x - \ell_0)^2 + \text{cte} \Rightarrow \boxed{E_p = \frac{1}{2}k(x - \ell_0)^2}$.

On a choisi $E_p = 0$ pour $x = \ell_0$.

**Théorème de l'énergie mécanique :** $\Delta E_m = -W(\vec{F}_{non\ conservative})$.

Il y aura conservation de l'énergie mécanique :

- si la somme des travaux de toutes les forces non conservatives est nulle ;
- ou s'il n'y a aucune force non conservative.

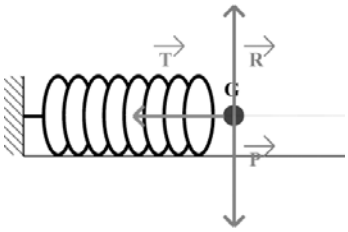
$\Delta E_m = -W(\vec{F}_{non\ conservative}) = 0 \Rightarrow E_m = \text{ constante} \Rightarrow \frac{dE_m}{dt} = 0$ .

$$\frac{d}{dt}\left(\frac{1}{2}m\left(\frac{dX}{dt}\right)^2 + \frac{1}{2}kX^2\right) = 0 \Rightarrow \frac{2}{2}m\frac{d^2X}{dt^2}\frac{dX}{dt} + \frac{2}{2}kX\frac{dX}{dt} = 0 \Rightarrow \boxed{\frac{d^2X}{dt^2} + \frac{k}{m}X = 0}$$



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 10




❶ Les forces exercées sur le mobile sont :

- le poids $\vec{P}$ du mobile,
- la force $\vec{R}$ modélisant l'action du support (rail de guidage),
- la force $\vec{T}$ exercée par le ressort.

Les forces ont été représentées au centre d'inertie G.

❷ Dans le référentiel terrestre considéré comme galiléen, appliquons la deuxième loi de Newton au centre d'inertie G : $m\vec{a}_G = \sum \vec{F}_{ext} = \vec{P} + \vec{R} + \vec{T}$.

On projette cette relation vectorielle sur l'axe Ox, O étant la position de repos du centre d'inertie G: $m\dfrac{d^2x}{dt^2}\vec{i} = -k\left(\ell - \ell_0\right)\vec{i}$ avec $\left(\left(\ell - \ell_0\right) = x\right)$.

L'équation différentielle du mouvement s'écrit : $m\dfrac{d^2x}{dt^2} + kx = 0$

soit $\boxed{\dfrac{d^2x}{dt^2} + \dfrac{k}{m}x = 0}$.

❸ $x_m$ correspond à l'amplitude des oscillations ; elle s'exprime en mètres (m).

φ est la phase à l'origine en radian.

❹ $\omega_0^2 = \dfrac{k}{m} \Rightarrow x = x_m \cos\left(\omega_0 t + \varphi\right)$.

À l'instant de date $t = 0$, $x(0) = 3{,}0.10^{-2}$ m puisque le ressort est écarté de 3,0 cm.

Le ressort est lâché sans vitesse initiale ; nous avons donc : $\dfrac{dx}{dt}(0) = 0$.

Ces deux conditions initiales nous permettent de déterminer $x_m$ et $\varphi$.

$x(0) = x_m \cos(0 + \varphi) = x_m \cos\varphi$.

$\dfrac{dx}{dt} = -x_m\omega_0 \sin\left(\omega_0 t + \varphi\right) \Rightarrow \dfrac{dx}{dt}(0) = -x_m\omega_0 \sin\varphi = 0 \Rightarrow \sin\varphi = 0 \Rightarrow \varphi = 0$ (ou $\pi$)

On choisit $\varphi = 0 \Rightarrow x_m \cos 0 = x(0) \Rightarrow x_m = 3{,}0.10^{-2}$ m ($x_m > 0$).

❺ La période propre s'exprime par : $\boxed{T_0 = 2\pi\sqrt{\dfrac{m}{k}}}$.

Application numérique : $T_0 = 6{,}3.10^{-1}$ s.

❻ L'énergie cinétique s'exprime par : $E_c(t) = \dfrac{1}{2}mv^2 = \dfrac{1}{2}m\left(\dfrac{dx}{dt}\right)^2$.

L'énergie potentielle s'exprime par : $E_p(t) = \dfrac{1}{2}k(\ell - \ell_0)^2 = \dfrac{1}{2}k(x(t))^2$.

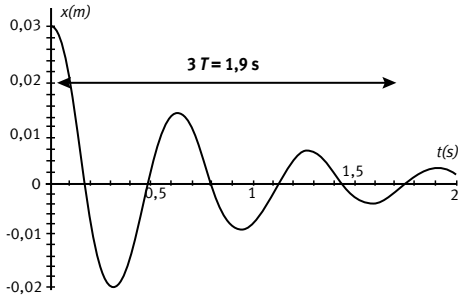
❼ L'énergie mécanique s'exprime par :

$E_m = \dfrac{1}{2}mv^2 + \dfrac{1}{2}k\left(\ell - \ell_0\right)^2 = \dfrac{1}{2}mv^2 + \dfrac{1}{2}kx^2$

$= \dfrac{1}{2}m\left(-x_m\omega_0 \sin(\omega_0 t + \varphi)\right)^2 + \dfrac{1}{2}k\left(x_m \cos(\omega_0 t + \varphi)\right)^2 \Rightarrow \boxed{E_m = \dfrac{1}{2}kx_m^2}$.



© Cned - Académie en ligne




❽ La pseudo-période $T$ du mouvement correspond à deux passages du mobile par sa position d'équilibre.

La pseudo-période $T$ du mouvement est égale à : $T = 6{,}3.10^{-1}$ s.

La pseudo-période est identique à la période propre calculée en 5.

■



© Cned - Académie en ligne

# Corrigé séquence 7

## Chapitre 1

### Tests

**❶ QCM 1**

La molécule de formule $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-COOH :

**a) est un acide carboxylique.**

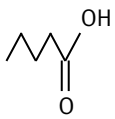
b) est un alcool primaire.

c) est un alcool secondaire.

d) s'appelle le pentan-1-ol.

**e) s'appelle l'acide pentanoïque.**

**f) a pour formule topologique :**




**❷ QCM 2**

La molécule de formule $CH_3$-CH(OH)-$CH_2$-$CH_3$ :

a) est un acide carboxylique.

b) est un alcool primaire.

**c) est un alcool secondaire.**

d) s'appelle le butan-1-ol.

**e) s'appelle le butan-2-ol.**

f) a pour formule topologique :




**❸ QCM 3**

La molécule de formule $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-$NH_2$ :

a) est un acide carboxylique.

b) est un alcool primaire.

c) est un alcool secondaire.

**d) est une amine primaire.**

e) s'appelle le butan-1-ol.

**f) s'appelle la propanamine.**

g) s'appelle l'acide butanoïque.

**h) a pour formule topologique :**






© Cned - Académie en ligne

### ❹ QCM 4

La molécule de formule $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-CO-$CH_3$ :

a) est un acide carboxylique.

b) est un aldéhyde.

**c) s'appelle la pentan-2-one.**

e) s'appelle la pentan-4-one.

**f) est une cétone.**

g) a pour formule topologique : 


### ❺ QCM 5

La molécule de formule $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-CHO :

a) est un acide carboxylique.

**b) est un aldéhyde.**

c) s'appelle l'acide pentanoïque.

d) s'appelle le 3-méthylpentanal.

**e) s'appelle le butanal.**

**f) a pour formule topologique :** 


### ❻ QCM 6

La molécule de formule $CH_3(CH_2)_3COOC_2H_5$ :

a) est un acide carboxylique.

**b) est un ester.**

c) s'appelle l'acide 2-méthylpentanoïque.

**d) s'appelle le pentanoate d'éthyle.**

e) s'appelle le pentanoate de méthyle.

### ❼ QCM 7

La molécule de formule $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-CO-$NH_2$ :

**a) est un amide.**

b) est un ester.

**c) s'appelle le butanamide.**

d) s'appelle le pentanoate d'éthyle.

e) s'appelle le butanal.



© Cned - Académie en ligne

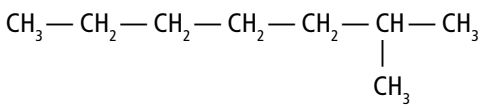
# Chapitre 2

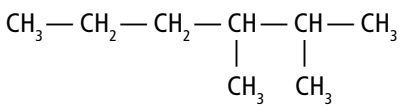
## Activités

**Activité 1**

❶ Trouver la formule développée de trois isomères de formule $C_8H_{18}$ :

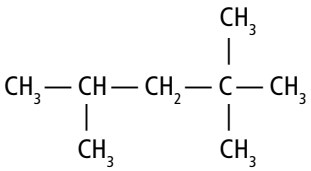
$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3$





❷ Écrire la formule semi-développée de l'octane :

$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3$ ainsi que du 2,2,4-triméthylpentane.



Ces molécules sont isomères entre elles car elles possèdent la même formule brute $C_8H_{18}$ mais des enchaînements d'atomes différents.

❸ Une molécule détonante est de structure linéaire tandis qu'une molécule peu détonante est ramifiée.

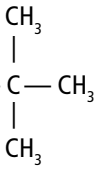
**Activité 2**

Il s'agit du pentane : $CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3$.

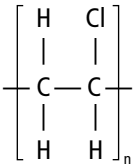
**Activité 3**

$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH(CH_3)\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3 \longrightarrow 2\ CH_3\text{-}CH{=}CH_2 + CH_2{=}CH_2 + H_2$

**Activité 4**

Par ramification du pentane, on peut obtenir le diméthylpropane : 

**Activité 5**

Le motif du polymère : 

**Activité 6**

❶ Le réactif est un alcène tandis que les produits sont respectivement un aldéhyde et une cétone.

❷ Il y a eu modification de chaîne car la chaîne carbonée du réactif a été modifiée (brisée).



© Cned - Académie en ligne

# Exercices d'apprentissage

## Exercice 1

❶ $CH_3$-COOH → $CH_3$-CHO : modification de groupe caractéristique.

❷ $CH_3$-CH=$CH_2$ + $H_2O$ → $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$OH : modification de groupe caractéristique.

❸ $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-$CH_2$-$CH_2$-$CH_2$-$CH_3$ → $CH_3$-$CH_2$-$CH_3$ + $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-$CH_3$ : modification de chaîne.

❹ $CH_3$-CO-$CH_3$ → $CH_3$-CHOH-$CH_3$ : modification de groupe caractéristique.

## Exercice 2

### Le méthanol

❶ Formule semi-développée du méthanol : $CH_3$-OH.

❷ **a)** Oxydation en méthanal $CH_3$-CHO : modification de groupe caractéristique.

**b)** Substitution en chlorométhane $CH_3$-Cl : modification de groupe caractéristique.

**c)** Substitution en méthylamine $CH_3$-$NH_2$ : modification de groupe caractéristique.

**d)** Déshydratation intermoléculaire et formation de MTBE : modification de groupe caractéristique ainsi que de chaîne.

## Exercice 3

### L'éthène

❶ Formule semi-développée : $CH_2$=$CH_2$.

❷ **a)** Oxydation en éthanol $CH_3$-$CH_2$-OH (solvants) : modification de groupe caractéristique.

**b)** Polymérisation en polyéthylène (films plastiques) : modification de chaîne.

**c)** Chloration en chlorure de vinyle $CH_2$=CH-Cl : modification de groupe caractéristique.

## Exercice 4

### Fabrication d'un savon

La chaîne carbonée du corps gras et du glycérol est identique ; le corps gras possède trois groupes ester tandis que le glycérol contient trois fonctions alcool, donc il se produit une modification de groupe caractéristique.



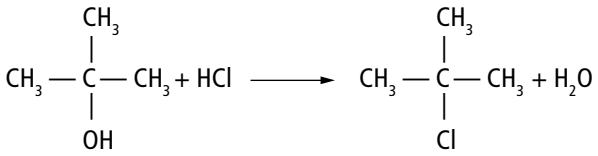
© Cned - Académie en ligne

# Chapitre 3

## Activités

### Activité 7

❶ Équation chimique de la réaction :



❷ Il s'agit d'une réaction de substitution car un groupe OH est remplacé par un atome Cl sur le substrat.

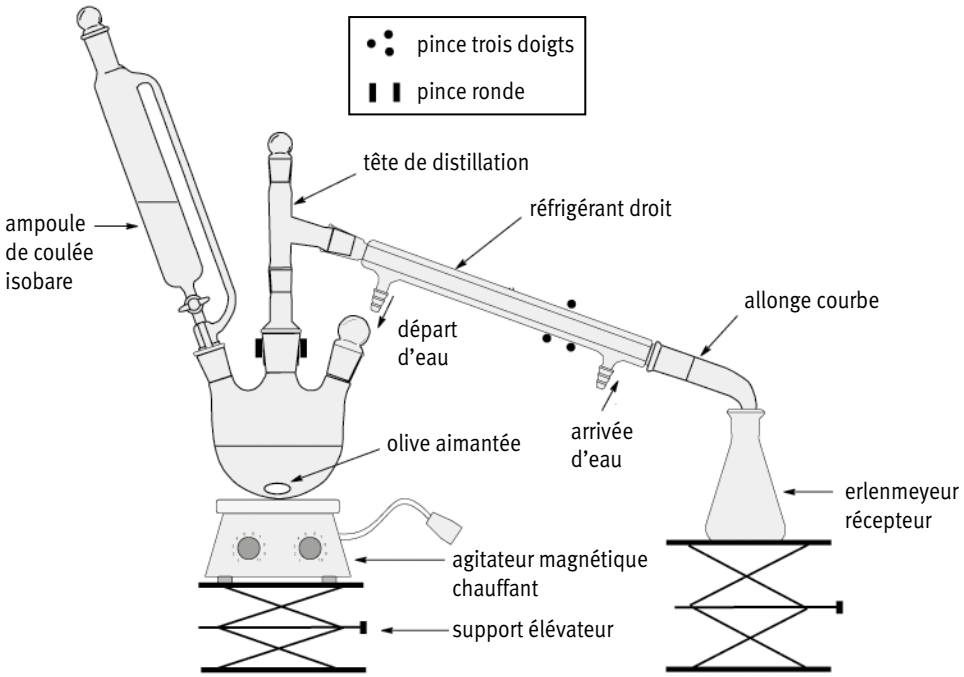
### Activité 8

❶ La quantité (mol) de 2-méthylpropan-2-ol placé dans le ballon est :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M} = \frac{0,79 \times 30}{74,1} = 0,32\,\text{mol}$$

❷ Sachant que l'acide chlorhydrique est en large excès, la quantité maximale de 2-chloro-2-méthylpropane que l'on pourrait obtenir est égale à la quantité initiale de l'alcool : 0,32 mol.

❸ Il s'agit d'un montage de distillation :






© Cned - Académie en ligne

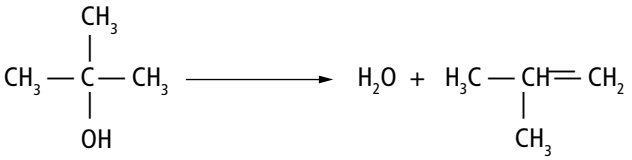
❹ La formule brute du composé obtenu $C_4H_8$ permet d'envisager un alcène. Trois composés isomères peuvent être envisagés :

– le but-1-ène de formule semi-développée $H_3C - CH_2 - CH = CH_2$ ;

– le but-2-ène de formule semi-développée $H_3C - CH = CH - CH_3$ ;

– le 2-méthylpropène de formule semi-développée $H_3C - \underset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{CH}} = CH_2$.

Compte tenu de la structure du réactif, l'équation de réaction la plus plausible est la suivante :



Cette réaction est une réaction d'élimination.

## Exercice d'apprentissage

**Exercice 5**

| Réactifs | Produit(s) | Réaction |
|---|---|---|
| $H_2C=CH_2 + HCl$ | $H_3C-CH_2Cl$ | Addition |
| $H_3C-CH_2Cl$ | $H_2C=CH_2 + HCl$ | Élimination |
| $H_3C-NH_2 + CH_3Cl$ | $H_3C-NH-CH_3 + HCl$ | Substitution |

**Exercice 6**

| Réactifs | Produit(s) | Réaction |
|---|---|---|
| $C_6H_6 + HNO_3$ | $C_6H_5-NO_2 + H_2O$ | Substitution |
| $H_3C-CH_2-CH=CH-CH_3 + H_2$ | $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ | Addition |
| $C_6H_6 + 3\ H_2$ | $C_6H_{12}$ | Addition |

# Chapitre 4

**Activité 9** Deux atomes différents, pouvant engager chacun une liaison ionique avec l'atome de fluor : le sodium et le calcium ; en effet, leur électronégativité est très inférieure à celle du fluor, aussi les composés obtenus seront : $Na^+ + F^-$ et $Ca^{2+} + 2\ F^-$.

**Activité 10** Deux atomes différents autres que l'hydrogène, pouvant engager chacun une liaison covalente peu ou pas polaire avec l'atome de carbone : le soufre S et le sélénium Se car leur électronégativité est proche de celle du carbone.



© Cned - Académie en ligne

## Exercices d'apprentissage

### Exercice 7

**a)** C-H : différence d'électronégativité égale à 2,5 – 2,2 = 0,3 < 0,4, donc liaison considérée comme apolaire.

**b)** C-O : $X_O = 3,4 > X_C = 2,5$ et $\Delta X = 0,9$, donc liaison polarisée avec charge $\delta$- sur O et $\delta$+ sur C.

**c)** O-H : $X_O = 3,4 > X_H = 2,2$ et $\Delta X = 1,2$, donc liaison polarisée avec charge $\delta$- sur O et $\delta$+ sur H.

**d)** N-H : $X_N = 3,0 > X_H = 2,2$ et $\Delta X = 0,8$, donc liaison polarisée avec charge $\delta$- sur N et $\delta$+ sur H.

**e)** C-N : $X_N = 3,0 > X_C = 2,5$ et $\Delta X = 0,5$, donc liaison polarisée avec charge $\delta$- sur N et $\delta$+ sur C.

**f)** O-N : $\Delta X = 0,4$ ; $\delta$– sur l'atome 0 et $\delta$+ sur N.

**g)** H-Cl : $X_{Cl} = 3,2 > X_H = 2,2$ et $\Delta X = 1,0$, donc liaison polarisée avec charge $\delta$- sur Cl et $\delta$+ sur H.

**h)** O-Cl : $X_O = 3,4 > X_{Cl} = 3,2$ et $\Delta X = 0,2$, donc liaison considérée comme apolaire.

### Exercice 8

Liaisons polarisées et sites donneurs et accepteurs de doublet d'électrons :

**a)** Ion hydroxyde $HO^-$ : la liaison O-H est polarisée avec une charge – sur O donc : site donneur sur O.

**b)** Chlorure d'hydrogène H-Cl : liaison polarisée avec site donneur sur Cl et site accepteur sur H.

**c)** Eau $H_2O$ : liaisons O-H polarisées avec sites accepteurs sur H et site donneur sur O.

**d)** Ammoniac $NH_3$ : liaisons N-H polarisées avec sites accepteurs sur H et site donneur sur N.

**e)** Méthane $CH_4$ : liaisons C-H apolaires, donc pas de site donneur ou accepteur.

### Exercice 9

**a)** Chlorure d'éthanoyle : liaisons O-C et Cl-C polarisées, donc sites donneurs : Cl et O et site accepteur : C lié aux deux atomes O et Cl.

**b)** Chlorométhane : $CH_3$-Cl : liaison C-Cl polarisée avec site donneur sur Cl et site accepteur sur C.

**c)** Méthylamine : $CH_3$-$NH_2$ : liaison C-N polarisée avec site donneur sur N et site accepteur sur C.

**d)** Propanone : liaison C=O polarisée avec site donneur sur O et site accepteur sur C.

**e)** Acide éthanoïque $CH_3$-COOH : liaisons O-C et O=C polarisées, donc sites donneurs : O et O et site accepteur : C lié aux deux atomes O. De même, H site accepteur car liaison O-H polarisée.



© Cned - Académie en ligne

# Chapitre 5

## Activité 11

❶ L'ion hydroxyde possède une charge électrique négative sur l'atome d'oxygène. Il s'agit d'un site donneur d'électrons.

❷ Un atome de carbone est moins électronégatif qu'un atome d'oxygène. L'atome de carbone fonctionnel de la molécule d'ester est un site accepteur d'électrons.

## Activité 12

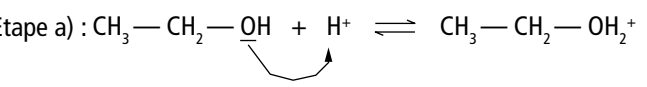
❶ L'équation de réaction : 2 $CH_3$-$CH_2$-OH $\longrightarrow$ $CH_3$-$CH_2$-O-$CH_2$-$CH_3$ + $H_2O$ obtenu en sommant les 3 étapes du mécanisme.

❷ Type de réaction : substitution.

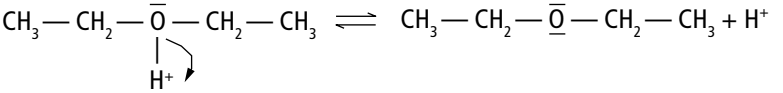
❸ Une des espèces chimiques entrant en jeu dans le mécanisme n'est ni un réactif ni un produit : c'est le catalyseur $H^+$.

## Activité 13

Étape a) :



Étape c) :



## Exercices d'apprentissage

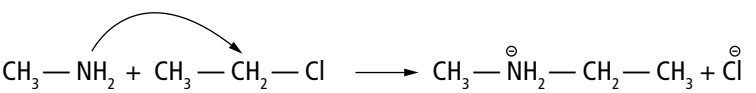
### Exercice 10

**Réaction d'alkylation d'Hofmann**

❶ Méthylamine : $CH_3$-$NH_2$ : liaison C-N polarisée avec site donneur sur N et site accepteur sur C.

❷ Chloroéthane : $CH_3$-$CH_2$-Cl : liaison C-Cl polarisée avec site donneur sur Cl et site accepteur sur C.

❸



### Exercice 11

**Synthèse d'un amide**

La synthèse d'un amide consiste en la réaction entre une amine et un dérivé d'acide carboxylique comme un chlorure d'acide d'équation chimique :

$$CH_3\text{-}NH_2 + CH_3\text{-}CO\text{-}CL \longrightarrow CH_3\text{-}NH\text{-}CO\text{-}CH_3 + HCl$$

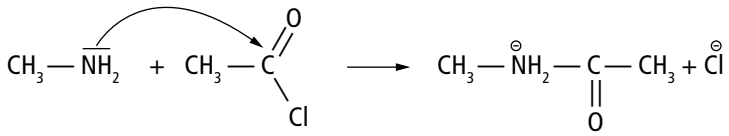
❶ Méthylamine : $CH_3$-$NH_2$ : liaison C-N polarisée avec site donneur sur N et site accepteur sur C.

❷ Chlorure d'éthanoyle : liaisons O-C et Cl-C polarisées, donc sites donneurs : Cl et O et site accepteur : C lié aux deux atomes O et Cl.



© Cned - Académie en ligne

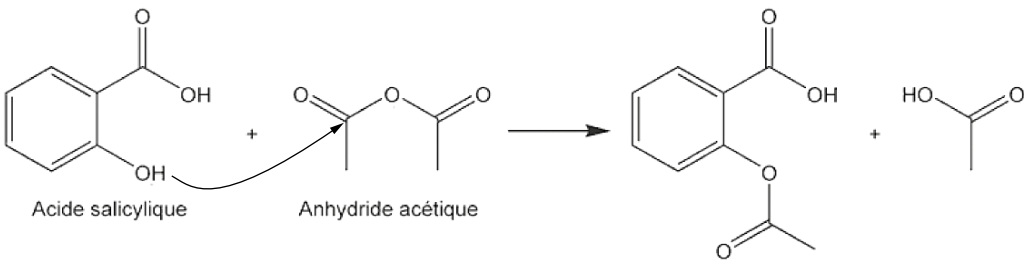
❸



## Exercice 12 Synthèse de l'Aspirine à partir de la salicyline

❶ La modification réalisée dans la première étape : fonction car transformation d'une fonction ester en une fonction alcool.

❷




# Chapitre 6

## Exercices de synthèse

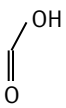
## Exercice 13

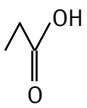
Formule semi-développée du (de la) :

**a)** 3-méthylbutanal : $CH_3$-CH($CH_3$)-$CH_2$-CHO soit : 

**b)** pentan-3-one : $CH_3$-$CH_2$-CO-$CH_2$-$CH_3$ soit : 

**c)** 3-méthylbutanone : $CH_3$-CH($CH_3$)-CO-$CH_3$ soit : 

**d)** acide formique : HCOOH soit : 

**e)** acide propanoïque : $CH_3$-$CH_2$-COOH ou : 

**f)** 2-méthylpropanamine : $CH_3$-CH($CH_3$)-$CH_2$-$NH_2$ ou : 



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 14

❶ Le premier spectre est celui de l'éthanol car il est constitué de trois signaux correspondant aux trois groupes de protons équivalents de la molécule tandis que le deuxième spectre correspond au bromoéthane (deux signaux et deux groupes de protons équivalents).

❷ Cette transformation correspond à une modification de fonction.

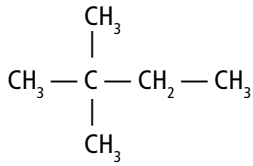
## Exercice 15

❶ Modification de chaîne : étapes 1 et 3.
Modification de fonction : étape 2.

❷ L'ibuprofène possède une liaison O-H caractérisée par un pic large vers 3 200 $cm^{-1}$ ainsi qu'une liaison C=O vers 1 700 $cm^{-1}$ tous deux visibles sur le spectre 2 uniquement. Le réactif 1 correspond donc au spectre 1.

## Exercice 16

❶ Formule semi-développée de l'hexane : $CH_3$-$CH_2$-$CH_2$-$CH_2$-$CH_2$-$CH_3$ et celle du 2,2-diméthylbutane :



❷ Le spectre 2 correspond au 2,2-diméthylbutane : un singulet à 0,86 ppm dû aux trois $CH_3$ équivalents, un multiplet à 0,84 ppm dû au $CH_3$ couplé au $CH_2$ et un multiplet à 1,2 ppm dû au $CH_2$.

Le spectre 1 correspond à l'hexane : un multiplet à 0,9 ppm dû aux deux $CH_3$ équivalents, un multiplet à 1,25 ppm dû aux deux $CH_2$ centraux équivalents et un multiplet à 1,3 ppm correspondant aux $CH_2$ liés aux $CH_3$.

❸ Cette transformation correspond à une modification de chaîne.

## Exercice 17

**Réaction de la soude sur un halogénoalcane**

❶ Il s'agit d'une réaction de substitution.

❷ Il s'est produit une modification de groupe caractéristique.

❸ $CH_3 - CH_2 - Cl \Leftrightarrow CH_3 - CH_2^+ + Cl^-$

❹ Dans la deuxième étape, le site donneur est l'atome d'oxygène de l'ion hydroxyde et le site accepteur est l'atome de carbone chargé + du cation.

❺ $CH_3 - CH_2^+ + HO^- \longrightarrow CH_3 - CH_2 - OH$

## Exercice 18

**Déshydratation d'un alcool**

Le butan-2-ol peut être déshydraté en alcène par chauffage en milieu acide.

❶ Les formules du butan-2-ol sont : $C_4H_{10}O$ et $CH_3$-$CHOH$-$CH_2$-$CH_3$.



© Cned - Académie en ligne

❷ $CH_3$-CHOH-$CH_2$-$CH_3$ ⟶ $CH_3$-CH=CH-$CH_3$ + $H_2O$ (l'autre alcène que l'on peut obtenir est $CH_2$=CH-$CH_2$-$CH_3$ qui ne possède pas de stéréoisomères).

❸ Il s'agit d'une réaction d'élimination.

## Exercice 19 Hydratation d'un alcène

Le pent-2-ène peut être hydraté en alcool par chauffage en milieu acide.

❶ Formule semi-développée du pent-2-ène : $CH_3$-CH=CH-$CH_2$-$CH_3$.

❷ $CH_3$-CH=CH-$CH_2$-$CH_3$+ $H_2O$ ⟶ $CH_3$-CH(OH)-$CH_2$-$CH_2$-$CH_3$, l'atome de carbone asymétrique étant le carbone 2 (l'autre alcool que l'on peut obtenir est $CH_3$-$CH_2$-CH(OH)-$CH_2$-$CH_3$ qui ne possède pas de carbone asymétrique).

❸ Il s'agit d'une réaction d'addition.

## Exercice 20 Saponification d'un ester

❶ L'éthanoate d'éthyle : $CH_3-C(=O)-O-CH_2-CH_3$

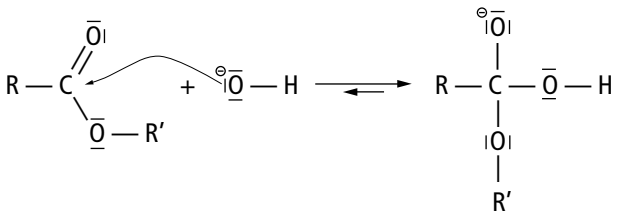
❷ Les liaisons C-O étant polarisées, chaque atome d'oxygène porte une charge partielle : $\delta$- et $\delta$'-, tandis que l'atome de carbone lié à ces deux atomes porte une charge partielle +($\delta$ + $\delta$').

❸ Chaque atome d'oxygène est donc un site donneur et l'atome de carbone précédent est le site accepteur.

❹ La représentation de Lewis de l'ion hydroxyde : H — $\overline{\underline{O}}|^{\ominus}$

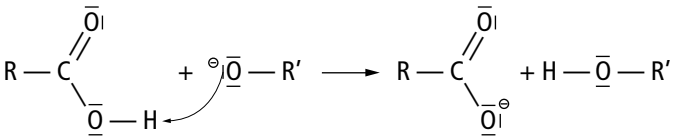
❺ L'atome d'oxygène de cet ion est un site donneur.

❻



❼ Le site donneur est l'atome d'oxygène chargé - et le site accepteur est l'atome d'hydrogène lié à l'atome d'oxygène.

❽



❾ Le spectre 2 fait apparaître le pic large des liaisons O-H vers 3200 $cm^{-1}$ que seul l'acide méthanoïque possède.



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 21 Activité biologique et groupe caractéristique

La modification de structure responsable de la modification de propriété est le changement de radical sur le cycle : $CH_3$ ou $NH_2$.

## Exercice 22 Rédiger une synthèse de documents

Introduction :

Dans ce devoir, nous allons décrire la démarche d'un chimiste souhaitant fabriquer par synthèse une espèce issue d'une espèce naturelle. La démarche du chimiste est ici à prendre dans le sens de la manière de progresser vers un but. Par « espèce », on entend généralement une substance chimique caractérisable par une formule chimique. L'espèce naturelle peut être trouvée dans la nature mais il faut généralement l'extraire de son milieu d'origine afin de pouvoir l'étudier dans un premier temps puis l'utiliser comme réactif de synthèse pour fabriquer une nouvelle espèce chimique ayant des propriétés intéressantes.

Développement :

Dans un premier temps, le chimiste cherche à extraire (isoler) l'espèce chimique naturelle par différentes techniques, par exemple sa dissolution dans de l'eau bouillante. Ensuite, il purifie puis identifie la molécule naturelle grâce à des techniques d'analyse comme la spectroscopie IR et RMN que nous avons utilisée dans les exercices 9 à 14. Enfin, il établit sa stratégie de synthèse.

Pour cela, il fait appel à une ou plusieurs transformations chimiques, parmi lesquelles se trouvent des réactions d'addition, de substitution ou d'élimination. L'exemple de l'Aspirine montre que la synthèse de cette molécule est le résultat de l'obtention d'une substance naturelle : l'acide salicylique, ce qui demanda des efforts et du temps. Les chimistes cherchèrent ensuite à améliorer les propriétés de ce composé en le modifiant chimiquement de façon à en supprimer certains effets secondaires indésirables. Pour cela, des modifications de chaîne et/ou de fonction adaptées permettent d'obtenir le composé recherché. La spectroscopie permet alors d'identifier la molécule obtenue et de vérifier aussi sa pureté.

Conclusion :

Ainsi, la démarche du chimiste désirant fabriquer par synthèse une espèce issue d'une espèce naturelle comporte plusieurs étapes : extraction, purification et identification de l'espèce chimique naturelle, élaboration d'une stratégie de synthèse visant à améliorer les qualités de l'espèce chimique de synthèse et enfin contrôle de la qualité du produit obtenu. Lorsque l'espèce chimique obtenue possède des qualités importantes et nouvelles, le chimiste a tout intérêt à déposer un brevet pour faire reconnaître sa découverte. ■



© Cned - Académie en ligne

# Corrigé séquence 8

## Chapitre 1

**Test 1** Masse molaire de l'oxyde d'uranium $UO_2$ : $M = 235 + 2.16 = 267$ g.mol$^{-1}$.

Une mole contient $N_A = 6,02.10^{23}$ molécules. Dans m = 1 mg, on aura donc :

$n = \frac{m}{M} N_A = 6,02.10^{23} \frac{0,001}{267} = 2,25.10^{18}$ molécules.

**Test 2** n = 1,2.10$^{21}$ atomes de plomb ; masse molaire M = 207 g.mol$^{-1}$.

Masse de n atomes de plomb : $m = \frac{n}{N_A} M = \frac{1,2.10^{21}}{6,02.10^{23}}\ 207 = 0,417$ g.

**Test 3** ❶ Après une période, la moitié des $N_0$ atomes initiaux se sont désintégrés. Une période après, il ne restera plus que la moitié de cette moitié, etc. Donc, après n périodes, il ne restera plus que $\frac{N_0}{2^n}$ atomes de l'élément de départ à pouvoir se désintégrer. Après n = 6 ou 7 périodes, on pourra considérer que la radioactivité de l'élément de départ aura presque totalement disparu.

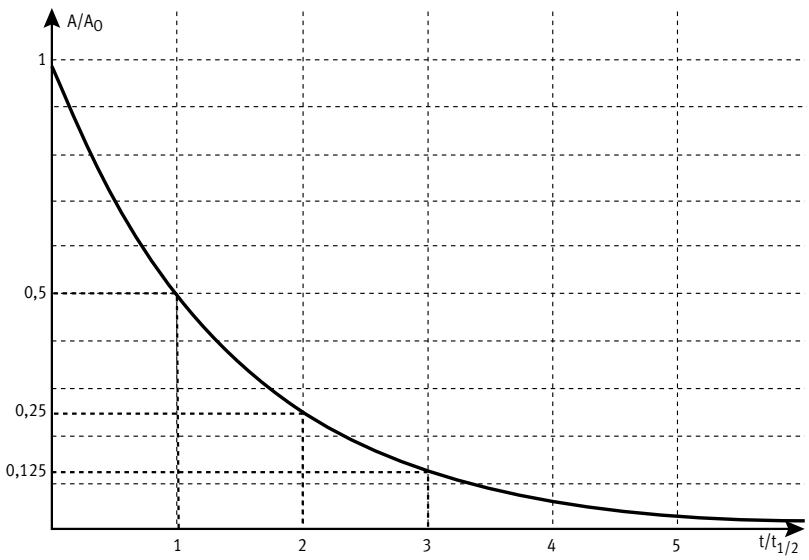



Figure 1



© Cned - Académie en ligne

❷ À l'instant t = 0, les échantillons de chacun des éléments proposés ont la même activité $A_0 = 25kBq$. Il faut comparer $t_1$ = 100 ans avec le temps de demi-vie de chacun de ces éléments. Calculons $\frac{100}{t_{1/2}}$. Plus ce rapport est grand, plus la quantité de l'élément à s'être désintégrée aura été importante.

Polonium : $t_{1/2} = 138j = \frac{138}{365} = 0,378$ ans ; $\frac{t_1}{t_{1/2}} = \frac{100}{0,378} = 264.$

Donc $t_1 = 264t_{1/2}$ . On peut considérer qu'il n'y a plus de polonium dans l'échantillon.

Carbone 14 : $\frac{t_1}{t_{1/2}} = \frac{100}{5730} = 1,75.10^{-2}$

Radium : $\frac{t_1}{t_{1/2}} = \frac{100}{1600} = 6,25.10^{-2}$

Uranium : $\frac{t_1}{t_{1/2}} = \frac{100}{7,4.10^8} = 1,35.10^{-7}$

Si l'on compare ces rapports sur l'échelle de temps relative, on est, pour l'uranium, quasiment encore en $A_0$. On en est un peu plus éloigné (tout en restant assez proche) pour le carbone 14 et encore plus éloigné pour le radium. On a donc pour les activités : $A_U \cong A_o > A_C > A_{Ra}$ et $A_{Po} = 0$.

❸ La préhistoire correspond à une époque remontant de 10 à 20 000 ans avant notre ère, soit sur une durée s'échelonnant entre $2t_{1/2}$ et $4t_{1/2}$ pour le carbone 14. L'époque des dinosaures remonte à une période antérieure à 60 millions d'années, ce qui correspond à un temps trop grand par rapport à la demi-vie du carbone 14. On ne peut donc espérer dater des os de dinosaure avec le carbone 14.

***Remarque*** On a pu dater, par une autre méthode, basée toujours sur la radioactivité, des os de dinosaures. Des atomes d'uranium, piégés dans un os de dinosaure en cours de fossilisation, se désintègrent ensuite en un isotope du plomb. Plus la fossilisation de l'os est ancienne, plus les atomes de plomb sont nombreux.

## Test 4

Travail fourni par le bœuf : $E = F \,.\, L = 2000 \,.\, 100 = 210^5$ J.

Puissance du bœuf : $P_1 = \frac{E}{\Delta t} = \frac{2.10^5}{120} = 1670$ W

Puissance du flash : $P_2 = \frac{0,02}{2.10^{-6}} = 10\,000$ W

On voit sur cet exemple l'importance du facteur temps. Les énergies mises dans ces deux situations sont sans commune mesure. En puissance, le flash l'emporte sur le bœuf !

## Test 5

On applique la loi de Wien $\lambda_m T = 3.10^{-3} m.K$ pour calculer la température des sources.

On trouve $T_1 = 15\,000\,K$, $T_2 = 5\,357\,K$ et $T_3 = 1\,000\,K$.



© Cned - Académie en ligne

Les spectres d'émission montrent que la source 1 émet beaucoup plus de lumière que les autres sources. Elle émet toutes les radiations avec plus d'intensité dans le bleu que dans le rouge. La lumière émise sera intense, blanche et légèrement bleutée.

La source 2 présente toutes les radiations dans son émission. La lumière sera blanche.

La source rouge sera peu intense avec surtout des radiations proches du rouge dans le spectre d'émission. Elle émettra une lumière rouge sombre.

Si l'on applique la loi de Wien pour le bleu du ciel, on trouve une température à la lumière diffusée par le ciel, on trouve T = 7 400 K.

Cette dernière valeur est, bien sûr, erronée. Les molécules d'air diffusent la lumière solaire ; c'est un autre phénomène qui permet d'expliquer la couleur bleue du ciel.

La loi de Wien s'applique pour un corps noir, c'est-à-dire un corps qui absorbe toute l'énergie qu'il reçoit et la réémet selon un spectre continu qui dépend de sa température.

La couleur n'est pas un argument pour donner la température d'une source.

## Test 6

❶ Si les niveaux d'énergie n'étaient pas quantifiés, $\lambda$ pourrait prendre toutes les valeurs possibles ; le spectre d'émission serait continu.

❷ La loi de Planck indique $hV = h\frac{c}{\lambda} = E_j - E_i$.

❸ La longueur d'onde la plus longue correspond à l'énergie la plus faible. Donc

$$E_3 - E_2 = \frac{hc}{\lambda_1}$$

Ensuite $E_4 - E_2 = \frac{hc}{\lambda_2}$ ; $E_5 - E_2 = \frac{hc}{\lambda_3}$ et $E_6 - E_2 = \frac{hc}{\lambda_4}$

$$\frac{hc}{\lambda_1} = 3,03.10^{-19}\,J = \frac{3,02.10^{-19}}{1,6.10^{-19}} = 1,89\,eV \;;\; \frac{hc}{\lambda_2} = 4,089.10^{-19}\,J = 2,56\,eV$$

$$\frac{hc}{\lambda_3} = 4,58.10^{-19}\,J = 2,86\,eV \;;\; \frac{hc}{\lambda_4} = 4,847.10^{-19}\,J = 3,03\,eV$$

On en déduit $E_3 = E_2 + 1,89 = -3,4 + 1,89 = -1,51\,eV$ , puis $E_4 = -0,84\,eV$

$E_5 = -0,54\,eV$ et $E_6 = -0,37\,eV$

❹ La transition la moins énergétique vers le niveau E, serait
$E_2 - E_1 = -3,4 - (-13,6) = 10,2\,eV$,

soit $\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{6,62.10^{-34}.3.10^{8}}{10,2 \times 1,6.10^{-19}} = 1,218.10^{-7}$ soit 120 nm. On est dans le domaine de l'ultraviolet.



© Cned - Académie en ligne

**Test 7** Longueur d'onde de l'onde mécanique : $\lambda = v \times T = \frac{v}{\nu} = \frac{1,2}{5} = 0,24m$

L'onde mécanique circulaire se diffractera sur l'obstacle de dimension 50 cm car sa dimension est du même ordre de grandeur que la longueur d'onde. Par contre, l'obstacle de dimension 5 m est trop grand pour provoquer un phénomène de diffraction.

**Test 8** ❶ La force électrique qu'exerce le noyau sur l'électron est colinéaire. Si l'on applique la deuxième loi de Newton, nous obtenons :

$$m\frac{dv}{dt}\vec{T} + m\frac{v^2}{R}\vec{N} = k\frac{e^2}{R^2}\vec{N}$$

Donc $\frac{dv}{dt} = 0$ soit v = constante. Le module de la vitesse est donc constant. Le mouvement est circulaire uniforme.

❷ De la relation précédente, nous obtenons : $m\frac{v^2}{R} = k\frac{e^2}{R^2}$, d'où $v^2 = \frac{ke^2}{mR}$.

# Chapitre 2

**Activité 1** Masse molaire de l'eau M = 16 + 1 + 1 = 18 g/mol. 18 g d'eau contiennent $N_A = 6,02.10^{23}$ molécules $H_2O$. Une goutte d'eau de volume 0,05 mL, soit de masse 0,05 g, contient $\frac{0,05}{18}N_A = 1,67.10^{21} \approx 1,7.10^{21}$ molécules d'eau, soit environ 1700 milliards de milliards de molécules.

**Activité 2** L'activité de l'échantillon radioactif, soit le nombre de désintégrations par seconde, est à l'instant t = 0, $A_0 = 24\,000\,Bq$ après un temps écoulé égal au temps de demi-vie $t_{\frac{1}{2}}$ soit 240 années. L'activité est divisée par deux. L'activité sera donc de 12 000 Bq.

La nuisance dans une pièce de vie étant quasi nulle, l'interdiction vient principalement du nombre de ces détecteurs que l'on retrouverait dans des milliers d'habitations et d'immeubles. À l'échelle de la durée de vie d'une construction, ce détecteur est inusable. Les détecteurs se trouveraient à la longue dispersés n'importe où, ce qui pourrait alors devenir une cause de pollution radioactive.

**Activité 3** Pour la lumière visible : $400\,nm < \lambda < 750\,nm$.

La distance minimale entre deux objets perçus par l'œil est de l'ordre de la longueur d'onde de la lumière utilisée. Cette limitation est due à la diffraction de la lumière, non des objets, et cette diffraction se manifeste quand « l'obstacle » est d'une grandeur proche de la longueur d'onde.

La couleur correspond à la longueur la plus petite visible par l'œil. C'est pour cela que des filtres colorés en bleu sont sur certains microscopes.



© Cned - Académie en ligne

Une paramécie, protozoaire qui se multiplie dans l'eau des mares, a une dimension de 50 à $300\mu m$. Elle donc facilement observable au microscope.

L'un des plus petits grains de pollen, comme le pollen du myosotis, a une dimension de $7\mu m$, il est donc visible au microscope.

Une molécule de méthanol a une dimension inférieure au nanomètre ; un virus, à quelques rares exceptions, ne dépasse pas $100\mu m$. Ils ne seront pas visibles au microscope optique.

## Activité 4

❶ Une particule $\alpha$ est un noyau d'hélium de masse molaire M = 4 g. La masse du noyau étant sensiblement la masse de l'atome, la masse d'une particule $\alpha$ est :

$m = \dfrac{4.10^{-3}}{6,02.10^{23}} = 6,64.10^{-27} kg$, soit une énergie cinétique

$E_C = \dfrac{1}{2}mv^2 = \dfrac{1}{2}6,64.10^{-27}.(2.10^7)^2 = 1,32.10^{-12} J = \dfrac{1,32.10^{-12}}{1,6.10^{-19}} = 8,3.10^6$ eV

❷ Nombre de paires d'ions créées par une particule $\alpha$ : n = $\dfrac{8,3.10^6}{30}$ = 276 600 paires d'ions.

❸ L'émission de particules $\alpha$ étant de plusieurs dizaines par seconde, il faut éliminer les ions qui se forment. La grille et la plaque étant à des potentiels différents, il se crée un champ électrique qui va attirer les ions au fur et à mesure de leur formation, sinon la chambre ne pourrait pas fonctionner longtemps.

❹ À notre échelle, on peut comparer la particule $\alpha$ comme un boulet de canon et la particule $\beta$ comme une balle de pingpong. Le boulet de canon ne sera pas dévié de sa trajectoire par des petits objets, alors que la balle de ping-pong ricochera sur ces mêmes objets. D'où la trajectoire en zigzag de la particule $\beta$. Particule plus légère, elle créera moins d'ions au cours des collisions qu'elle fera sur sa trajectoire. Donc il se formera moins d'ions, et moins de gouttelettes qui diffuseront la lumière. Les trajectoires seront alors moins visibles.

## Activité 5

❶ Isotrope veut dire que toutes les directions sont équivalentes. Bien que toutes les directions soient équivalentes, la marche aléatoire ne révèle aucune isotropie. Il peut apparaître dans le suivi du mouvement d'une particule des directions privilégiées. Mais, si l'on répète un très grand nombre de fois la simulation du mouvement pour une particule, on pourra constater que toutes les directions seront prises.

❷ La deuxième simulation montre le mouvement aléatoire simultané de 5 000 particules partant du centre. L'étalement augmente comme une surface circulaire, ce qui prouve bien qu'il n'y a pas de direction privilégiée.

❸ C'est ce qui se passe lorsqu'on met une goutte de colorant dans de l'eau pure. On voit la tache diffuser et, après un certain temps, toute l'eau du récipient va être colorée.



© Cned - Académie en ligne

## Activité 7

Résistance thermique $R_{th} = \frac{\Delta T}{\phi}$ . $\phi$ est un flux thermique, c'est-à-dire une grandeur correspondant à l'énergie traversant une surface par unité de temps, c'est-à-dire une puissance. Notons la dimension d'une grandeur par le symbole de cette grandeur entre crochets.

$[\phi]$ = dimension de $\phi$ . Soit $[\phi] = \frac{Joules}{temps} = Puissance$

$[\Delta T] = température$

$[R_{th}] = \frac{température}{puissance}$.

Dans le système international (SI), $R_{th}$ s'exprimera en $K$ . $W^{-1}$. On peut également, avec les températures, exprimer $R_{th}$ en °C . $W^{-1}$.

## Activité 8

$\lambda = \frac{e}{S\,R_{tk}}$ soit $[K] = \frac{longueur.puissance}{longueur^2\ température} = \frac{puissance}{longueur.température}$.

Dans le système SI, $\lambda$ s'exprimera en $W.K^{-1}.m^{-1}$.

$\phi = \frac{\Delta T}{R_{th}} = \lambda\, S \frac{\Delta T}{e}$ . Plus $\lambda$ sera petit, plus le flux thermique sera faible. Donc on choisira $\lambda_1$ pour le verre.

## Activité 9

❶ Lors d'un refroidissement rapide de la température de l'air (la nuit par exemple), l'eau, qui a une capacité thermique plus élevée, restera à une température plus élevée que l'air qui l'entoure. Elle communiquera donc de la chaleur et réchauffera l'air.

En cas de chauffage rapide, le phénomène inverse se produira, et l'eau refroidira l'atmosphère.

❷ Cette famille est celle des métaux. Lorsqu'on chauffe un métal, on communique de l'énergie aux électrons dont l'augmentation de vitesse moyenne se traduit par une augmentation de température. Ces électrons, très légers, sont beaucoup plus facilement mis en mouvement que les atomes ou les molécules. Par conséquent, la capacité thermique des métaux est plus faible que celle des autres matériaux.

## Activité 10

❶ Hauteur de dénivellation : H = L sin (15°) = 100 sin (15°) = 25,9 m.

Énergie potentielle en haut : $E_p = Mgh = 100\,.\,9{,}81\,.\,25{,}9 = 25\,382$ J

36 km/h = 10 m/s ; 18 km/h = 5 m/s : $E_C = \frac{1}{2}$ m $v^2$

Soit $E_c$ (haut) = 5000 J et $E_c$ (bas) = 1250 J.

$E_m = E_C + E_p$



© Cned - Académie en ligne

Les résultats sont résumés dans le tableau ci-dessous :

| | Altitude (m) | Vitesse | $E_p$ (J) | $E_C$ (J) | $E_m$ (J) |
|---|---|---|---|---|---|
| Haut | *25,88* | 36 km/h | 25 382 | 5 000 | 30 382 |
| Bas | 0 | 18 km/h | 0 | 1 250 | 1 250 |

❷ **a)** $\Delta U = m\,c\,\Delta T = 0{,}1 \,.\, 416 \,.\, 115 = 4\,784$ J. Cette augmentation est due à la chaleur absorbée par les freins lors du freinage.

**b)** La chaleur totale dissipée lors du freinage est égale à la différence d'énergie mécanique.

$Q_{totale} = 30\,382 - 1\,250 = 29\,132$ J. Sur cette quantité totale, 4 784 J ont été absorbés par les freins et ont entraîné leur augmentation de température. Il s'est donc évacué par ventilation dans l'air :

$$Q = 29132 - 4784 = 24348 \text{ J.}$$

**c)** Si toute la chaleur avait été absorbée par les freins, l'augmentation de température aurait été : $\Delta T = \frac{Q_{totale}}{m\,c} = \frac{29132}{0{,}2\,.\,416} = 350K = 350°C$.

On comprend l'intérêt d'une bonne ventilation des freins pour évacuer le maximum de chaleur à chaque instant du freinage. C'est un problème crucial en course automobile.

## Exercices d'apprentissage

### Exercice 1

❶ Une résistance transforme l'énergie électrique qu'elle reçoit en chaleur. La puissance dissipée $P = RI^2$ est donc mesurable.

❷ La puissance thermique dissipée par la résistance vaut :

$$P = R\,I^2 = 10\,.\,20^2 = 4\,000\,W.$$

Cette puissance fournie compense les pertes de chaleur à travers les murs et le plafond pour que la température intérieure $T_1$ reste constante. Cette chaleur s'évacue à travers cinq surfaces identiques (quatre murs et un plafond) de surface $S = 4\,m^2$. Donc le flux $\phi$ à travers un mur est $\phi = \frac{P}{5} = \frac{4\,000}{5} = 800\,W$.

Dans une maison de plus grande dimension, le chauffage n'est pas rigoureusement homogène, ce qui entraîne des mouvements de convexion naturelle, l'air chaud moins dense ayant tendance à monter. Les pertes seront donc là où l'air est le plus chaud, c'est-à-dire au plafond.

❸ $R_{th} = \frac{1}{\lambda}\frac{e}{S} = \frac{0{,}075}{15\,.\,4} = 0{,}0125K\,.\,W^{-1}$.

Or $\Delta T = T_1 - T_2 = R_{th}\,\phi = 0{,}0125 * 400 = 10$

Soit $T_1 = 10 + 10 = 20$ °C



© Cned - Académie en ligne

❹ $R_{th1} = 0,0125\,K.W^{-1}$ ;

$$R_{th2} = \frac{1}{\lambda_2}\frac{e_2}{S} = \frac{0,15}{0,035.4} = 1,07\,K.W^{-1}$$

$$R_{th3} = \frac{1}{\lambda_3}\frac{e_2}{S} = \frac{0,01}{0,70.4} = 0,0035\,K.W^{-1}$$

En électricité, lorsque des résistances sont en série, un même courant I traverse chacune des résistances. Ici, un même flux thermique traverse chaque paroi. Les résistances thermiques sont donc en série.

Autre démonstration : si $T'_2$ est la température de la surface de contact du béton et de la laine de verre et $T'_1$ la température de la surface de contact de la laine de verre et du plâtre, on peut écrire : $T_1 - T_2 = (T_1 - T'_1) + (T'_1 - T'_2) + (T'_2 - T_2)$ puis

$$\frac{T_1 - T_2}{\phi} = \frac{T_1 - T'_1}{\phi} + \frac{T'_1 - T'_2}{\phi} + \frac{T'_2 - T_2}{\phi} \text{ soit } R'_{th} = R_{th1} + R_{th2} + R_{th3}$$

Application numérique : $R'_{th} = 0,0125 + 1,07 + 0,0035 = 1,086\,K.W^{-1}$.

$$\phi' = \frac{\Delta T}{R'_{th}} = \frac{10}{1,086} 9,21W$$

$\frac{\phi}{\phi'} = \frac{800}{9,21} = 87$ . Les pertes thermiques sont 87 fois plus faibles pour un mur calorifugé.

❺ Le flux total au travers des cinq murs est donc $\phi'_{total} = 5\phi'$ = 9,21 . 5 = 46 W. D'où un courant à faire passer dans le radiateur pour compenser les pertes :

$$I' = \sqrt{\frac{\phi'_{total}}{R'_{th}}} = \sqrt{\frac{46}{1,086}} = 2,14$$

## Exercice 2

❶ La quantité de chaleur $Q_1$ est positive puisque reçue effectivement par le fluide frigorigène. Le cycle dure le temps t, donc $Q_1 = P_1\,t$.

❷ La quantité de chaleur $Q_2$ est négative, car cédée par le fluide pour être dissipée par les radiateurs dans la maison. Comme P2 est positif, on aura pour un cycle durant un temps t :

$$Q_2 = -\,P_2\,t$$

❸ Le moteur fournit de l'énergie mécanique au fluide pour le comprimer. W sera positif. Donc W = P t.

❹ Si l'on fait le bilan d'énergie sur un cycle, tout ce que recevra le fluide frigorigène augmentera son énergie interne. Donc :

$$\Delta U = Q_1 + Q_2 + W \text{ soit } \Delta U = (P_1 - P_2 + P)t \qquad (1)$$

❺ Si, après un cycle, les molécules de fluide se retrouvent à la même température, la variation d'énergie interne sera nulle :

$$\Delta U = 0$$



© Cned - Académie en ligne

On aura alors, d'après la question ❹ :

$$\text{soit } P_1 - P_2 + P = 0 \quad (2)$$

❻ La recette est la quantité de chaleur cédée à la maison pour la chauffer.

Donc recette = $P_2$ t.

Dépense sur un cycle = W = P t.

Donc l'efficacité de la pompe est $e = \frac{P_2 t}{P t} = \frac{P_2}{P} = \frac{55}{5} = 11$

❼ Avec un radiateur, pour un kilowatt électrique consommé, on récupère un kilowatt en chaleur.

Avec la pompe à chaleur, pour un kilowatt électrique consommé, on récupère 11 kilowatts, soit 11 fois plus… Et on ne paye qu'un kilowatt ! Les 10 kilowatts supplémentaires sont pris à la nappe d'eau souterraine et sont gratuits.

## Exercice 3

❶ Energie sous forme de chaleur (agitation thermique). Dans la turbine il y a transformation d'une partie de cette énergie en énergie mécanique .

L'alternateur reçoit cette énergie mécanique et la transforme intégralement en énergie électrique.

❷ $r_A = 1$ ; l'alternateur reçoit 1000 MW d'énergie mécanique qu'il transforme intégralement en énergie électrique . Définissons $P_{tf}$ comme la puissance thermique transformée en énergie mécanique $P_{méca}$ dans la turbine en puissance mécanique avec le rendement $r_T = 0{,}84$.

$\frac{P_{méca}}{P_{tf}} = 0{,}84 = \frac{1000}{P_{tf}}$ soit $P_{tf} = \frac{1000}{0{,}84} = 1190$ MW

❸ Rendement de la centrale

$r_{centrale} = \frac{recette}{dépense} = \frac{1000}{3400} = 0{,}29$ soit environ 30% de l'énergie calorifique transformée en énergie électrique.

Remarque : Cette valeur semble faible mais correspond aux valeurs obtenues dans les centrales électriques. Il est impossible de transformer intégralement de la chaleur en énergie utilisable comme l'énergie électrique , les lois de la physique l'interdisent. Cette loi est connue sous le nom de théorème de Carnot et sa démonstration sort du cadre du cours de physique de terminale S.

❹ Si $P_F$ ($P_F > 0$) est la puissance thermique **rejetée** par la vapeur dans le condenseur, la vapeur **reçoit algébriquement** lors de son passage dans le condenseur la puissance $-P_p$.

Dans la turbine, la vapeur **cède** la puissance thermique $P_{tf}$($P_{tf} > 0$). La vapeur **reçoit** donc **algébriquement** dans la turbine la puissance $-P_{tf}$.

En faisant le bilan thermique sur un cycle : $\Delta U = 0 = P_c - P_{tf} - P_F$

Donc $P_F = P_c - P_{tf} = 3400 - 1190 = 2210$ MW



© Cned - Académie en ligne

❺ C = mc avec m = 1000 kg (masse de 1 $m^3$ d'eau) , c = 4180 J . $kg^{-1}$ . $K^{-1}$.
C = 1000 . 4180 = 4,18.$10^6$ J . $K^{-1}$.
Chaque seconde le condenseur doit évacuer $P_F$ Joules. Cette chaleur est absorbée par D $m^3$ d'eau de la rivière, soit une capacité thermique $C_1$ = C . D. Cet apport d'énergie par seconde $P_F$ va élever la température de l'eau de la rivière de Δθ selon l'équation : $P_F$= CDΔθ avec Δθ = 10°C.

Application numérique : $D = \frac{P_F}{C\,\Delta\theta} = \frac{2{,}21.10^9}{4{,}18.10^6.10} = 52{,}8 m^3$.

Le transfert se fait par convection, l'écoulement de la rivière évacue la chaleur apportée dans le condenseur.

# Chapitre 3

## Activité 11

❶ L'échelle d'énergie figure 25 donne 8,35 cm pour un écart 20 – 17 = 3 eV.

Pour la transition $3s_2 \rightarrow 2p_4$, on mesure 5,5 cm, ce qui donne en énergie :

$\Delta E = \frac{5{,}5}{8{,}35} 3{,}0 = 1{,}97$ eV = 1,97 . 1,6.$10^{-19}$ = 3,15.$10^{-19}$ J

Or $\Delta E = \frac{h\,c}{\lambda}$ , ce qui nous donne :

$\lambda = \frac{h\,c}{\Delta E} = \frac{6{,}63.10^{-34}.3.10^8}{3{,}15.10^{-19}} = 6{,}31.10^{-7} m = 631 nm$

❷ Pour la transition $3s_2 \rightarrow 2p_{10}$ , on mesure sur la figure un écart de 6,3 cm, ce qui correspond en énergie à $\Delta E = \frac{6{,}3}{8{,}35} 3 = 2{,}26$ eV. On trouve $\lambda = 548{,}9 nm$.
Ceci correspond à une raie verte.

Pour la transition $2s_2 \rightarrow 2p_4$, on mesure sur la figure un écart de 3 cm, ce qui correspond en énergie à $\Delta E = \frac{3}{8{,}35} 3 = 1{,}08$ eV. On trouve pour $\lambda = 1150\ nm$.
Cette raie est émise dans l'infrarouge.

❸ Un laser consiste à produire, dans un milieu actif, une émission stimulée de photons. Le tube d'un laser hélium-néon est un mélange de ces deux gaz rares chimiquement inertes. Les atomes d'hélium sont excités par décharge électrique.

Comme l'indique le document, le pompage s'effectue sur les atomes d'hélium, mais c'est l'atome de néon qui permet de libérer les photons ayant les longueurs d'onde calculées dans les questions ❶ et ❷. Lors d'une collision d'un atome de néon, initialement dans l'état fondamental, avec un atome d'hélium excité, l'énergie $E_2$ de l'hélium est transmise au néon qui a une énergie d'excitation très voisine de la valeur $E_2$. Le néon a en plus, pour cet état excité, la propriété d'être aussi méta-stable, ce qui permet de garder les électrons dans cet état, en



© Cned - Académie en ligne

attendant qu'un photon de bonne longueur d'onde vienne provoquer **l'émission stimulée**. On réalise ainsi **l'inversion de population** du néon avec le niveau inférieur du néon qui se dépeuple.

Le système de **pompage** dans ce laser est une décharge électrique continue. Certains lasers hélium-néon émettent un faisceau vert ($\lambda = 543$ nm) ou rouge ($\lambda = 632{,}8$ nm), mais jamais les deux en même temps. Pour être amplifié, le faisceau doit osciller dans une cavité constituée de deux miroirs dont l'un, par lequel le faisceau est émis, est très légèrement transparent. Pour éviter, au cours des allers et retours, la destruction du faisceau par interférences, la cavité constituée par ces deux miroirs doit être **résonante** ; sa longueur doit être un multiple de la demi-longueur d'onde de la radiation émise. Le faisceau émis par ce type de laser est particulièrement étroit et la fréquence d'émission est très pure.

On retrouve les conditions nécessaires au fonctionnement d'un laser : existence d'un état métastable du néon, pompage réalisé sur l'hélium avec transfert d'énergie qui permet l'inversion de population sur le néon, émission stimulée puis amplification du faisceau laser par la cavité résonante.

## Activité 12

❶ $\tan\alpha = \dfrac{R-r}{D}$

❷ $\alpha \approx \dfrac{60-1}{100.10^3} = 0{,}00059\,rad$ soit $5{,}910^{-4}\dfrac{180}{\pi} = 0{,}0033$ degré.

## Activité 13

Les faisceaux laser issus des sabres laser sont irréalistes pour de nombreuses raisons :

– deux faisceaux laser ne peuvent agir l'un sur l'autre : les sabres se croiseraient sans interagir l'un sur l'autre, ce qui rend le combat très différent de celui présenté ;

– le faisceau laser ne peut s'arrêter au bout d'un mètre s'il n'y a pas d'obstacle ;

– un faisceau laser est invisible dans une atmosphère dénuée de particules ou de gouttelettes en suspension. S'il est très puissant, il pourrait ioniser les molécules d'air, mais l'apparence serait très différente ;

– la puissance des sabres laser est irréaliste par rapport à la taille de l'émetteur.

## Activité 14

❶ Le milieu actif est le cristal de rubis le constituant, la source apportant l'énergie pour réaliser le pompage optique est la lampe flash et les éléments limitant la cavité résonante sont le miroir totalement réfléchissant et le milieu partiellement réfléchissant.

❷ Le niveau $E_2$ est le niveau méta-stable.

$E_2 - E_1 = hv = h\dfrac{c}{\lambda}$ soit avec $E_2 - E_1 = 1{,}71.16.10^{-19} = 2{,}736.10^{-19}$ J :

$\lambda = \dfrac{hC}{E_2 - E_1} = 726\,nm$ . C'est une radiation de couleur rouge.

❸ L'énergie émise par seconde est la puissance cherchée. Elle est la somme des énergies fournies par chacune des impulsions.

$P = 10.\Delta t.f = 10 \times 1 \times 10^{-9} \times 100 \times 10^6 = 1W$



© Cned - Académie en ligne

## Exercices d'apprentissage

### Exercice 4

❶ $V = \frac{c}{\lambda} = \frac{3.10^8}{632,8.10^{-9}} = 4,74.10^{14} Hz$

❷ Soit $d_1, d_2, D$, respectivement les diamètres du faisceau à la sortie du laser, sur l'écran et la distance du laser à l'écran, on a $\tan\alpha \approx \alpha = \frac{d_2 - d_1}{2D}$.

Avec $d_1 = 1 mm, D = 5 m$ et $\alpha = 0,1 \deg ré = 0,1\frac{\pi}{180} = 1,745.10^{-3} rad$, on obtient $d_2 = 18,45 mm$.

❸ La surface du faisceau sur l'écran est $S = \frac{\pi(0,01845^2)}{4} = 2,67\times10^{-4} m^2$.
L'éclairement énergétique du faisceau sur l'écran est :

$E = \frac{P}{S} = \frac{95\times10^{-3}}{2,67\times10^{-4}} = 355 W.m^{-2}$, valeur qui est 3 fois plus faible que l'éclairement moyen du Soleil, donc encore élevée.

### Exercice 5

❶ $P = \frac{E}{\Delta t} = \frac{0,5}{100.10^{-12}} = 5\times10^8 W$. Cette puissance est élevée car la durée d'émission est extrêmement brève.

❷ Soit d la distance Terre-Lune. En 2,457 secondes, la lumière parcourt la distance 2d (aller et retour) à la vitesse $c = 3.10^8$ m.s$^{-1}$. Donc $d = \frac{c\,\Delta t}{2} = 368\,550,0$ km.

❸ Énergie d'un photon : $e = \frac{hc}{\lambda} = 3,141\times10^{-19}$ J. Le nombre de photons émis est $N_1 = \frac{E}{e} = \frac{0,5}{3,141.10^{-19}} = 1,59\times10^{18}$ photons.

❹ L'énergie captée au retour est $4,71.10^{-15}$ J. On en déduit le nombre de photons réceptionnés au retour : $N_2 = \frac{4,71.10^{-15}}{3,141.10^{-19}} = 14\,995$, soit environ 15 000.

### Exercice 6

❶ Le domaine d'émission est dans l'infrarouge.

❷ $\Delta t = 10^{-3}$ s ; P = 400 W ; f = 200 Hz.

**Soit p la puissance d'une impulsion :** $p = \frac{p}{\Delta t.f} = \frac{400}{10^{-3}.200} = 2000$ W.

L'énergie d'une impulsion vaut $\frac{400}{200} = 2$ J.



© Cned - Académie en ligne

# Chapitre 4

## Activité 15

| Hypothèse corpusculaire | | | Hypothèse ondulatoire | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Année | Physicien | Phénomène | Année | Physicien | Phénomène |
| 1637 | René Descartes | réfraction | | | |
| 1678 | Isaac Newton | dispersion | 1801 | Thomas Young | Interférences |
| 1905 | Albert Einstein | Effet photo-électrique | 1905 | Albert Einstein | Effet photo-électrique |
| | | | | | |

## Activité 16

❶ Énergie d'un photon $E = hv = \dfrac{hc}{\lambda}$

La fenêtre visible correspond aux longueurs d'onde $400\,nm < \lambda < 750\,nm$.

❷ $\lambda_1 = 350\,nm$ correspond au domaine de l'ultraviolet, $\lambda_2 = 0{,}9\,\mu m$ à l'infrarouge et $\lambda_3 = 500\,nm$ au visible.

❸ Énergies : exprimer les longueurs d'onde en mètres :

$\lambda_1 = 350.10^{-9}\,m$ donne $E_1 = 5{,}67.10^{-19}$ J soit $E_1 = 3{,}55\,eV$

$\lambda_2 = 900.10^{-9}\,m$ donne $E_2 = 2{,}2.10^{-19}$ J soit $E_2 = 1{,}38\,eV$

$\lambda_3 = 500.10^{-9}\,m$ donne $E_2 = 3{,}97.10^{-19}$ J soit $E_2 = 2{,}48\,eV$

Plus la longueur d'onde est petite, plus l'énergie du photon sera grande.

Donc $E_1 > E_2 > E_2$.

## Activité 17

❶ Obus : vitesse 600 km/h = $\dfrac{600000}{3600} = 166{,}7\,m\,.\,s^{-1}$

$\lambda = \dfrac{h}{m\,v} = \dfrac{6{,}62.10^{-34}}{1.166{,}7} = 3{,}97.10^{-36}\,m$

Balle de tennis m = 0,058 kg ; v = $\dfrac{200000}{3600} = 55{,}55\,m.s^{-1}$ ;

$\lambda = \dfrac{h}{m\,v} = \dfrac{6{,}62.10^{-34}}{0{,}058\,.\,55{,}55} = 2{,}05.10^{-34}\,m$

Électron : m = $9{,}11.10^{-31}$ kg ; v = $50.10^{6}$ m.s$^{-1}$ ;

$\lambda = \dfrac{h}{m\,v} = \dfrac{6{,}62.10^{-34}}{9{,}11.10^{-34}\,.\,50.10^{6}} = 1{,}45.10^{-11}\,m$

❷ La longueur d'onde associée est trop petite pour l'obus et la balle de tennis. Avec une telle longueur d'onde (de l'ordre du dix millièmes de milliardième de milliardième de milliardième de millimètre), le comportement ondulatoire ne peut pas se manifester.



© Cned - Académie en ligne

## Activité 18

❶ Énergie d'un photon X de longueur d'onde $0{,}1\,nm$.

$$E = h\nu = \frac{hv}{\lambda} = 1{,}987.10^{-15}\ \text{J} = \frac{1{,}987.10^{-15}}{1{,}6.10^{-19}} = 12423{,}8\ \text{eV}$$

❷ $\lambda = \dfrac{h}{mv} = \dfrac{6{,}62.10^{-34}}{9{,}11.10^{-31}\,15.10^{5}} = 4{,}80.10^{-10} \simeq 0{,}48 nm$

## Activité 19

❶ Un électron accéléré sous une tension U = 10 kV aura l'énergie E = eU

Application numérique : $E = 1{,}6.10^{-19}.10000 = 1{,}6.10^{-15}$ J.

❷ $E = \dfrac{1}{2}mv^2$ soit $v = \sqrt{\dfrac{2E}{m}} = \sqrt{\dfrac{3{,}2.10^{-15}}{9{,}11.10^{-31}}} = 5{,}93.10^{7}$ m/s.

❸ $\lambda = \dfrac{h}{mv} = \dfrac{6{,}626.10^{-34}}{9{,}11.10^{-31}.5{,}93.10^{7}} = 1{,}22.10^{-11}\,m = 12{,}2\,pm$

❹ La résolution minimale sera de l'ordre de 12 picomètres.

# Exercices d'apprentissage

## Exercice 7

❶ Quantité de mouvement

| Type de neutrons | Vitesse ($m.s^{-1}$) | Quantité de mouvement p |
|---|---|---|
| Neutrons chauds | 7000 | $1{,}17.10^{-23}$ kg.m.s$^{-1}$ |
| Neutrons froids | 786 | $1{,}316.10^{-24}$ kg.m.s$^{-1}$ |
| Neutrons thermiques | 2720 | $4{,}56.10^{-24}$ kg.m.s$^{-1}$ |

Longueur d'onde associée

| Type de neutrons | Longueur d'onde de de Broglie $\lambda = \dfrac{h}{p}$ (nm) |
|---|---|
| Neutrons chauds | 0,056 |
| Neutrons froids | 0,50 |
| Neutrons thermiques | 0,14 |

❷ Dans les cristaux, ou dans tout solide, il y a des noyaux atomiques chargés positivement et des électrons qui tournent autour de ces noyaux chargés négativement. Le proton, ayant une charge électrique, sera soumis à une force électrique de la part des atomes qui se trouveront dans son voisinage au cours de son périple. Il sera donc dévié. Par contre, le neutron, n'ayant pas de charge, ne sera pas soumis à une force électrostatique. C'est la principale raison. Il en est une autre : on pourra envoyer un faisceau de neutrons qui auront tous la même direction. Comme il est dit dans l'énoncé, à l'Institut Laue-Langevin, on produit des faisceaux très denses, c'est-à-dire avec beaucoup de neutrons. Si l'on faisait de même avec des protons, ceux-ci seraient soumis à des forces répulsives qui feraient diverger le faisceau.



© Cned - Académie en ligne

❸ On choisira des neutrons thermiques car leur longueur d'onde associée est la plus proche des distances interatomiques.

## Exercice 8

❶ $E = E_C + E_S$ soit $h\nu = \frac{1}{2}mv_0^2 + E_S$

❷ Le champ électrique $\vec{E}$ est dirigé dans le sens des potentiels décroissants. La force électrique $\vec{F} = -e\vec{E}$ est alors dirigée vers l'extérieur de la plaque où l'électron a été éjecté. Elle accélère donc l'électron.

❸ U sera donc négatif. L'électron est ralenti. Juste avant que $|U|$ atteigne la valeur $U_1$, l'électron aura une vitesse très faible mais suffisante pour atteindre l'autre électrode. Lorsque $|U|$ devient légèrement supérieur à $U_1$, l'électron aura atteint sa vitesse nulle avant d'atteindre l'électrode. La force électrique $\vec{F} = -e\vec{E}$ va faire rebrousser chemin l'électron qui va revenir à son point de départ. Pour $|U| = U_1$, l'électron va atteindre l'autre électrode avec une vitesse nulle. Le courant passera encore, mais dès que $|U|$ augmentera légèrement, il ne passera plus de courant.

❹ Faisons un bilan énergétique au départ de l'électron sur la plaque éclairée et à son arrivée sur l'autre plaque du condensateur. Comme il n'y a pas de pertes d'énergie, l'énergie mécanique se conserve.

| | $E_C$ | $E_P$ | $E = E_C + E_P$ |
|---|---|---|---|
| Départ | $\frac{1}{2}mv_0^2$ | 0 | $\frac{1}{2}mv_0^2$ |
| Arrivée | 0 | $-eU = +eU_1$ | $+eU_1$ |

***Remarque*** U est négatif, donc $U = -|U| = -U_1$.

Conservation de l'énergie mécanique :

$E_C = \frac{1}{2}mv_0^2 = +eU_1$

❺ $\lambda = \frac{c}{\nu}$.

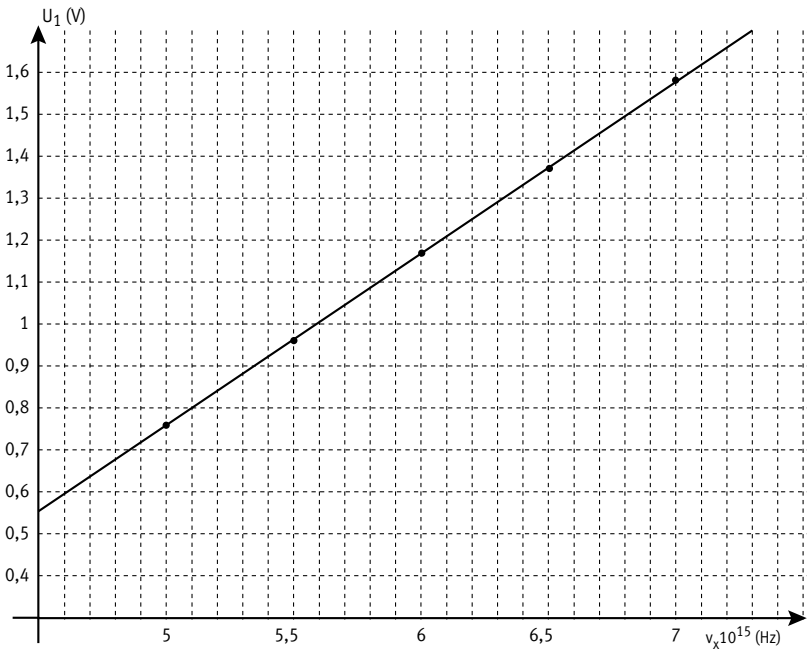
| $U_1$ (V) | 0,76 | 0,96 | 1,17 | 1,37 | 1,58 |
|---|---|---|---|---|---|
| $\nu\,(Hz)$ | $5.10^{14}$ | $5,5.10^{14}$ | $6.10^{14}$ | $6,5.10^{14}$ | $7.10^{14}$ |
| $\lambda\,(nm)$ | 600 | 545 | 500 | 461 | 428 |

À partir de l'équation, soit $h\nu = \frac{1}{2}mv_0^2 + E_S$, nous obtenons soit $h\nu = eU_1 + E_S$, soit $U_1 = \frac{h}{e}\nu - \frac{E_S}{e}$. On a donc $U_1$ fonction affine de la fréquence $\nu$ : par identification, $a = \frac{h}{e}$ et $b = -\frac{E_S}{e}$.



© Cned - Académie en ligne

Graphe :




La pente donne $a = 0,41.10^{-15}$ V.s. et b = – 1,29 V.

De la pente, on peut en déduire la valeur de la constante de Planck :

$h = a\,e = 0,41.10^{-15}.1,6.10^{-19} = 6,56.10^{-35}$ J.s, valeur qui est très proche de la valeur réelle.

L'énergie d'extraction peut être calculée à partir de la valeur de b :

$b = -1,29 = -\dfrac{E_S}{e}$ soit $E_S = 1,29e$ Joules ; et en eV $E_S = \dfrac{1,29\,e}{e} = 1,29$ = 1,29 eV

On voit l'intérêt de l'électron-volt comme unité d'énergie, puisqu'il permet d'éviter des calculs inutiles.

# Chapitre 5

## Exercices de synthèse

### Exercice 1

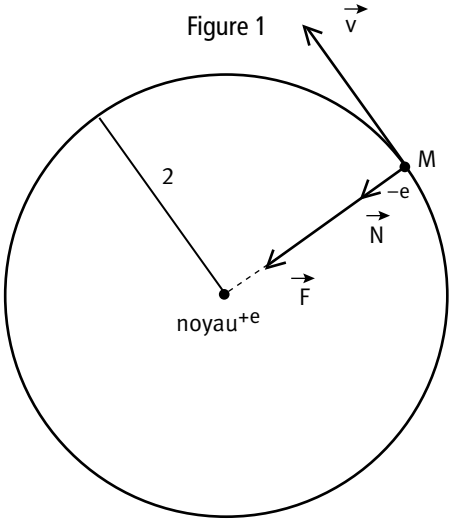
❶ a) $\vec{a} = \dfrac{mv^2}{r}\vec{N}$, $\vec{N}$ étant le vecteur unitaire dirigé de l'électron vers le noyau.

Le vecteur $\vec{N}$ est donc perpendiculaire au vecteur vitesse $\vec{v}$ porté par la tangente à la trajectoire au point M.



© Cned - Académie en ligne

Figure 1




**b)** $\vec{F} = k\dfrac{e^2}{r}\vec{N}$

**c)** Deuxième loi de Newton : $m\vec{a} = \vec{F}$, soit $\dfrac{mv^2}{r} = k\dfrac{e^2}{r^2}$

**d)** La force est une force newtonienne en $\dfrac{1}{r^2}$. Elle dérive donc d'une énergie potentielle :

$E_P = -k\dfrac{e^2}{r}$ ; énergie cinétique $E_C = \dfrac{1}{2}m\,v^2$.

**e)** La deuxième loi de Newton nous donne : $\dfrac{m\,v^2}{r} = k\dfrac{e^2}{r^2}$, soit $mv^2 = k\dfrac{e^2}{r}$.

Donc $E_C = \dfrac{1}{2}m\,v^2 = \dfrac{k\,e^2}{2r}$. On a donc $E_C = -\dfrac{1}{2}E_P$.

$E = E_C + E_P = -\dfrac{E_P}{2} + E_P = \dfrac{E_P}{2} = -\dfrac{k\,e^2}{2\,r}$

**f)** Application numérique :

La loi de Newton nous donne $v^2 = \dfrac{k\,e^2}{m\,r}$ soit

$$v = \left(\sqrt{\frac{9.10^9}{9{,}11.10^{-31}.52{,}9.10^{-12}}}\right)1{,}6.10^{-19}$$

$v = 2{,}1810^6$ m/s.

Nombre de tours par seconde : $n = \dfrac{v}{2\pi r} = \dfrac{2{,}18.10^6}{2\pi 52{,}9.10^{-12}} = 6{,}55.10^{15}$ tours par seconde.



© Cned - Académie en ligne

❷ **a)** L'énergie du photon émis lors de la désexcitation de l'électron lorsqu'il passe d'un niveau d'énergie $E_j$ à un niveau inférieur d'énergie $E_i$ est $E = \frac{hc}{\lambda} = E_j - E_i$. Les longueurs d'onde étant bien déterminées et en nombre limité, les niveaux d'énergie de l'atome doivent être discrets, sinon le spectre d'émission serait continu.

**b)** Longueur d'onde associée $= \frac{h}{mv}$. Avec la condition d'interférences non destructives $2\pi r = n\lambda$, on obtient : $2\pi r = n\frac{h}{mv}$

Donc $mvr = n\frac{h}{2\pi}$ (1)

**c)** La deuxième loi de Newton nous donne (question ❶ **e)**) : $mv^2 = k\frac{e^2}{r}$,

où $mv^2 r = ke^2$ (2).

Des équations (1) et (2), on en déduit $v = \frac{1}{n}\frac{2\pi ke^2}{h}$ (3).

De l'équation (1), on tire : $r = n\frac{h}{2\pi mv}$ et avec (3) $r = n^2\frac{h^2}{4\pi^2 ke^2 m}$.

Donc $B = \frac{h^2}{4\pi^2 ke^2 m}$

**d)** Énergie mécanique $= -k\frac{e^2}{r}$. Avec l'expression précédente de r, on obtient :

$$E = -\frac{1}{n^2}\frac{k^2 e^4 2\pi^2 m}{h^2}$$

Soit $E_0 = \frac{k^2 e^4 2\pi^2 m}{h^2}$

Application numérique :

$$E_0 = \frac{\left(9.10^9\right)^2 \left(1{,}6.10^{-19}\right)^4 2\pi^2 9{,}11.10^{-31}}{\left(6{,}63.10^{-34}\right)^2} = 2{,}17.10^{-18}\,\text{J} = \frac{2{,}17.10^{-18}}{1{,}6.10^{-19}} = 13{,}59\,\text{eV}$$

**e)** Cette valeur est tout à fait en accord avec les mesures déduites des expériences spectroscopiques.

## Exercice 2

❶ Les dimensions d'un atome sont de l'ordre du dixième de nanomètre. Donc, à 0,02 nm, le nuage électronique d'un atome de la pointe et d'un atome de la surface à analyser se recouvrent. Il y a donc répulsion puisque les charges sont de même signe.

❷ Pour d = 10 nm, il n'y a plus contact. Les molécules ayant en général des moments dipolaires, les interactions dipôle-dipôle se traduisant par des forces de van der Waals qui sont attractives.

❸ La réflexion d'un faisceau sur un miroir augmente la sensibilité. Lorsque le miroir tourne d'un angle $\alpha$, le faisceau réfléchi tourne de $2\alpha$.



© Cned - Académie en ligne

❹ La lumière absorbée par les pigments des plantes permet de créer, à l'aide de réactions d'oxydoréduction, de la matière organique à partir de l'eau et du gaz carbonique absorbé par les plantes.

❺ Sur la photo, 77 mm correspondent à 500 nanomètres. Le diamètre d'une fibre est d'environ 1 mm sur la photo, ce qui correspond dans la réalité à $\frac{1.500}{77} = 6,5\ nm$

Le diamètre de l'extrémité de la pointe est donc d'environ $\frac{6,5}{10} = 0,65\ nm$.

Le diamètre d'un atome étant d'environ 0,1 nm, le nombre d'atomes de l'extrémité de la pointe sur un diamètre est inférieur à 10. ■



© Cned - Académie en ligne

# Corrigé séquence 9

## Chapitre 1

**Test 1** Le 2,3,diméthyl but-1-ène a pour formule semi-développée :

$$CH_2 = CH(CH_3) - CH(CH_3) - CH_3.$$

**Test 2** Le premier alcool qui a pour formule brute $C_3H_8O$ est le propan-1-ol qui a pour formule semi-développée : $CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH$ ; c'est un alcool primaire (classe I).

Le second alcool qui a pour formule brute $C_3H_8O$ est le propan-2-ol qui a pour formule semi-développée : $CH_3 - CH(OH) - CH_3$ ; c'est un alcool secondaire (classe II).

**Test 3** Une fonction aldéhyde se trouve toujours en terminaison de chaîne et, pour pouvoir ramifier une chaîne carbonée, il faut qu'elle possède au moins quatre carbones. Il n'existe donc qu'un aldéhyde qui a pour formule brute $C_3H_6O$ ; il s'agit du propanal, qui a pour formule semi-développée : $CH_3 - CH_2 - CHO$.

Une fonction cétone ne se trouve jamais en terminaison de chaîne et, pour pouvoir ramifier une chaîne carbonée, il faut qu'elle possède au moins quatre carbones. Il n'existe donc qu'une cétone qui a pour formule brute $C_3H_6O$ ; il s'agit de la propanone (ou acétone), qui a pour formule semi-développée : $CH_3 - CO - CH_3$.

**Test 4** Le premier acide qui admet pour formule brute $C_4H_8O_2$ possède une chaîne carbonée droite ; il s'agit de l'acide butanoïque, qui a pour formule semi-développée : $CH_3 - CH_2 - CH_2 - COOH$.

Le second acide qui admet pour formule brute $C_4H_8O_2$ possède une chaîne carbonée ramifiée ; il s'agit de l'acide (2),méthylpropanoïque, qui a pour formule semi-développée : $CH_3 - CH(CH_3) - COOH$.

***Remarque*** Le 2 est entre parenthèses car il n'est pas obligatoire puisque la ramification ne peut se trouver que sur le carbone n° 2.

**Test 5** Quand on écrit une équation, en chimie organique, il faut toujours utiliser les formules semi-développées :

$$H - COOH + CH_3 - CH(OH) - CH_3 \rightleftharpoons H - COO - CH(CH_3)_2 + H_2O$$

L'ester obtenu s'appelle le méthanoate de (1),méthyléthyle.

***Remarque*** Le 1 est entre parenthèses car il n'est pas obligatoire puisque la ramification ne peut se trouver que sur le carbone n° 1, c'est-à-dire celui qui suit immédiatement le groupement ester.



© Cned - Académie en ligne

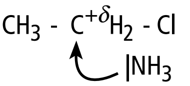
**Test 6** La méthanamine a pour formule : $CH_3 - NH_2$, donc l'équation de la réaction s'écrit :

$$CH_3 - COOH + CH_3 - NH_2 \rightleftharpoons CH_3 - CO - NH - CH_3 + H_2O$$

L'amide obtenu s'appelle le N,méthyléthanamide.

**Test 7** Le chloroéthane a pour formule : $CH_3 - CH_2 - Cl$. L'atome de chlore a tendance à attirer les électrons et, ainsi, le carbone qui se trouve à côté de lui va constituer un site pauvre en électrons.

L'ammoniac a pour formule : $|NH_3$. L'atome d'azote possède un doublet libre qui va attaquer le carbone pauvre en électrons :



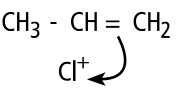
La suite de la réaction se traduit par l'équation :

$$CH_3 - CH_2 - Cl + 2\ NH_3 \rightarrow CH_3 - CH_2 - NH_2 + NH_4Cl$$

**Test 8** Le chlorure d'aluminium va servir à obtenir le composé électrophile qui va pouvoir ensuite se fixer sur la double liaison :

$$AlCl_3 + Cl_2 \rightarrow AlCl_4^- + Cl^+$$

L'ion $Cl^+$ va ensuite attaquer la double liaison pour venir s'y fixer :



L'équation de la réaction pourra alors s'écrire :

$$CH_3 - CH = CH_2 + Cl_2 \xrightarrow{AlCl_3} CH_3 - CH(Cl) - CH_2 - Cl$$

On obtiendra du 1,2,dichloropropane.

**Test 9** La molécule qui a pour formule : $Br - {}^*CH(CH_3) - {}^*CH(CH_3) - C_6H_5$ a la particularité de posséder deux carbones asymétriques que l'on a identifiés par un astérisque.

La réaction d'élimination a pour équation :

$$Br - CH(CH_3) - CH(CH_3) - C_6H_5 + HO^- \rightarrow CH(CH_3) = C(CH_3) - C_6H_5 + H_2O + Br^-$$

L'alcène que l'on obtient possède des diastéréoisomères Z et E, puisque les deux groupements méthyle peuvent être soit du même côté de la double liaison, soit de part et d'autre.

Grâce à ce type de réactifs, on va pouvoir savoir comment se déroule la réaction d'élimination : en effet, si l'on part d'un énantiomère particulier pour obtenir, par exemple, uniquement le diastéréoisomère Z, on saura que la réaction ne peut se faire que d'une seule façon, et on pourra en connaître tous les mécanismes.



© Cned - Académie en ligne

**Test 10** L'équation de la réaction d'estérification s'écrit :

$$C_6H_5 - CH_2 - OH + CH_3 - COOH \rightleftharpoons CH_3 - COO - CH_2 - C_6H_5 + H_2O$$

**Test 11** ❶ On sait que la densité et la masse volumique en $g.cm^{-3}$ s'expriment par le même nombre. On peut donc calculer la masse des réactifs : $m = \rho.v$, puis, pour connaître le nombre de moles, on applique la formule : $n = \frac{m}{M}$.

Pour l'acide acétique, on aura : $n_1 = \frac{\rho.v}{M} = \frac{1,05 \times 15}{(15 + 45)} = 0,26$ mol

Pour l'alcool benzylique, on aura : $n_2 = \frac{\rho.v}{M} = \frac{1,04 \times 10}{(77 + 14 + 17)} = 9,63.10^{-2}$ mol

Comme il faut une mole d'acide pour une mole d'alcool, on peut voir que la réaction ne se déroule pas dans les conditions stœchiométriques et que l'alcool benzylique est le réactif limitant.

❷ On peut dresser le tableau d'avancement de la réaction d'estérification :

| | $CH_3 - COOH$ | $C_6H_5 - CH_2 - OH$ | $CH_3 - COO - CH_2 - C_6H_5$ | $H_2O$ |
|---|---|---|---|---|
| X=0 | 0,26 mol | $9,63.10^{-2}$ mol - | 0 | 0 |
| X quelconque | 0,26 – X | $9,63.10^{-2}$ - X | X | X |
| X maximal | 0,167 mol | 0 | $9,63.10^{-2}$ mol | $9,63.10^{-2}$ mol |

On en déduit la masse maximale d'ester que l'on peut obtenir :

$$m_{(ester)} = 9,63.10^{-2} \times (15 + 44 + 14 + 77) = 14,4 \text{ g}$$

**Test 12** Le rendement de cette synthèse est donné par :

$$\eta = \frac{m_{obtenue}}{m_{ester}} = \frac{9,8}{14,4} \times 100 = 68\ \%$$

**Test 13** Le spectre UV ne présente aucune bande : la molécule ne possède donc pas de liaisons C = C ou de noyau benzénique.

Sur le spectre IR, on observe vers 3 350 $cm^{-1}$ une très forte bande qui est caractéristique des alcools.

Le spectre RMN révèle quatre sortes de protons : 1 seul à 4,2 ppm, 2 à 3,5 ppm, 2 à 1,5 ppm et 3 à 1 ppm.

Le proton unique est celui du groupement – OH, les autres sont liés à des carbones de plus en plus éloignés de l'atome d'oxygène.

On en conclut qu'il s'agit du propan-1-ol qui a pour formule semi-développée : $CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH$.



© Cned - Académie en ligne

# Chapitre 2

## Activités

### Activité 1

❶ On écrit la demi-équation qui correspond au couple $C_6H_5 - COO^- / C_6H_5 - CH_2OH$ :

$$C_6H_5 - CH_2OH + H_2O = C_6H_5 - COO^- + 5\,H^+ + 4\,e^-$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $MnO_4^- / MnO_2$ :

$$MnO_4^- + 4\,H^+ + 3\,e^- = MnO_2 + 2\,H_2O$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 3 et la seconde par 4 :

$$4\,MnO_4^- + 3\,C_6H_5 - CH_2OH + H^+ \rightarrow 3\,C_6H_5 - COO^- + 4\,MnO_2 + 5\,H_2O$$

Cette réaction se déroule en milieu basique, donc :

$$4\,MnO_4^- + 3\,C_6H_5 - CH_2OH \rightarrow 3\,C_6H_5 - COO^- + 4\,MnO_2 + 4\,H_2O + HO^-$$

❷ Pour que la base du couple existe seule, il faut que $pH > (pK_a + 2)$, puisque, à ce moment-là : $\frac{[B]}{[AH]} > 100$ .

Or $12 > (4{,}2 + 2)$, on peut donc conclure que l'ion benzoate existe seul.

### Activité 2

Le filtrat limpide doit contenir des ions benzoate qui résultent de l'oxydation de l'alcool benzylique et des ions acétate qui résultent de l'oxydation de l'éthanol qu'on a ajouté pour éliminer le permanganate que l'on avait introduit en excès. Il doit aussi contenir un peu d'éthanol.

### Activité 3

Les ions acétate et benzoate vont réagir avec les ions oxonium qui se trouvent dans la solution d'acide chlorhydrique pour redonner les acides correspondants. Si le pH du filtrat devient inférieur à 1, on peut admettre que ces deux réactions seront quantitatives :

$$CH_3 - COO^- + H_3O^+ \rightarrow CH_3 - COOH + H_2O$$
$$C_6H_5 - COO^- + H_3O^+ \rightarrow C_6H_5 - COOH + H_2O$$

### Activité 4

❶ La solubilité de l'acide benzoïque est déjà faible à 25 °C ($2{,}4\ g.L^{-1}$). On peut logiquement penser qu'elle sera encore plus faible à une température proche de 0 °C. Comme l'acide acétique et l'éthanol sont miscibles à l'eau, le fait d'abaisser la température ne les rendra pas moins solubles. Quand on versera la solution d'acide chlorhydrique, seul l'acide benzoïque précipitera.

❷ Comme seul l'acide benzoïque précipite en milieu acide, et comme il est alors très peu soluble dans l'eau, on peut penser que l'on obtiendra de l'acide benzoïque pratiquement pur et avec un bon rendement.

### Activité 5

❶ On écrit la demi-équation qui correspond au couple $C_6H_5 - COOH / C_6H_5 - CH_2OH$ :

$$C_6H_5 - CH_2OH + H_2O = C_6H_5 - COOH + 4\,H^+ + 4\,e^-$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $MnO_4^- / MnO_2$ :

$$MnO_4^- + 4\,H^+ + 3\,e^- = MnO_2 + 2\,H_2O$$



© Cned - Académie en ligne

On additionne en multipliant la première demi-équation par 3 et la seconde par 4 :

$$4\ MnO_4^- + 3\ C_6H_5\text{-}CH_2OH + 4\ H^+ \rightarrow 3\ C_6H_5\text{-}COOH + 4\ MnO_2 + 5\ H_2O$$

Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :

$$4\ MnO_4^- + 3\ C_6H_5\text{-}CH_2OH + 4\ H_3O^+ \rightarrow 3\ C_6H_5\text{-}COOH + 4\ MnO_2 + 9\ H_2O$$

❷ Pour que l'acide du couple existe seul, il faut que $pH < (pK_a - 2)$, puisque, à ce moment-là : $\frac{[AH]}{[B]} > 100$.

Or $1,5 < (4,2 - 2)$, on peut donc conclure que l'acide benzoïque existe seul.

## Activité 6

❶ et ❷ Une fois que l'on a refroidi le milieu réactionnel, lorsqu'on opérera la filtration, l'acide benzoïque, qui est pratiquement insoluble dans l'eau, se retrouvera dans le papier filtre avec le dioxyde de manganèse. Pour obtenir de l'acide benzoïque pur, il faudrait séparer les deux solides, ce qui n'est pas une opération facile à réaliser.

❸ Quand on travaille en milieu basique, on obtient directement l'acide benzoïque « pur » ; quand on travaille en milieu acide, on obtient l'acide benzoïque mélangé au dioxyde de manganèse. Il est donc bien plus intéressant de réaliser la synthèse de l'acide benzoïque en milieu basique qu'en milieu acide.

## Activité 7

❶ Les réactifs introduits dans le ballon sont : le linalol et l'anhydride acétique.

❷ Le linalol réagit sur l'anhydride acétique suivant la réaction :

$$CH_2 = CH\text{-}(CH_3)C(OH)\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH = C(CH_3)_2 + CH_3\text{-}CO\text{-}O\text{-}CO\text{-}CH_3$$

$$\rightleftharpoons CH_3\text{-}CO\text{-}O\text{-}C(CH_3)\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH = C(CH_3)_2 + CH_3\text{-}COOH$$

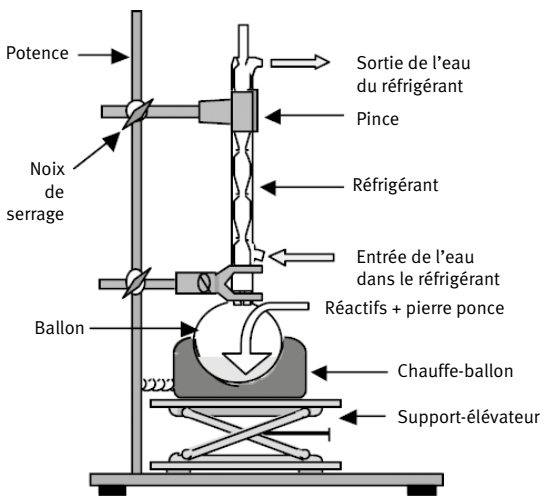
$$\Big|$$

$$CH = CH_2$$

On obtient un ester l'acétate de linalyle et de l'acide acétique.

## Activité 8

❶






© Cned - Académie en ligne

❷ Le chauffage à reflux permet de chauffer le mélange réactionnel, sans perdre de matière, et aussi, puisque le dispositif est ouvert, sans modifier la pression.

❸ Pratiquement toutes les réactions chimiques se font plus rapidement lorsqu'on chauffe le milieu réactionnel. Augmenter sa température permet donc de diminuer la durée de la réaction.

## Activité 9

❶ On sait que la densité et la masse volumique en $g.cm^{-3}$ s'expriment par le même nombre. On peut donc calculer la masse des réactifs : $m = \rho.v$. Puis, pour connaître le nombre de moles, on applique la formule : $n = \frac{m}{M}$.

Pour le linalol, on aura : $n_1 = \frac{\rho.v}{M} = \frac{0,87 \times 10}{(42 + 45 + 50 + 17)} = 5,65.10^{-2}$ mol

Pour l'anhydride acétique, on aura : $n_2 = \frac{\rho.v}{M} = \frac{1,08 \times 20}{(30 + 16 + 56)} = 0,21$ mol

Comme il faut une mole d'anhydride pour une mole d'alcool, on peut voir que la réaction ne se déroule pas dans les conditions stœchiométriques et que le linalol est le réactif limitant.

❷ On peut dresser le tableau d'avancement de la réaction d'estérification :

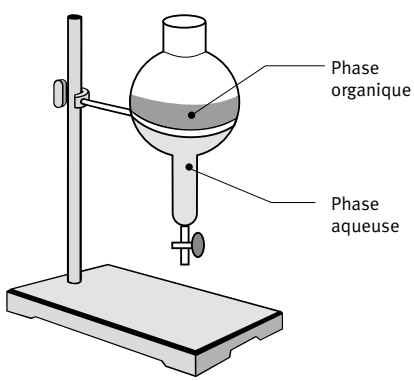
| | Anhydride | Linalol | Ester | $CH_3$ - COOH |
|---|---|---|---|---|
| X = 0 | 0,21 mol | $5,65.10^{-2}$ mol - | 0 | 0 |
| X quelconque | 0,21 – X | $5,65.10^{-2}$ - X | X | X |
| X maximal | 0,155 mol | 0 | $5,65.10^{-2}$ mol | $5,65.10^{-2}$ mol |

❸ On en déduit la masse maximale d'ester que l'on peut obtenir :

$$m_{(ester)} = 5,65.10^{-2} \times (153 + 43) = 11,1 \text{ g}$$

## Activité 10

❶ L'acétate de linalyle possède une densité de 0,89, donc inférieure à celle de l'eau. Comme il constitue l'essentiel de la phase organique, il correspondra à la phase supérieure dans l'ampoule à décanter.




❷ L'hydrogénocarbonate réagit sur l'acide acétique en donnant du dioxyde de carbone gazeux. C'est ce gaz qu'il faut éliminer en purgeant l'ampoule à décanter.

❸ À la fin de la synthèse, il reste beaucoup d'anhydride acétique qui va se transformer en acide acétique lors des différents lavages. C'est l'acide acétique que l'on cherche à éliminer de la phase organique en le transformant en ions acétate (par action de la solution d'hydrogénocarbonate), car ces derniers sont beaucoup plus solubles dans l'eau que dans la phase organique. Malheureusement quand on lave un ester avec une solution basique, il s'hydrolyse toujours un peu, ce qui va faire baisser le rendement de la synthèse.



© Cned - Académie en ligne

❹ Lors de la synthèse, on a produit une masse d'ester égale à :

$$m_{(ester)} = 63{,}15 - 54{,}68 = 8{,}45 \text{ g}$$

Le rendement de la synthèse est donc de :

$$\eta = \frac{8{,}45}{11{,}1} \times 100 = 76\ \%$$

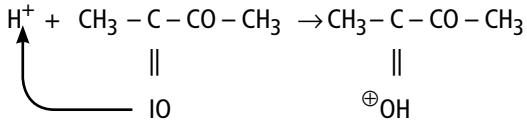
***Remarque*** On donne les deux équations des réactions qui se sont produites lors du lavage :

$$CH_3 - CO - O - CO - CH_3 + H_2O \rightarrow 2\ CH_3 - COOH$$

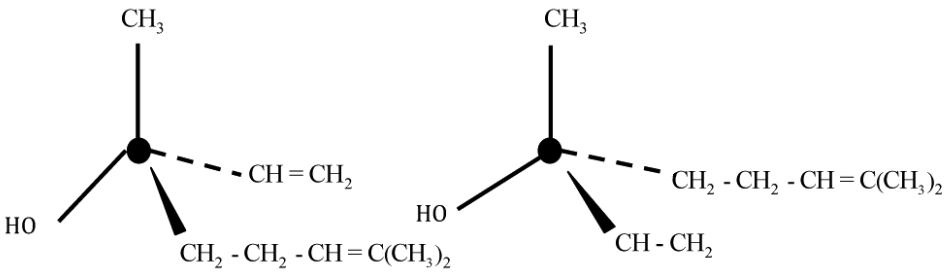
$$CH_3 - COOH + HCO_3^- \rightarrow CH_3 - COO^- + CO_2 + H_2O$$

## Activité 11

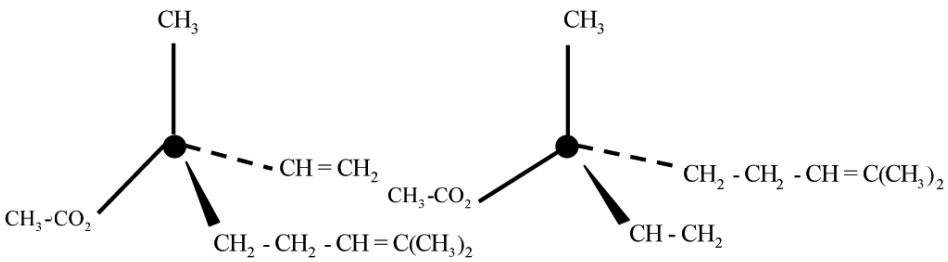
❶ L'atome d'oxygène qui possède des doublets libres sera le site riche en électrons et le proton qui n'a qu'une case vide sera le site pauvre en électrons :




❷ Le linalol possède un carbone asymétrique, celui qui porte la fonction alcool. Il a donc deux énantiomères qui sont la molécule et l'image de cette molécule donnée par un miroir plan :




On doit remplacer le groupement hydroxyle OH de la fonction alcool par le groupement $CH_3 - CO_2$ de l'ester, en admettant que, lors de l'estérification, chaque carbone conserve la même configuration :




❸ Si on part du racémique du linalol, dans tous les cas (que l'estérification conserve la configuration ou non), on obtiendra un racémique de l'acétate de linalyle.



© Cned - Académie en ligne

**Activité 12** La ligne D comporte plusieurs taches c'est-à-dire que c'est un mélange. On en déduit qu'il s'agit de l'huile essentielle de lavandin, avec les deux taches les plus élevées qui correspondent au linalol et à l'acétate de linalyle. Comme il y a deux lignes, la B et la C, qui sont à la même hauteur que la tache la plus élevée de la ligne D, on en déduit qu'il s'agit de celle qui correspond à l'acétate de linalyle. La ligne A correspond donc au linalol, mais il est impossible de savoir si c'est B ou C qui correspond au produit synthétisé ou à l'acétate de linalyle commercial, puisqu'il ne donne tous les deux qu'une seule tache à la même hauteur.

**Activité 13** Pour introduire une triple liaison dans la molécule finale, il faut que l'anion $HC \equiv C^-$ s'additionne sur l'acétone.

Le carbone du groupement carbonyle $> C = O$ est un site pauvre en électrons puisque l'atome d'oxygène qui est électronégatif les attire. Donc, la première étape de cette addition correspond au stade :

$$CH_3 - C^{+\delta}O - CH_3$$
$$\uparrow\!\!\lfloor\; {}^{-}C \equiv CH$$

**Activité 14** Le palladium désactivé sert de catalyseur pour l'hydrogénation de l'alcyne. Si on utilisait du palladium normal, on ne s'arrêterait pas à l'alcène mais on arriverait directement à l'alcane :

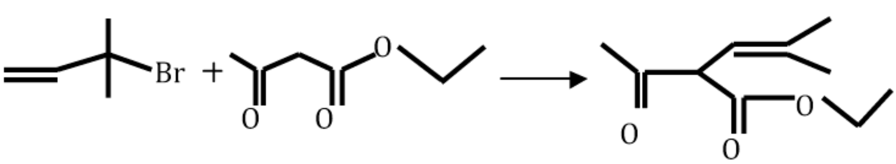
$$HC \equiv C - C(CH_3)_2 - OH + 2\,H_2 \rightarrow H_3C - CH_2 - C(CH_3)_2 - OH$$

**Activité 15** Le carbone qui porte le groupement hydroxyle OH est un site pauvre en électrons puisque l'atome d'oxygène qui est électronégatif les attire. Donc, la première étape de cette addition correspond au stade :

$$H_2C = CH - {}^{+\delta}C(CH_3)_2 - OH$$
$$\uparrow\!\!\lfloor\; Br^-$$

**Activité 16** La première équation devient, quand on utilise les formules topologiques :

$$H_2C = CH - C(CH_3)_2 - Br + CH_3 - CO - CH_2 - CO - O - C_2H_5 \rightarrow CH_3 - CO - CH(CH_2 - CH = C(CH_3)_2) - CO - O - C_2H_5 + H - Br$$



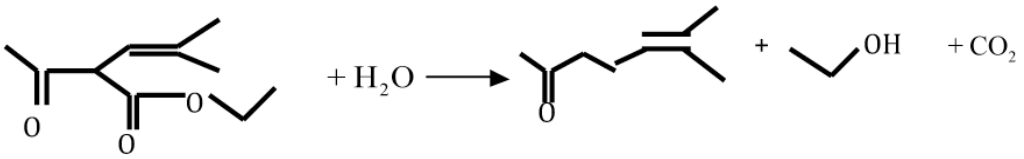

$+ \; H - Br$

La deuxième équation devient, quand on utilise les formules topologiques :

$$CH_3 - CO - CH(CH_2 - CH = C(CH_3)_2) - CO - O - C_2H_5 + H_2O \rightarrow CH_3 - CO - CH_2 - CH_2 - CH = C(CH_3)_2 + C_2H_5 - OH + CO_2$$

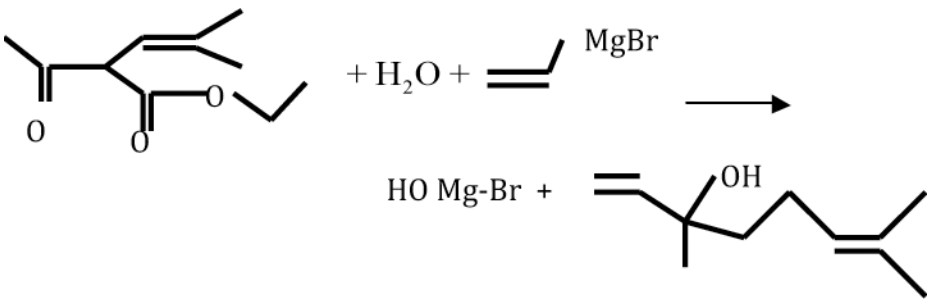


© Cned - Académie en ligne



La troisième équation devient, quand on utilise les formules topologiques :

$$CH_3 - CO - CH_2 - CH_2 - CH = C(CH_3)_2 + CH_2 = CH - Mg - Br + H_2O \rightarrow$$
$$CH_2 = CH - (CH_3)C(OH) - CH_2 - CH_2 - CH = C(CH_3)_2 + HO - Mg - Br$$



**Activité 17** On écrit la demi-équation qui correspond au couple $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$ :

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- = 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $C_3H_7 - COH / C_3H_7 - CH_2OH$ :

$$C_3H_7 - CH_2OH = C_3H_7 - COH + 2\ H^+ + 2\ e^-$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $C_3H_7 - COOH / C_3H_7 - COH$ :

$$C_3H_7 - COH + H_2O = C_3H_7 - COOH + 2\ H^+ + 2\ e^-$$

On additionne d'abord les demi-équations (1) et (2) en multipliant par 3 la seconde :

$$Cr_2O_7^{2-} + 3\ C_3H_7 - CH_2OH + 8\ H^+ \rightarrow 3\ C_3H_7 - COH + Cr^{3+} + 7\ H_2O$$

Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :

$$Cr_2O_7^{2-} + 3\ C_3H_7 - CH_2OH + 8\ H_3O^+ \rightarrow 3\ C_3H_7 - COH + Cr^{3+} + 15\ H_2O$$

On additionne ensuite les demi-équations (1) et (3) en multipliant par 3 la seconde :

$$Cr_2O_7^{2-} + 3\ C_3H_7 - COH + 8\ H^+ \rightarrow 3\ C_3H_7 - COOH + Cr^{3+} + 4\ H_2O$$

Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :

$$Cr_2O_7^{2-} + 3\ C_3H_7 - COH + 8\ H_3O^+ \rightarrow 3\ C_3H_7 - COOH + Cr^{3+} + 12\ H_2O$$

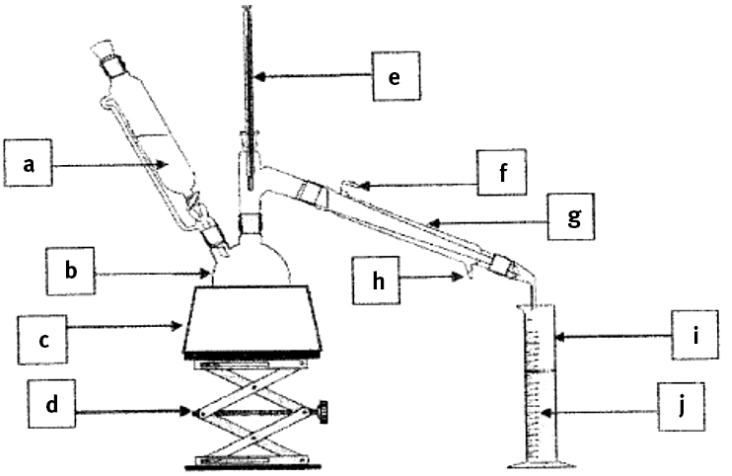
**Activité 18** ❶ Si l'on veut obtenir le butanal, il faut toujours que le mélange sulfochromique constitue le réactif limitant. Pour cela, on doit verser, peu à peu, le mélange sulfochromique dans le butan-1-ol, car, si l'on faisait l'inverse, l'alcool serait le réactif limitant et il se transformerait en acide, puisque l'oxydant serait en excès.



© Cned - Académie en ligne

Le dispositif expérimental doit comporter une ampoule de coulée qui permettra de verser, peu à peu, le mélange sulfochromique dans l'alcool que l'on aura préalablement chauffé.

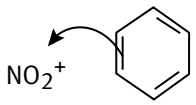
❷ Le butanal bout à une température inférieure à celle de l'eau. Utiliser un appareil à distiller présente donc un double avantage car, en éliminant le butanal du milieu réactionnel dès qu'il se forme, on évite sa transformation en acide et on obtient directement le produit de synthèse.




a : ampoule de coulée
b : ballon bi-col
c : chauffe-ballon
d : support élévateur
e : thermomètre
f : sortie de l'eau
g : réfrigérant
h : entrée de l'eau
i : éprouvette graduée
j : butanal

❸ Le spectre 1 est celui de l'acide butanoïque car il présente une bande très large caractéristique vers 3000 $cm^{-1}$. Si l'on a bien réalisé la synthèse du butanal, on doit donc obtenir le spectre 2.

## Activité 19




L'ion nitronium est un ion positif qui réagira sur un site donneur d'électrons. Et le cycle benzénique constitue un site riche en électrons qui va pouvoir attirer l'ion positif $NO_2^+$.

Si la condition sur la température n'est pas respectée, on peut avoir une double substitution et obtenir le dinitrobenzène, et non le nitrobenzène. Il est facile de s'en apercevoir expérimentalement car le nitrobenzène est un liquide jaune pâle, huileux, d'odeur caractéristique, alors que le dinitrobenzène est un solide qui cristallise sous forme de paillettes jaunâtres.

## Activité 20

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $C_6H_5 - NO_2 / C_6H_5 - NH_2$ :

$$C_6H_5 - NO_2 + 6\,H^+ + 6\,e^- = C_6H_5 - NH_2 + 2\,H_2O$$

On la combine avec celle qui est donnée :

$$Sn + 4\,HCl = SnCl_4 + 4\,H^+ + 4\,e^-$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 2 et la seconde par 3 :

$$3\,Sn + 12\,HCl + 2\,C_6H_5 - NO_2 \rightarrow 2\,C_6H_5 - NH_2 + 3\,SnCl_4 + 4\,H_2O$$



© Cned - Académie en ligne

## Activité 21

Le distillat contient de l'aniline et de l'eau puisque c'est la vapeur d'eau qui a entraîné l'aniline.

On sait que la densité et la masse volumique en $g.cm^{-3}$ s'expriment par le même nombre. On peut donc calculer la masse des réactifs : $m = \rho.v$, puis, pour connaître le nombre de moles, on applique la formule : $n = \frac{m}{M}$.

Pour le nitrobenzene, on aura : $n_1 = \frac{\rho.v}{M} = \frac{1,1732 \times 10,5}{(77 + 14 + 32)} = 0,100$ mol

Pour l'étain, on aura : $n_2 = \frac{m}{M} = \frac{23}{118,7} = 0,19$ mol

On peut dresser le tableau d'avancement simplifié de la réaction :

| | $2\,C_6H_5\text{-}NO_2$ | 3 Sn | 12 HCl | $2\,C_6H_5\text{-}NH_2$ |
|---|---|---|---|---|
| X = 0 | 0,100 mol | 0,19 mol- | en excès | 0 |
| X quelconque | 0,100 – 2 X | 0,19 – 3 X | en excès | 2 X |
| X maximal | 0 | 0,04 mol | en excès | 0,100 mol |

On en déduit la masse maximale d'aniline que l'on peut obtenir :

$$m_{(aniline)} = 0,100 \times (77 + 16) = 9,3 \text{ g}$$

Le rendement de la synthèse est donc de :

$$\eta = \frac{4,26}{9,3} \times 100 = 46\ \%$$

## Activité 22

Le pic à 3,71 ppm correspond aux deux « H » du groupement amine $-NH_2$. Les protons du noyau benzénique sortent plus loin car ils sont plus déblindés. Le pic suivant à 6,78 ppm correspond aux deux protons les plus proches du groupement amine car ils ne possèdent qu'un seul proton voisin. Le troisième pic à 6,92 ppm correspond aux deux protons suivants sur le cycle qui ont un proton pour voisin, de chaque côté, et le quatrième pic à 7,31 ppm correspond au seul proton qui, sur le cycle, fait face au groupement amine $-NH_2$.

## Activité 23

Le doublet de l'azote qui est libre, dans l'aniline, peut se conjuguer avec les électrons du cycle benzénique pour former un ensemble résonnant. La bande d'absorption UV de cet ensemble n'est plus la même que celle du benzène.

Par contre, dans l'ion anilinium, le doublet de l'azote n'est plus libre puisqu'un proton est venu s'y fixer. Il n'y a donc plus de raison que la bande d'absorption UV de l'ion anilinium ne soit plus la même que celle du benzène.

## Activité 24

La première raison tient à la toxicité possible du liquide que l'on doit pipeter, et la seconde au fait que l'on ne sait pas qui s'est servi de la pipette auparavant, et qu'on pourrait ainsi être en contact direct avec de la salive contaminée.

En milieu acide, l'aniline se transforme en ions anilinium et ces ions anilinium sont plus solubles dans l'eau que l'aniline elle-même.

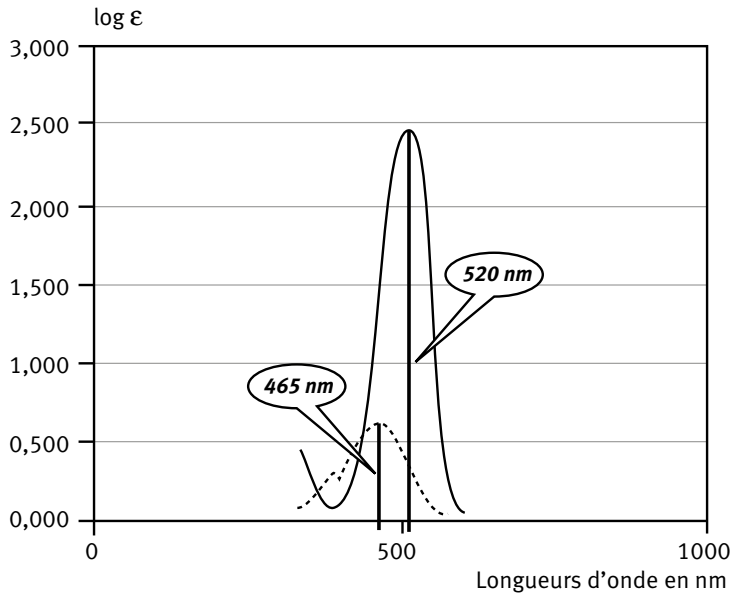


© Cned - Académie en ligne

## Activité 25

Le solvant utilisé lors d'une recristallisation doit avoir les propriétés que possède l'éther de pétrole vis-à-vis du 1,3-diphényltriazène : très peu soluble à froid et soluble à chaud, puisqu'il faut que le produit de synthèse puisse entièrement se dissoudre quand on chauffe et qu'il cristallise, donc qu'il soit le moins soluble possible dans le solvant lorsqu'on refroidit le mélange dans le bain d'eau glacée.

## Activité 26




Le premier maximum est à 465 nm et le second à 520 nm. Plus on s'approche du rouge et plus la longueur d'onde augmente. On en déduit que le pic à 520 nm correspond à la forme acide qui est rose et que le pic à 465 nm correspond à la forme basique qui est jaune.

## Activité 27

❶ Il s'agit d'une réaction de substitution car on remplace le groupement $-N_2^+$ par un atome de chlore.

❷ Le chlorure de cuivre (I) est le catalyseur de la réaction puisque les ions chlorure $Cl^-$ sont apportés par l'acide chlorhydrique concentré, présent dans le milieu réactionnel.

❸ Le composé gazeux qui se dégage est le diazote $N_2$.

❹ Le spectre 1 présente une bande assez étroite vers 3 300 $cm^{-1}$, qui est un doublet caractéristique du groupement $-NH_2$ des amines. Cette bande n'apparaît plus, sous cette forme, dans le spectre 2, qui est donc celui du chlorobenzène. Le spectre IR permet bien de conclure que la réaction a fait disparaître le groupement $-NH_2$.

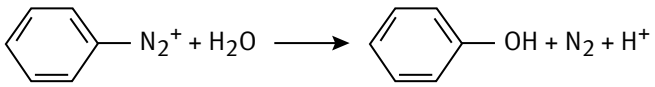
❺ Pour passer du sel de diazonium au jaune d'aniline, il suffit de verser de l'aniline, alors que, pour passer du sel de diazonium au chlorobenzène, il faut chauffer et utiliser un catalyseur, le chlorure de cuivre (I).



© Cned - Académie en ligne

**Activité 28**

❶ Il s'agit de l'eau qui, lors du chauffage, peut réagir sur le sel de diazonium, suivant la réaction :




❷ Le spectre de l'aniline présente une bande assez étroite vers 3 300 $cm^{-1}$, qui est un doublet caractéristique du groupement $-NH_2$ des amines. Cette bande n'apparaît plus, sous cette forme, dans le spectre du phénol. Le spectre IR permet bien de conclure que la réaction a fait disparaître le groupement $-NH_2$.

❸ La synthèse du chlorobenzène nécessite deux opérations simultanées : chauffage en présence du catalyseur. Dans le cas de cette mauvaise manipulation, on a chauffé avant d'avoir ajouté le catalyseur.

## Exercices d'apprentissage

**Exercice 1**

Au bout de 15 minutes de chauffage, le chromatogramme montre que tout l'alcool benzylique n'a pas disparu puisqu'on peut voir deux taches.

Par contre, au bout de 30 minutes de chauffage, le chromatogramme ne montre plus qu'une seule tache : celle de l'acide benzoïque. On peut donc en conclure que tout l'alcool benzylique a été oxydé.

Cette expérience nous permet de dire que l'oxydation de l'alcool benzylique est une réaction lente et que la durée de la réaction est comprise entre 15 et 30 minutes.

**Exercice 2**

Sur le spectre (1), on peut observer la très large bande vers 3 300 $cm^{-1}$, qui est caractéristique du groupement –OH des alcools. On peut donc en conclure que le spectre (1) est celui de l'alcool benzylique.

Sur le spectre (2), qui est donc celui de l'acide benzoïque, cette large bande n'existe plus ; elle est remplacée par une bande vers 3 000 $cm^{-1}$, qui est caractéristique du groupement –OH des acides et par une bande vers 1 700 $cm^{-1}$, qui est caractéristique du groupement > C = O des acides.

On constate donc que l'oxydation de l'alcool benzylique en acide benzoïque a entraîné une modification importante du spectre IR.

**Exercice 3**

❶ Comme la température de fusion du benzonitrile est de 13 °C, on peut dire qu'à température ambiante il est liquide mais, dans un bain d'eau et de glace, il sera solide.

❷ Une mole de benzamide donne une mole de benzonitrile ; donc, avec :

M = (77 + 28 + 16) = 121 g de benzamide, on devrait obtenir M = (77 + 12 + 14) = 92 g de benzonitrile.

On en déduit qu'avec 10 g de benzamide on devrait obtenir : $m = \frac{10 \times 92}{121} = 7{,}6\,g$



© Cned - Académie en ligne

Le rendement de la synthèse est donc de :

$$\eta = \frac{3{,}42}{7{,}6} \times 100 = 45\ \%$$

❸ Le benzamide possède deux protons de plus que le benzonitrile : les deux protons du groupement amino - $NH_2$. On devrait donc observer un pic de plus sur le spectre RMN du benzamide que sur celui du benzonitrile puisque le pic de ces deux protons devrait sortir à un champ différent de ceux du noyau benzénique.

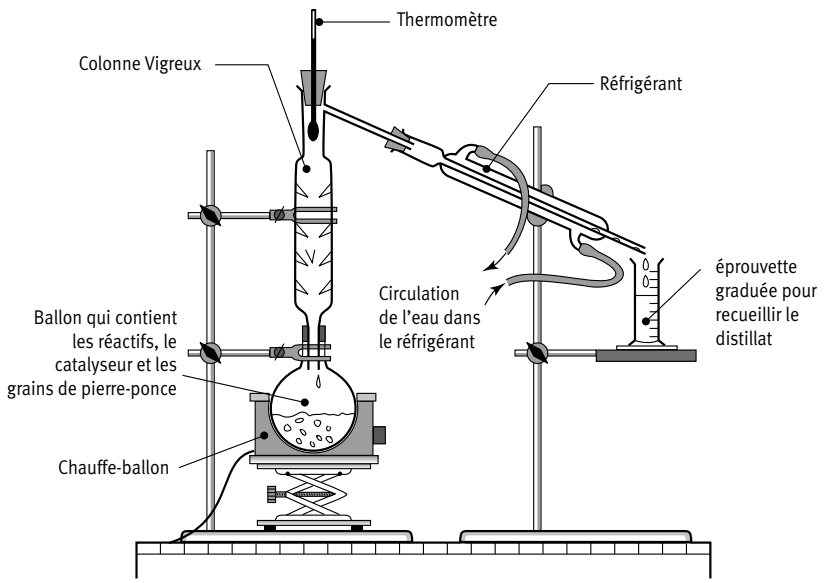
On a employé le conditionnel, parce que, en réalité, le pic de ces deux protons n'apparaît pas vraiment et que la seule différence entre le spectre RMN de ces deux produits est un léger déplacement des trois pics qui correspondent aux hydrogènes du noyau benzénique.

❹ Le spectre IR du benzamide doit comporter deux bandes caractéristiques : l'une correspondant au groupement carbonyle > C = O et l'autre au groupement amino - $NH_2$. On observe effectivement ces deux bandes respectivement entre 1 750 et 1 650 $cm^{-1}$ et entre 3 500 et 3 250 $cm^{-1}$.

Le spectre IR du benzonitrile ne doit plus comporter qu'une seule bande caractéristique : celle du groupement cyanure - C ≡ N. On l'observe effectivement entre 2 260 et 2 200 $cm^{-1}$.

## Exercice 4

❶ On a dessiné et annoté le schéma du dispositif de distillation fractionnée :




❷ Les réactifs sont l'acide formique et l'éthanol qui vont réagir pour donner un ester, le formiate d'éthyle, et de l'eau suivant :

$$H - COOH + CH_3 - CH_2OH \rightleftarrows H - COO - CH_2 - CH_3 + H_2O$$



© Cned - Académie en ligne

❸ L'acide paratoluènesulfonique va jouer le rôle de catalyseur pour la réaction d'estérification.

Les grains de pierre ponce servent à régulariser l'ébullition du milieu réactionnel.

❹ On observe que le distillat commence à être recueilli dans l'éprouvette graduée à une température proche de 55 °C puisque la température d'ébullition du formiate d'éthyle est de 54,3 °C. Tant que l'on recueille le formiate d'éthyle, la température ne change pratiquement pas, puisqu'un corps pur change d'état à température constante. Lorsque la température s'élève, cela montre que tout le formiate d'éthyle qui s'était formé a été recueilli dans l'éprouvette graduée, et donc qu'il faut l'enlever.

❺ On sait que la densité et la masse volumique en $g.cm^{-3}$ s'expriment par le même nombre. On peut donc calculer la masse des réactifs : $m = \rho.v$. Puis, pour connaître le nombre de moles, on applique la formule : $n = \frac{m}{M}$.

Pour l'acide formique, on aura : $n_1 = \frac{\rho.v}{M} = \frac{1,22 \times 20}{(13 + 33)} = 0,53$ mol

Pour l'éthanol, on aura : $n_2 = \frac{\rho.v}{M} = \frac{0,79 \times (30 \times 0,9)}{(15 + 14 + 17)} = 0,46$ mol

Puisque l'éthanol est à 90°, il faut tenir compte que, dans 30 mL, il n'y a que : $30 \times 0,9 = 27$ mL d'éthanol pur.

Comme il faut une mole d'anhydride pour une mole d'alcool, on peut voir que la réaction ne se déroule pas dans les conditions stœchiométriques et que l'éthanol est le réactif limitant.

On peut dresser le tableau d'avancement de la réaction d'estérification :

| | Acide formique | Éthanol | Ester | Eau |
|---|---|---|---|---|
| X = 0 | 0,53 mol | 0,46 mol- | 0 | 0 |
| X quelconque | 0,53 – X | 0,46 – X | X | X |
| X maximal | 0,07 mol | 0 | 0,46 mol | 0,46 mol |

On en déduit la masse maximale d'ester que l'on peut obtenir :

$$m_{(ester)} = 0,46 \times (1 + 44 + 29) = 34,0 \text{ g}$$

Le groupe de TP en a obtenu : $m = \rho.v = 0,91 \times 31,6 = 28,8$ g

On en déduit le rendement de la synthèse :

$$\eta = \frac{28,8}{34,0} \times 100 = 84,7\ \%$$

## Exercice 5

❶ Pour connaître le rendement, il faut d'abord calculer la masse, puis le nombre de moles de butan-1-ol à partir du volume v utilisé :

$$m = \rho.v.$$

Puis, pour connaître le nombre de moles, on applique la formule : $n = \frac{m}{M}$.



© Cned - Académie en ligne

Pour le butan-1-ol, on sait que $\rho = 0{,}800\ g.mL^{-1}$ puisque la densité est de 0,886 et que $M = 74\ g.mol^{-1}$.

On trouve alors : $n_1 = \frac{\rho.v}{M} = \frac{0{,}800 \times 10}{74} = 0{,}108$ mol.

Il faut ensuite faire les mêmes calculs pour l'acide éthanoïque et l'on trouve 0,108 mol pour les trois premiers groupes et 0,216 mol pour le quatrième. Les trois premiers groupes ont donc travaillé dans les conditions stœchiométriques, mais le quatrième a utilisé de l'acide en excès. Pour calculer le rendement, on devra donc toujours utiliser la valeur de $n_1 = 0{,}108$ mol.

Il faut se livrer aux mêmes calculs pour l'éthanoate de butyle pour trouver les différents nombres de moles puis, pour calculer le rendement, on fera le rapport :

$$\eta = \frac{n_2}{n_1} \times 100$$

Pour l'éthanoate de butyle, on sait que $\rho = 0{,}886\ g.mL^{-1}$ puisque la densité est de 0,886 et que $M = 116\ g.mol^{-1}$

| | Groupe 1 | Groupe 2 | Groupe 3 | Groupe 4 |
|---|---|---|---|---|
| Volume d'éthanoate de butyle obtenu (mL) | 6,5 | 9,1 | 9,2 | 10,5 |
| $n_2$ (en mol) | $4{,}96.10^{-2}$ | $6{,}95.10^{-2}$ | $7{,}03.10^{-2}$ | $8{,}02.10^{-2}$ |
| Rendement | 46 % | 64 % | 65 % | 74 % |

On peut déjà calculer le rendement dans le cas de l'expérience avec le chlorure d'éthanoyle (on pourra vérifier que le butan-1-ol est le réactif limitant) :

$n_2 = \frac{\rho.v}{M} = \frac{0{,}866 \times 13{,}8}{116} = 0{,}103$ mol , soit un rendement de

$\eta = \frac{n_2}{n_1} \times 100 = \frac{0{,}103}{0{,}108} \times 100 = 95\ \%$

❷ Pour les trois premiers groupes, on utilise les mêmes quantités de réactifs ; la différence n'est due qu'à la durée de chauffage. L'estérification est une réaction lente, il faut donc chauffer assez longtemps pour parvenir à l'équilibre. On peut toutefois remarquer que, pour les groupes 2 et 3, la différence de rendement est très faible ; ce qui amènerait une question dans l'industrie chimique : est-il utile de chauffer 15 minutes de plus (donc de dépenser de l'énergie) pour gagner 1 % de rendement ?

Par contre, on améliore beaucoup le rendement en doublant la quantité d'acide au départ. Bien sûr, dans l'industrie chimique, ce procédé ne sera rentable que si l'on peut recycler l'acide éthanoïque qui n'aura pas réagi, dans un premier temps.

❸ Pour obtenir un ester, il existe deux méthodes : la synthèse directe, en utilisant l'acide, et la synthèse indirecte, en utilisant des dérivés de l'acide, l'anhydride ou le chlorure d'acyle.

Si l'on se réfère uniquement au rendement, il est clair qu'il vaut mieux utiliser les dérivés que l'acide lui-même. Nous avons fait le calcul précédemment et on a pu



© Cned - Académie en ligne

vérifier qu'avec le chlorure d'éthanoyle, la réaction est pratiquement quantitative, même si on a perdu un peu d'ester lors de la phase de purification.

Si l'on se réfère à la dépense d'énergie, là encore, le chlorure présente un très grand avantage car il ne demande pas de période de chauffage, contrairement à l'estérification directe.

Malgré tout, il faut aussi tenir compte du prix d'achat du réactif et de la difficulté de le conserver ; en effet, les chlorure d'acyle sont des produits très réactifs, et il est très difficile de les garder longtemps sans qu'ils s'abîment. De ce point de vue, l'utilisation du chlorure devient rapidement très coûteuse dès que l'on veut synthétiser une quantité importante d'ester.

Pour conclure, on peut dire qu'il est très intéressant, au laboratoire, de faire des synthèses indirectes lorsqu'on ne désire préparer que de faibles quantités d'ester. Par contre, si l'on veut obtenir un ester en quantité importante, il sera plus économique de revenir à la synthèse directe, en jouant sur la quantité d'acide (en particulier s'il s'agit d'acide acétique, qui est un produit bon marché).

# Chapitre 3

## Activités

**Activité 29** Le propan-1-ol ($CH_3$ - $CH_2$ - $CH_2$ - OH) est un alcool primaire. Quand on le fait réagir sur une solution de dichromate de potassium, il va d'abord s'oxyder en propanal ($CH_3$ - $CH_2$ - CHO), puis en acide propanoïque ($CH_3$ - $CH_2$ - COOH).

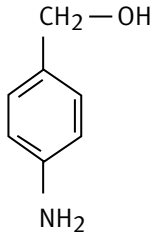
**Activité 30** Si l'on fait réagir le propan-1-ol sur le PPC, on n'obtiendra que du propanal. Le PCC permet donc d'obtenir un seul produit alors que la solution aqueuse de dichromate de potassium ne le permet pas. On dira que le PCC est un réactif chimiosélectif.

**Activité 31** On peut réduire la fonction nitro (- $NO_2$) en fonction amine (- $NH_2$) et la fonction aldéhyde (- CHO) en fonction alcool primaire (- $CH_2OH$).

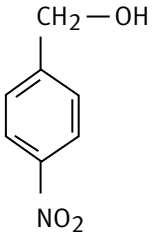
Avec le tétrahydruroaluminate de lithium, les deux réductions se produiront et on obtient le composé (1).

Avec le tétrahydruroborate de sodium, seule la fonction aldéhyde est réduite et on obtient le composé (2).

*Composé (1)*




*Composé (2)*

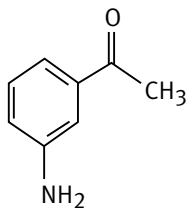





© Cned - Académie en ligne

Le tétrahydruroborate de sodium est un réactif beaucoup plus chimiosélectif que le tétrahydruroaluminate de lithium.

**Activité 32** On a réduit la fonction nitro ( - $NO_2$ ) en fonction amine ( - $NH_2$ ) pour obtenir la 3-aminoacétophénone.




On a choisi comme solvant : l'acétate d'éthyle.

Le réactif chimiosélectif est le chlorure d'étain (II) déshydraté.

On a vu que le tétrahydruroaluminate de lithium est un réducteur qui n'est pas chimiosélectif. Il aurait donc pu réduire aussi la fonction cétone en alcool secondaire. On aurait alors obtenu : $CH_3$ - CH(OH) - $C_6H_4$ - $NH_2$ , la position des deux groupements est inchangée sur le cycle benzénique.

**Activité 33** L'étape (1) correspond à la protection de la fonction, l'étape (2) correspond à l'oxydation (transformation du groupement méthyle en acide carboxylique) et l'étape (3) à la régénération de la fonction amine.

On écrit la demi-équation qui correspond au couple G - COOH / G - $CH_3$ :

$$G - CH_3 + 2\ H_2O = G - COOH + 6\ H^+ + 6\ e^-$$

***Remarque*** On a remplacé le noyau benzénique portant le groupement acétamide par la lettre G.

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $Cr_2O_7^{2-}$ / $Cr^{3+}$ :

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- = 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$

On additionne tout simplement puisque les deux couples mettent en jeu six électrons :

$$Cr_2O_7^{2-} + G - CH_3 + 8\ H^+ \rightarrow G - COOH + 2\ Cr^{3+} + 5\ H_2O$$

Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :

$$Cr_2O_7^{2-} + G - CH_3 + 8\ H_3O^+ \rightarrow G - COOH + 2\ Cr^{3+} + 13\ H_2O$$

**Activité 34** Dans la première réaction, la fonction acide de la glycine réagit sur la fonction amine de l'alanine :

$$H_2N - CH_2 - COOH + CH_3 - CH(NH_2) - COOH \rightleftharpoons H_2N - CH_2 - CO - NH - CH(CH_3) - COOH + H_2O$$

Dans la seconde réaction, la fonction acide de l'alanine réagit sur la fonction amine de la glycine :

$$H_2N - CH_2 - COOH + CH_3 - CH(NH_2) - COOH \rightleftharpoons HOOC - CH_2 - NH - CO - CH(CH_3) - NH_2 + H_2O$$

En comparant les formules chimiques des deux dipeptides, il est facile de voir qu'elles sont différentes : on peut donc bien obtenir deux dipeptides différents.

**Activité 35** On a obtenu le dipeptide Ala-Gly : $H_2N$ - CH($CH_3$) - CO - HN - $CH_2$ - COOH en bloquant la fonction amine de l'alanine et la fonction acide de la glycine.

Pour obtenir le dipeptide Gly-Ala : $H_2N - CH_2$ - CO - NH - CH($CH_3$) - COOH, il faudrait donc bloquer la fonction acide de l'alanine et la fonction amine de la glycine.



© Cned - Académie en ligne

On ferait donc réagir la glycine sur le dicarbonate de tertiobutyle pour bloquer sa fonction amine.

On ferait ensuite réagir l'alanine sur l'éthanol pour bloquer sa fonction acide.

On ferait réagir les deux composés obtenus, puis on réaliserait l'hydrolyse du produit pour avoir le dipeptide Gly-Ala.

## Exercices d'apprentissage

### Exercice 6

❶ Il faut oxyder la fonction alcool primaire pour la transformer en acide carboxylique.

❷ Si l'on ne prend aucune précaution, on peut aussi oxyder la fonction amine $-NH_2$ en groupement nitro $-NO_2$.

❸ Il faudrait bloquer la fonction amine en la transformant en fonction amide de façon qu'elle ne puisse plus s'oxyder. Pour cela, on pourrait utiliser l'anhydride acétique.

❹ Mais lorsqu'on fera réagir l'anhydride acétique sur le 2,aminopropan-1-ol, la fonction alcool pourra, elle aussi, réagir pour se transformer en fonction ester, ce qui rendra la synthèse impossible puisqu'on ne pourra pas retransformer cette fonction ester en fonction acide.

❺ Si l'on veut transformer le 2,aminopropan-1-ol en alanine, il faut oxyder les deux fonctions, la fonction amine en groupement nitro, et la fonction alcool en acide carboxylique, puis utiliser un réactif chimiosélectif capable de réduire le groupement en fonction amine, sans toucher à la fonction acide carboxylique.

### Exercice 7

❶ On doit oxyder le groupement méthyle $-CH_3$ du 2,aminopropan-1-ol en groupement acide carboxylique en utilisant un oxydant fort.

❷ Si l'on ne prend aucune précaution, lors de cette oxydation, on transformera la fonction alcool en fonction acide et la fonction amine en groupement nitro $-NO_2$.

❸ On doit donc bloquer ces deux fonctions avant de réaliser l'oxydation.

❹ On fait réagir l'anhydride acétique sur le 2,aminopropan-1-ol :

$$HO\text{-}CH_2\text{-}CH(NH_2)\text{-}CH_3 + CH_3\text{-}CO\text{-}O\text{-}CO\text{-}CH_3 \rightarrow CH_3\text{-}CO\text{-}O\text{-}CH_2\text{-}CH(NH_2)\text{-}CH_3 + CH_3\text{-}COOH$$

$$CH_3\text{-}CO\text{-}O\text{-}CH_2\text{-}CH(NH_2)\text{-}CH_3 + CH_3\text{-}CO\text{-}O\text{-}CO\text{-}CH_3 \rightarrow CH_3\text{-}CO\text{-}O\text{-}CH_2\text{-}CH(NH\text{-}CO\text{-}CH_3)\text{-}CH_3 + CH_3\text{-}COOH$$

❺ Une fois l'oxydation du produit réalisée, il faudra réaliser une hydrolyse pour obtenir la sérine :

$$CH_3\text{-}CO\text{-}O\text{-}CH_2\text{-}CH(NH\text{-}CO\text{-}CH_3)\text{-}COOH + 2\ H_2O \rightarrow HO\text{-}CH_2\text{-}CH(NH_2)\text{-}COOH + 2\ CH_3\text{-}COOH$$



© Cned - Académie en ligne

## Exercice 8

❶ Si l'on ne prend aucune précaution, on réduira la fonction acide carboxylique en même temps que la fonction cétone.

❷ On réalise une estérification suivant :

$$CH_3 - CO - CH_2 - COOH + CH_3 - OH \rightleftharpoons CH_3 - CO - CH_2 - COO - CH_3 + H_2O$$

❸ On va réduire la fonction cétone et obtenir : $CH_3 - CH(OH) - CH_2 - COO - CH_3$

❹ L'hydrure d'aluminium et de lithium est un réducteur beaucoup plus fort que le borohydrure de sodium et, si on l'utilisait, on risquerait de réduire aussi la fonction ester.

❺ Lorsqu'on hydrolyse la fonction ester, il se produit la réaction :

$$CH_3 - CH(OH) - CH_2 - COO - CH_3 + H_2O \rightleftharpoons CH_3 - CH(OH) - CH_2 - COOH + CH_3 - OH$$

## Exercice 9

❶ La molécule s'appellera le 3,hydroxybutanal puisque le carbone qui porte la fonction aldéhyde a le numéro 1.

❷ Si on fait réagir le dichromate de potassium sur cette molécule, on va oxyder et la fonction alcool et la fonction aldéhyde pour donner : $CH_3 - CO - CH_2 - COOH$.

❸ La réaction met en jeu le couple :

$$CH_3 - CO - CH_2 - COOH / CH_3 - CH(OH) - CH_2 - CHO$$

$$CH_3 - CH(OH) - CH_2 - CHO + H_2O = CH_3 - CO - CH_2 - COOH + 4\ H^+ + 4\ e^-$$

et le couple : $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- = 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$

On obtient l'équation en multipliant la première demi-équation par 3 et la seconde par 2 :

$$3\ CH_3 - CH(OH) - CH_2 - CHO + 2\ Cr_2O_7^{2-} + 16\ H^+ \rightarrow 4\ Cr^{3+} + 3\ CH_3 - CO - CH_2 - COOH + 11\ H_2O$$

En tenant compte que cette réaction se déroule en milieu acide, on peut écrire :

$$3\ CH_3 - CH(OH) - CH_2 - CHO + 2\ Cr_2O_7^{2-} + 16\ H_3O^+ \rightarrow 4\ Cr^{3+} + 3\ CH_3 - CO - CH_2 - COOH + 27\ H_2O$$

❹ On devra protéger la fonction alcool en la transformant en fonction ester, en faisant réagir le 3,hydroxybutanal sur l'anhydride acétique, par exemple. Ensuite, on réalisera l'oxydation de la fonction aldéhyde en fonction acide carboxylique par la solution de dichromate de potassium. Enfin, on devra hydrolyser la fonction ester pour obtenir la molécule : $CH_3 - CH(OH) - CH_2 - COOH$.

## Exercice 10

❶ On peut faire réagir la fonction amine de l'alanine sur la fonction acide carboxylique de la sérine :

$$CH_3\text{-}CH(NH_2)\text{-}COOH + HO\text{-}CH_2\text{-}CH(NH_2)\text{-}COOH \rightarrow NH_2\text{-}\underset{\displaystyle \underset{\displaystyle CH_2\text{-}OH}{|}}{CH}\text{-}COO\text{-}NH\text{-}CH(CH_3)\text{-}COOH + H_2O$$



© Cned - Académie en ligne

On peut aussi faire réagir la fonction acide carboxylique de l'alanine sur la fonction amine de la sérine :

$$CH_3\text{-}CH(NH_2)\text{-}COOH + HO\text{-}CH_2\text{-}CH(NH_2)\text{-}COOH \rightarrow HO\text{-}CH_2\text{-}CH(NH_2\text{-}CH(CH_3)\text{-}CO\text{-}NH)\text{-}COOH + H_2O$$

❷ Par convention, les peptides s'écrivent avec l'abréviation conventionnelle de l'acide $\alpha$-aminé qui a le groupement -$NH_2$ libre, à gauche, et l'abréviation conventionnelle de l'acide $\alpha$-aminé qui a le groupement -COOH libre, à droite. Le premier dipeptide se nomme donc Ser-Ala et le second se nomme Ala-Ser.

❸ Pour être sûr d'obtenir le dipeptide Ser-Ala, il faut bloquer la fonction acide carboxylique de l'alanine et la fonction amine de la sérine.

# Chapitre 4

## Activités

### Activité 36

En ce début de XXI$^{e}$ siècle, on a pu constater que la teneur en dioxyde de carbone de l'atmosphère augmentait, faiblement mais régulièrement, depuis une cinquantaine d'années. Deux questions se sont alors posées : cette augmentation présente-t-elle des dangers et, si oui, comment y faire face ?

L'augmentation de la teneur en $CO_2$ est essentiellement due à deux facteurs : l'utilisation massive des combustibles fossiles et la déforestation. On peut s'efforcer de freiner la déforestation mais il semble bien difficile, tant que les ressources en combustibles fossiles restent suffisantes, de réduire leur utilisation. Pourtant, les scientifiques sont en grande majorité d'accord pour dire que cette augmentation de la teneur en $CO_2$ a deux conséquences : augmentation de la température moyenne sur Terre et acidification des eaux de mer.

Ces deux conséquences sont susceptibles d'entraîner des catastrophes, en particulier la montée des eaux des mers qui submergeraient une partie non négligeable des territoires habités. Devant de telles menaces, il faut donc s'efforcer de limiter l'augmentation de la teneur en $CO_2$ et, pour cela, on envisage plusieurs procédés. Le premier consiste à récupérer le $CO_2$ à la source de production et à le stocker ou à l'utiliser comme solvant ou comme réfrigérant.

Le second réside, toujours après récupération, en sa transformation soit lors de réactions chimiques difficiles à réaliser, en carburant (mélange CO + $H_2$), soit, en utilisant des végétaux, en carburant ou en nourriture.

Si l'augmentation de la teneur en $CO_2$ présente un réel danger pour l'humanité, les scientifiques travaillent mais ne sont pas encore prêts pour apporter les solutions à ce problème.



© Cned - Académie en ligne

## Activité 37

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $CH_3$ - COOH / $CH_3$ - $CH_2OH$ :

$$CH_3 - CH_2OH + H_2O = CH_3 - COOH + 4\,H^+ + 4\,e^-$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $Cr_2O_7^{2-}$ / $Cr^{3+}$ :

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 6\,e^- = 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 3 et la seconde par 2 :

$$2\,Cr_2O_7^{2-} + 3\,CH_3 - CH_2OH + 16\,H^+ \rightarrow 2\,CH_3 - COOH + 4\,Cr^{3+} + 11\,H_2O$$

Il faut alors tenir compte que les ions dichromate proviennent du dichromate de potassium ( $K_2Cr_2O_7$ ) et les ions $H^+$ de l'acide sulfurique $H_2SO_4$. Il va ensuite se former du sulfate de potassium ($K_2SO_4$) et du sulfate de chrome ($Cr_2(SO_4)_3$), ce qui nous permet bien d'écrire :

$$3\,C_2H_5OH + 2\,K_2Cr_2O_7 + 8\,H_2SO_4 \rightarrow 3\,CH_3\text{-}COOH + 2\,Cr_2(SO_4)_3 + 2\,K_2SO_4 + 11\,H_2O$$

Pour obtenir trois moles d'acide acétique, soit une masse m = 3 × 60 = 180 g, il faut utiliser trois moles d'éthanol, deux moles de dichromate de potassium et huit moles d'acide sulfurique soit :

$$\sum(\text{masses de tous les réactifs}) = (3 \times 46) + (2 \times 294) + (8 \times 98) = 1510\ \text{g}$$

On peut alors calculer l'utilisation atomique (UA) en formant le rapport :

$$UA = \frac{\text{masse d'acide acétique formé}}{\sum(\text{masses de tous les réactifs})} = \frac{180}{1510} = 0{,}12$$

## Activité 38

Dans le cas de la réaction : $C_2H_5OH + O_2 \xrightarrow{Pt} CH_3\text{-}COOH + H_2O$, pour obtenir une mole d'acide acétique, soit une masse m = 60 g, il faut utiliser une mole d'éthanol et une mole de dioxygène, soit :

$$\sum(\text{masses de tous les réactifs}) = 46 + 32 = 78\ \text{g}$$

On peut alors calculer l'utilisation atomique (UA) en formant le rapport :

$$UA = \frac{\text{masse d'acide acétique formé}}{\sum(\text{masses de tous les réactifs})} = \frac{60}{78} = 0{,}77$$

Tout ce qui n'est pas l'acide acétique constitue les déchets, ce qui veut dire que, pour la première réaction, on génère (1510 – 180) = 1330 g de déchets pour produire trois moles d'acide acétique, soit, pour produire une mole :

$$M_{\text{déchets}} = \frac{1330}{3} = 443\ \text{g}$$

Dans le second cas, le déchet correspond à une mole d'eau, soit 18 g.

Il est évident que, dans le cadre de la chimie durable, le second procédé de synthèse de l'acide acétique est beaucoup plus efficace que le premier.



© Cned - Académie en ligne

## Activité 39

On calcule le facteur E, dans les deux cas, grâce à la relation :

$$E = \frac{1 - UA}{UA}$$

Dans le premier cas, on trouve :

$$E = \frac{1 - 0{,}12}{0{,}12} = 7{,}3$$

Dans le second cas, on trouve :

$$E = \frac{1 - 0{,}77}{0{,}77} = 0{,}30$$

On a montré que :

$$E = \frac{\dfrac{\Sigma M_R}{\Sigma M_R} - \dfrac{M_P}{\Sigma M_R}}{\dfrac{M_P}{\Sigma M_R}} = \frac{\Sigma M_R - M_P}{M_P} = \frac{M_{déchets}}{M_P}$$

Dans le premier cas, pour produire 1 kg d'acide acétique, on génère :

$M_{déchets} = E \,.\, M_P = 7{,}3 \times 1 = 7{,}3$ kg.

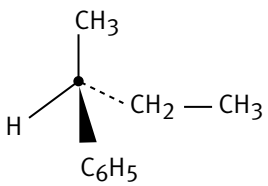
Dans le second cas, pour produire 1 kg d'acide acétique, on génère :

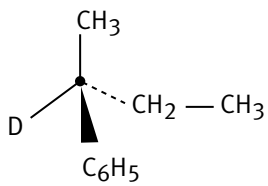
$M_{déchets} = E \,.\, M_P = 0{,}3 \times 1 = 0{,}3$ kg

***Remarque*** On peut retrouver ces deux résultats en utilisant les deux dernières réponses de l'activité précédente.

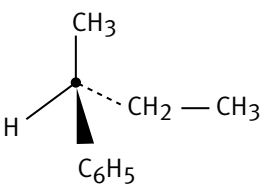
## Activité 40

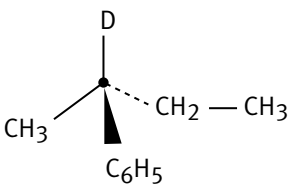
Dans le pentan-3-ol, si l'on prend comme produit de départ l'énantiomère ci-dessous, l'atome de deutérium viendra prendre la place de l'atome d'hydrogène :




Dans le méthanol, si l'on prend comme produit de départ l'énantiomère ci-dessous, l'atome de deutérium viendra prendre la place du groupement méthyle :

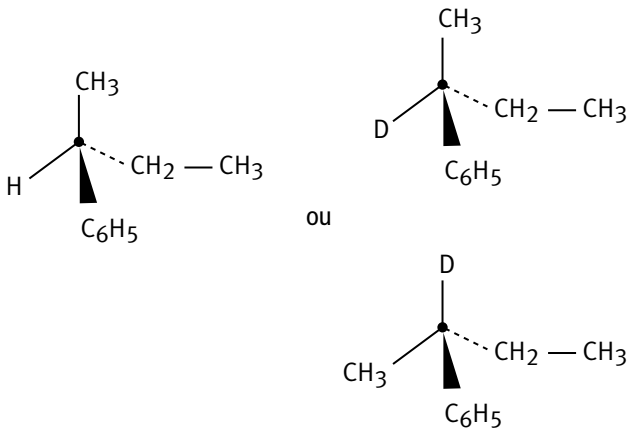



Dans le DMSO, si l'on prend comme produit de départ l'énantiomère ci-dessous, on pourra obtenir, en quantité égale, soit l'une, soit l'autre des deux molécules précédentes :



© Cned - Académie en ligne




**Activité 41** La molécule de perchloroéthylène, qui a pour formule $Cl_2C = CCl_2$, ne possède pas de proton, c'est donc obligatoirement un solvant aprotique. La formule montre que cette molécule est symétrique et donc qu'elle ne sera pas polaire. Le perchloroéthylène est donc un solvant aprotique apolaire.

**Activité 42** On peut essayer de dresser un rapide bilan pour voir comment la société française a évolué en raison des progrès scientifiques et techniques réalisés dans le domaine des transports.

Jusqu'au milieu du XIX$^{e}$ siècle, les gens voyagent en diligence et les marchandises, essentiellement par voie d'eau, en utilisant, la plupart du temps, les fleuves et les rivières navigables. Les routes sont mauvaises, parfois impraticables par mauvais temps ; on ne voyage que si c'est absolument nécessaire. La conséquence directe de tout cela, c'est que la majorité de la population française, qui cultive la terre, naît, vit et meurt au même endroit. Avec l'arrivée du chemin de fer, des chantiers gigantesques vont être entrepris pour amener les trains dans toutes les régions de France. Il ne faut pas croire que tout le monde s'en réjouit : toutes les personnes qui vivaient grâce au transport des marchandises sur l'eau vont bientôt être réduites au chômage puisqu'elles ne pourront jamais concurrencer ce nouveau moyen de transport qui peut apporter des tonnages plus importants, n'importe où (à condition qu'il y ait une gare) et beaucoup plus rapidement. Mais, pour le reste de la population, les voyages deviennent beaucoup plus faciles, et on commence à se déplacer d'une région à l'autre (en général, de la province vers Paris).

Sur mer, on assiste beaucoup plus lentement, mais tout aussi sûrement, à la disparition des bateaux à voile. Là encore, la machine à vapeur diminue le temps du transport et, surtout, permet de savoir, avec des délais raisonnables, combien de temps durera le voyage.

Le début du XX$^{e}$ siècle voit la naissance de l'automobile et de l'avion. C'est la Première Guerre mondiale qui va promouvoir, dans une large mesure, ces deux moyens de transport. On va construire des routes mais les automobiles restent chères et seules les classes les plus privilégiées de la société peuvent les acquérir. Le reste de la population voyage en autobus ; mais, sur de longues distances, c'est toujours le train qui reste le moyen de transport le plus utilisé.



© Cned - Académie en ligne

Jusqu'à la Seconde Guerre mondiale, les transports par avion pour les passagers restent anecdotiques ; par contre, il faut signaler la mise en place d'un service aéropostal qui va permettre un acheminement beaucoup plus rapide du courrier. Là où il fallait parfois plusieurs mois pour qu'une lettre parvienne à son destinataire, il ne faudra plus que quelques jours.

C'est après la Seconde Guerre mondiale que l'automobile va devenir le mode de transport de monsieur Tout-le-Monde, et cela va profondément modifier le mode de vie de la société française. Par exemple, aujourd'hui, si l'on ne dispose pas de ce mode de transport, il est très difficile de trouver un emploi.

Au XX$^{e}$ siècle, l'aviation a aboli les distances. Lors de vols supersoniques que le *Concorde* réalisait vers l'Amérique du Nord, on a pu arriver avant d'être parti, puisque, en raison du décalage horaire, l'heure d'arrivée était antérieure à celle du départ.

Disons enfin un mot des fusées. Si le fait d'avoir marché sur la Lune n'a rien changé dans notre vie de tous les jours, l'existence des satellites que les fusées permettent de mettre en orbite l'a, par contre, assez sensiblement modifiée. La plupart des gens ne se déplacent plus sans mettre en route leur GPS !

Pour faire fonctionner les moteurs des automobiles et des avions, on utilise de plus en plus de pétrole. Or, lors de la combustion des carburants, il se forme d'énormes quantités de dioxyde de carbone, qui est un gaz à effet de serre. Nous avons parlé des conséquences possibles de l'augmentation de la teneur en $CO_2$ de l'air, et la société française comme les autres dans le monde redoutent les effets de ce phénomène car elles sont, aujourd'hui, tout à fait incapables de fonctionner normalement sans ces moyens de transport. Pour les automobiles, on s'oriente de plus en plus vers des véhicules propulsés par un moteur électrique. Mais, en dehors des problèmes technologiques qui font que ces véhicules ne sont pas encore capables de rendre les mêmes services que ceux dotés d'un moteur à explosion, il demeure que les batteries doivent être rechargées et qu'il faudra donc pouvoir leur fournir l'électricité dont elles auront besoin.

## Exercices d'apprentissage

### Exercice 11

L'industrie chimique traditionnelle a très mauvaise réputation : la plupart des gens pensent qu'elle est polluante et qu'il est dangereux de vivre à proximité d'une unité de production. Après la catastrophe provoquée par l'explosion de l'usine AZF de Toulouse, il est difficile de ne pas leur donner raison. Chimie verte et chimie durable voudraient modifier l'image de cette industrie, en modifiant les modes de production.

Pour diminuer la pollution, il faut limiter au maximum la production des déchets et, pour cela, choisir des modes de production qui permettent la meilleure économie d'atomes. En particulier, quand on utilisera le « bon » catalyseur, il sera possible de choisir des réactifs qui ne serviront qu'à obtenir le produit désiré : on pourra ainsi avoir un facteur E égal à zéro, ce qui est encore loin de la réalité.



© Cned - Académie en ligne

La plupart des solvants utilisés présentent des risques environnementaux : il faudra donc, là encore, essayer de trouver des procédés de synthèse sans solvant ou avec des solvants non dangereux.

Une des pistes qui paraît porteuse d'avenir est de bien observer la nature pour comprendre comment les végétaux ou les animaux parviennent à synthétiser certaines substances. On peut alors soit les utiliser directement *in situ* pour obtenir le produit désiré, soit s'efforcer de reproduire leur mode de production. Alors que, dans l'industrie chimique traditionnelle, il faut atteindre des températures de plus en plus élevées, donc dépenser de plus en plus d'énergie, on s'est aperçu que certains organismes obtiennent le même résultat à température ambiante : on peut citer l'exemple des diatomées capables de fabriquer du verre, sans chauffage.

En conclusion, les deux objectifs de la chimie verte et de la chimie durable sont de fabriquer les mêmes produits qu'aujourd'hui, mais en dépensant beaucoup moins d'énergie, et en polluant le moins possible.

## Exercice 12

❶ Pour 112 g de but-1-ène, on en a deux moles puisque M = 56 g.mol$^{-1}$. Or, avec deux moles de butène, on obtient deux moles de butanol, soit :

$2 \times 0{,}6 = 1{,}2$ mol de butan-2-ol et $2 \times 0{,}4 = 0{,}8$ mol de butan-1-ol.

On obtient donc une masse $m = 0{,}8 \times (58+16) = 59{,}2$ g.

On peut alors calculer $UA = \dfrac{\text{masse de butan-1-ol formé}}{\sum(\text{masses de tous les réactifs})} = \dfrac{59{,}2}{112 + 36} = 0{,}40$

❷ Avec deux moles d'acide butyrique, on obtient deux moles de butan-1-ol, soit une masse $m = 2 \times (58+16) = 148$ g.

On peut alors calculer :

$$UA = \frac{\text{masse de butan-1-ol formé}}{\sum(\text{masses de tous les réactifs})} = \frac{148}{(176 + 38 + 36)} = 0{,}59$$

❸ Si l'on ne regarde que l'utilisation atomique, c'est la réduction de l'acide butyrique qui est la méthode la plus efficace.

❹ Pour choisir la méthode la plus efficace, il faudrait aussi considérer :

– le coût des réactifs ;

– la quantité d'énergie consommée pour chaque réaction ;

– la nocivité des déchets.

## Exercice 13

On peut essayer de dresser un rapide bilan pour voir comment la société française a évolué en raison des progrès scientifiques et techniques réalisés dans le domaine de la santé :

C'est peut-être dans ce domaine que les progrès scientifiques posent le plus de problèmes à la société. L'imagerie médicale débute avec la Première Guerre mondiale. Marie Curie crée, pendant ce conflit, les premières unités de radiographie. C'est évidemment un progrès considérable pour la chirurgie puisque on peut savoir, avant d'opérer, où se situe exactement le projectile qu'il va falloir retirer. À partir de ces premiers balbutiements, l'imagerie médicale fait d'immenses pro-



© Cned - Académie en ligne

grès tout au long du XXe siècle, surtout depuis que les ordinateurs apportent leur aide pour le traitement des données.

Parallèlement, grâce aux nombreuses découvertes qui ont été faites, dans le domaine de la santé, au siècle dernier, on a assisté à une baisse considérable de la mortalité infantile et à un allongement spectaculaire de la durée de la vie. Les Français vivent de plus en plus vieux et restent donc plus longtemps incapables de vivre de façon autonome. Ajoutons que, contrairement au mode de vie d'autrefois, où les personnes âgées restaient dans leur famille, pour de multiples raisons, cela n'est souvent plus possible aujourd'hui. Il faut (et il faudra) créer les structures nécessaires pour accueillir cette partie de la population. Certains estiment que vivre quand on n'est plus capable de s'assumer ne présente aucun intérêt, et ils demandent le droit de « mourir dignement ». C'est un grand débat qui risque d'agiter encore quelques années la société française.

Nous avons dit un mot, en début de paragraphe, des problèmes d'éthique posés par certaines découvertes médicales, mais il ne faut pas oublier que ces progrès ont un coût. La France dispose d'un système de santé qui permet, à tous, de se soigner, mais qui est aujourd'hui menacé car il est chaque année en déficit. Ce n'est qu'un exemple, pourtant représentatif des problèmes qui lient science et société. La science a toujours besoin de plus de moyens pour progresser. La société, qui gère les moyens financiers, pourra-t-elle toujours les lui accorder ?

## Exercice 14

On peut essayer de dresser un rapide bilan pour voir comment la société française a évolué en raison des progrès scientifiques et techniques réalisés dans le domaine des moyens de communication :

Pendant des siècles, la société française est avant tout rurale. On est très solidaire entre voisins ; à la belle saison, on s'entraide pour les travaux des champs et, l'hiver, on va successivement chez l'un ou chez l'autre, pour la veillée, autour de la cheminée. À une journée de marche du village, c'est « l'étranger » ; on ne communique pas avec lui et, d'ailleurs, bien souvent, on en serait incapable car on ne parle pas le même « patois ». Le pouvoir ne peut communiquer avec les gouverneurs de province que par des messagers qui parcourent les distances à cheval et qui parviennent, ou non, à destination car les routes sont loin d'être sûres. Si la sécurité va s'améliorer au cours du temps, il faudra attendre l'époque napoléonienne et le télégraphe Chappe pour que les choses changent vraiment, tout au moins pour les communications entre le pouvoir central et les provinces. Un peu plus tard, le télégraphe puis le téléphone vont permettre de se parler plus facilement et en temps réel, mais ces moyens de communication ne touchent que la partie la plus privilégiée de la société.

La presse existe depuis le XVIIe siècle mais elle n'est disponible que dans les villes car il n'existe pas de moyens de distribution et, de plus, une grande partie de la population est illettrée.

Ce n'est qu'au début du XXe siècle, avec l'invention de la TSF, que l'on commence à établir une communication directe entre les organes officiels et les individus, encore ne se fait-elle que dans un seul sens ; mais, dans le même temps, le téléphone a fait des progrès considérables même s'il faudra attendre la seconde moitié du XXe siècle pour que cet appareil entre dans presque tous les foyers et le XXIe siècle pour que chacun de nous possède son téléphone portable qui permet de communiquer quand on veut et où on veut.



© Cned - Académie en ligne

Il en est de même pour la télévision qui fait son apparition après la Seconde Guerre mondiale et qui va prendre une place de plus en plus importante dans tous les foyers.

Mais la vraie révolution dans la communication, c'est, bien sûr, Internet, et les réseaux. Au départ, les ordinateurs sont d'énormes appareils réservés aux scientifiques et aux militaires. Mais, grâce aux progrès de l'électronique, le mini-ordinateur voit le jour et, rapidement, il va s'imposer comme un outil indispensable dans les foyers français où il remplace le Minitel, qui n'a pas pu résister à la mondialisation.

Aujourd'hui, n'importe qui peut communiquer avec un correspondant situé à l'autre bout de la planète mais, entretemps, on a oublié la solidarité entre voisins. C'est ainsi que, pendant la canicule de 2007, des personnes âgées sont décédées, par déshydratation, sans qu'aucun de leurs voisins, pourtant parfois nombreux, ne s'en aperçoivent.

# Chapitre 5

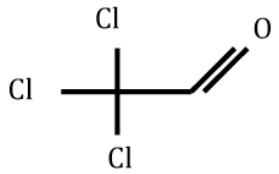
## Exercices de synthèse

### Exercice 15

❶ L'équation de la réaction du dichlore sur l'éthanol s'écrit :

$$CH_3 - CH_2 - OH + 4\ Cl_2 \rightarrow CCl_3 - CHO + 5\ HCl$$

❷ Le chloral possède la fonction –CH = O, qui est caractéristique des aldéhydes. On devrait donc le nommer : le 2,2,2,trichloroéthanal. Sa formule topologique s'écrit :




❸ On commence par calculer la quantité d'éthanol :

$n = \frac{m}{M} = \frac{46}{(15 + 14 + 17)} = 1$ mol et la quantité de dichlore :

$n = \frac{v}{V_{mol}} = \frac{96}{24} = 4$ mol On peut déjà remarquer que la réaction se fait dans les conditions stœchiométriques.

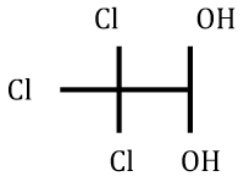
Si la réaction était quantitative, on obtiendrait donc une mole de chloral et cinq moles de chlorure d'hydrogène. Mais, comme le rendement est de 70 %, on n'obtiendra que 0,7 mol de chloral, soit une masse :

$$m_{chloral} = 0,7 \times (118,5+29) = 103,25\ g$$



© Cned - Académie en ligne

❹ **a)** Le 2,2,2 trichloroéthan-1,1-diol a pour formule semi-développée : $CCl_3$ - $CH(OH)_2$ et pour formule topologique :




**b)** Le carbone qui porte la fonction aldéhyde est un site pauvre en électrons du fait de la double liaison avec l'atome d'oxygène, mai aussi du fait des trois atomes de chlore liés au carbone voisin. Le doublet de l'atome d'oxygène d'une molécule d'eau va donc pouvoir porter son attaque sur ce carbone :

$$CCl_3 - {}^{+\delta}CH = O$$
$$\uparrow\ |OH_2$$

## Exercice 16

❶ Avec l'eau, l'équation de la réaction s'écrit :

$$CH_3 - CO - O - CO - CH_3 + H_2O \rightarrow 2\ CH_3 - COOH$$

Avec l'éthanol, l'équation de la réaction s'écrit :

$$CH_3 - CO - O - CO - CH_3 + CH_3 - CH_2 - OH \rightarrow CH_3 - CO - O - CH_2 - CH_3 + CH_3 - COOH$$

Avec l'éthylamine, l'équation de la réaction s'écrit :

$$CH_3 - CO - O - CO - CH_3 + H_2N - C_2H_5 \rightarrow CH_3 - CO - O - HN - C_2H_5 + CH_3 - COOH$$

Dans les trois cas, il s'agira d'une addition nucléophile sur le carbocation qui s'est formé lors de la première étape, le doublet libre d'un atome viendra attaquer le carbone pauvre en électrons puisqu'il porte une charge +.

Dans le cas de l'eau, il s'agit de l'atome d'oxygène :

$$CH_3 - {}^{+}C = O$$
$$\uparrow\ |OH_2$$

Dans le cas de l'éthanol, ce sera l'atome d'oxygène de la fonction alcool :

$$CH_3 - {}^{+}C = O$$
$$\uparrow\ |OH\text{-}CH_2\text{-}CH_3$$

Dans le cas de l'éthylamine, ce sera l'atome d'azote de la fonction amine :

$$CH_3 - {}^{+}C = O$$
$$\uparrow\ |NH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3$$

❷ Le groupement $-NH_2$ mais aussi le groupement -OH qui sont fixés sur le noyau benzénique peuvent réagir sur l'anhydride acétique :

$$H_2N - C_6H_4 - OH + CH_3\text{-}CO\text{-}O\text{-}CO\text{-}CH_3 \rightarrow CH_3\text{-}CO\text{-}O\text{-}NH\text{-}C_6H_4 - OH + CH_3\text{-}COOH$$

$$H_2N - C_6H_4 - OH + CH_3\text{-}CO\text{-}O\text{-}CO\text{-}CH_3 \rightarrow CH_3\text{-}CO\text{-}O\text{-}C_6H_4 - NH_2 + CH_3\text{-}COOH$$



© Cned - Académie en ligne

On pourrait donc obtenir la molécule : $CH_3$-CO-O- $C_6H_4$ - NH - CO-O-$CH_3$ qui n'est pas le paracétamol.

❸ **a)** Puisqu'il ne doit se former que du paracétamol, on peut dire que l'anhydride acétique est un réactif chimiosélectif puisqu'il ne réagit que sur le groupement $-NH_2$ qui est fixé sur le noyau benzénique.

On doit en conclure que vis-à-vis de l'anhydride acétique, quand ils sont tous deux fixés sur un noyau benzénique, le groupement $-NH_2$ est plus réactif que le groupement -OH .

**b)** Une amine est une base puisqu'un proton peut venir se fixer sur le doublet libre de l'atome d'azote. Lorsqu'on travaille dans l'acide acétique pur, il peut se produire la réaction :

$$H_2N - C_6H_4 - OH + CH_3\text{-}COOH \rightleftharpoons {}^{+}NH_3 - C_6H_4 - O^{-} + CH_3\text{-}COOH$$

Lorsque cette réaction se produit, l'atome d'azote ne possède plus de doublet libre et l'attaque de l'atome d'azote sur le carbocation ne peut plus avoir lieu, ce qui empêche la formation du paracétamol.

Comme le doublet de l'atome d'azote ne peut plus attaquer le carbocation, on peut logiquement penser que c'est celui de l'atome d'oxygène qui l'attaquera et, au lieu de paracétamol, on risque d'obtenir : $CH_3$-CO-O- $C_6H_4$ - $NH_2$

❹ **a)** Le 4,aminophénol est très peu soluble dans l'eau mais très soluble dans l'acide acétique. En utilisant un mélange d'eau et d'acide acétique, on facilite la dissolution du 4,aminophénol.

**b)** On peut penser que l'eau va réagir avec l'acide acétique suivant :

$$H_2O + CH_3\text{-}COOH \rightleftharpoons H_3O^{+} + CH_3\text{-}COO^{-}$$

et que, de ce fait, l'acide acétique ne réagira plus sur le groupement $-NH_2$ qui est fixé sur le noyau benzénique.

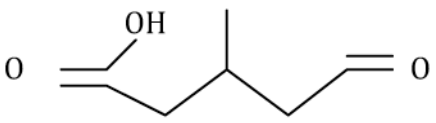
Comme ce groupement $-NH_2$, qui est fixé sur le noyau benzénique, est plus réactif qu'un groupement -OH , vis-à-vis de l'anhydride acétique, c'est d'abord le doublet de l'atome d'azote qui attaquera le carbocation et lorsqu'il n'y aura plus de 4,aminophénol, c'est le doublet de l'atome d'oxygène de l'eau qui l'attaquera, jusqu'à disparition complète de l'anhydride acétique. C'est ce qui permet d'expliquer pourquoi, en travaillant dans un mélange d'eau et d'acide acétique, on obtient un paracétamol plus pur que dans l'acide acétique pur.

## Exercice 17

❶ La formule semi-développée de la molécule A s'écrit :

$$HOOC - CH_2 - CH(CH_3) - CH_2 - CH = O$$

Sa formule topologique correspondra à :

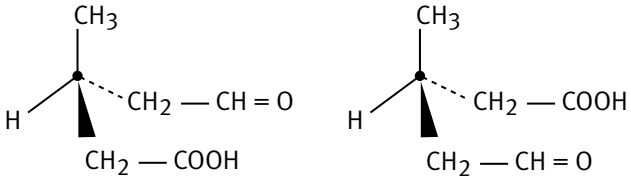





© Cned - Académie en ligne

❷ La molécule A possède un carbone asymétrique : le troisième ; en effet, il est entouré de deux - $CH_2$ -, mais les groupements suivants sont différents, fonction aldéhyde d'un côté et fonction acide carboxylique de l'autre.

On peut donc représenter les deux énantiomères :




❸ Pour être sûr d'obtenir la molécule B, on doit bloquer la fonction acide carboxylique pour qu'elle ne soit pas réduite en même temps que la fonction aldéhyde. On doit donc procéder de la façon suivante :

– faire réagir la molécule A sur l'anhydride acétique pour transformer la fonction acide en fonction ester ;

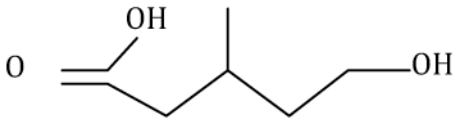
– utiliser un réducteur pas trop fort comme le borohydrure de sodium ($NaBH_4$) pour être sûr de ne réduire que la fonction aldéhyde ;

– hydrolyser l'ester pour retrouver la fonction acide carboxylique.

La formule semi-développée de la molécule B s'écrit :

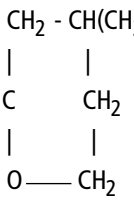
$$HOOC - CH_2 - CH(CH_3) - CH_2 - CH_2\text{-}OH$$

Sa formule topologique correspondra à :

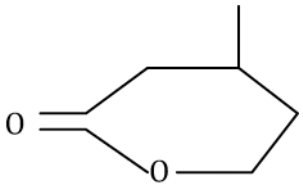



❹ La molécule B possède à la fois une fonction alcool et une fonction acide carboxylique ; en la chauffant, en milieu acide, on peut réaliser une réaction d'estérification.

La formule semi-développée de la molécule E s'écrit :




Sa formule topologique correspondra à :




❺ On peut écrire la réaction d'estérification :

$$HOOC - CH_2 - CH(CH_3) - CH_2 - CH_2\text{-}OH \rightleftharpoons E + H_2O$$



© Cned - Académie en ligne

Une mole de molécule B donne une mole de molécule E si la réaction est quantitative. Dans ce cas, on n'en obtiendra que 0,55 mol.

100 g de molécule B représentent : $n = \frac{m}{M} = \frac{100}{(45+14+28+14+31)} = 0{,}76$ mol

On obtiendra donc : $n_E = 0{,}76 \times 0{,}55 = 0{,}42$ mol soit une masse :

$$m_E = 0{,}42 \times (28+14+28+28+16) = 47{,}5 \text{ g}$$

## Exercice 18

❶ On écrit la demi-équation qui correspond au couple

$$O_2N - C_6H_4 - COOH \,/\, O_2N - C_6H_4 - CH_3 :$$

$$O_2N - C_6H_4 - CH_3 + 2\,H_2O = O_2N - C_6H_4 - COOH + 6\,H^+ + 6\,e^-$$

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $MnO_4^- / Mn^{2+}$ :

$$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- = Mn^{2+} + 4\,H_2O$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 5 et la seconde par 6 :

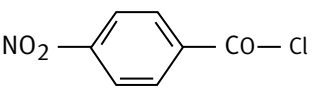
$$6\,MnO_4^- + 5\,O_2N - C_6H_4 - CH_3 + 18\,H^+ \rightarrow 5\,O_2N - C_6H_4 - COOH + 6\,Mn^{2+} + 14\,H_2O$$

Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :

$$6\,MnO_4^- + 5\,O_2N - C_6H_4 - CH_3 + 18\,H_3O^+ \rightarrow 5\,O_2N - C_6H_4 - COOH + 6\,Mn^{2+} + 32\,H_2O$$

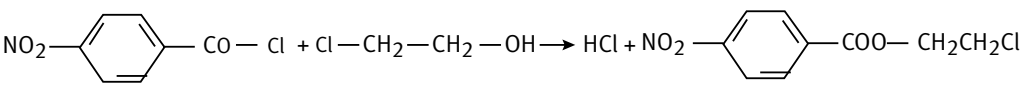
❷ **a)** Un chlorure d'acyle est beaucoup plus réactif qu'un acide carboxylique. En particulier, dans le cas d'une estérification, la réaction est limitée avec l'acide et elle devient totale avec le chlorure d'acyle.

**b)** La formule semi-développée du chlorure d'acyle peut s'écrire :



❸ **a)** Le 2,chloroéthanol a pour formule : $Cl - CH_2 - CH_2 - OH$.

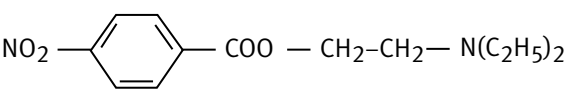
**b)** L'équation de la réaction d'estérification pourra s'écrire :



❹ **a)** On a choisi le 2,chloroéthanol pour que le carbone situé en bout de chaîne soit un site pauvre en électrons et qu'il puisse ainsi subir une attaque nucléophile, puisque l'atome de chlore est très électronégatif.

**b)** Comme on vient de l'expliquer, c'est sur le carbone situé en bout de chaîne que le doublet de l'atome d'azote de l'amine va pouvoir porter son attaque.

**c)** On obtiendra finalement :

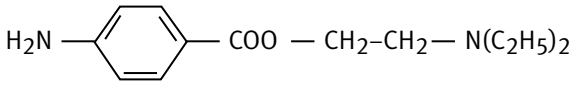




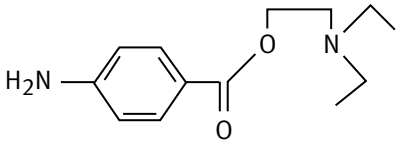
© Cned - Académie en ligne

❺ **a)** On ne peut pas choisir un réducteur trop fort car il risquerait aussi de réduire la fonction ester, et on n'obtiendrait plus la procaïne. Il vaudra donc mieux choisir le borohydrure de sodium ($NaBH_4$) que l'hydrure d'aluminium et de lithium ($LiAlH_4$).

**b)** La formule semi-développée de la molécule de procaïne correspond donc à :



et la formule topologique :



## Exercice 19

❶ Lorsqu'on fait réagir de l'eau sur un alcène, on obtient, en général, deux alcools, car le groupement –OH peut se fixer sur l'un ou l'autre des carbones de la double liaison. Dans le cas du pent-2-ène, on pourra donc obtenir :

– le pentan-2-ol : $CH_3$ - CH(OH) - $CH_2$ - $CH_2$ - $CH_3$

– le pentan-3-ol : $CH_3$ - $CH_2$ - CH(OH) - $CH_2$ - $CH_3$

❷ Dans les deux cas, on est en présence d'un alcool secondaire (classe II) ; son oxydation ménagée ne peut conduire qu'à une cétone. On aura alors :

– la pentan-2-one : $CH_3$ - CO - $CH_2$ - $CH_2$ - $CH_3$

– la pentan-3-one : $CH_3$ - $CH_2$ - CO - $CH_2$ - $CH_3$

❸ La bande intéressante sur le spectre IR est celle qui est bien visible à 1720 $cm^{-1}$. Elle permet de caractériser une cétone. Mais comme les deux produits obtenus sont des cétones, le spectre IR ne nous permet pas de savoir laquelle des deux a été isolée.

❹ Sur le spectre RMN, on n'a que deux pics qui correspondent l'un à quatre protons et l'autre à six protons. C'est la pentan-2-one qui possède, par raison de symétrie, quatre et six protons équivalents. Sur le spectre RMN de la pentan-3-one, on devrait observer trois pics qui correspondraient l'un à cinq protons (ceux qui encadrent le groupement carbonyle), l'autre à deux protons et le dernier à trois protons.

❺ On peut maintenant écrire les deux équations qui ont conduit à la pentan-2-one :

$$CH_3 - CH = CH - CH_2 - CH_3 + H_2O \rightarrow CH_3 - CH_2 - CH(OH) - CH_2 - CH_3$$

Pour la réaction d'oxydation, on écrit la demi-équation qui correspond au couple $MnO_4^-$ / $Mn^{2+}$ :

$$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- = Mn^{2+} + 4\ H_2O$$



© Cned - Académie en ligne

Puis celle qui correspond au couple cétone / alcool :

$$CH_3 - CH_2 - CH(OH) - CH_2 - CH_3 = CH_3 - CH_2 - CO - CH_2 - CH_3 + 2\,H^+ + 2\,e^-$$

On additionne en multipliant la première demi-équation par 2 et la seconde par 5 :

$$2\,MnO_4^- + 5\,CH_3 - CH_2 - CH(OH) - CH_2 - CH_3 + 6\,H^+$$

$$\rightarrow 5\,CH_3 - CH_2 - CO - CH_2 - CH_3 + 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O$$

Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :

$$2\,MnO_4^- + 5\,CH_3 - CH_2 - CH(OH) - CH_2 - CH_3 + 6\,H_3O^+$$

$$\rightarrow 5\,CH_3 - CH_2 - CO - CH_2 - CH_3 + 2\,Mn^{2+} + 14\,H_2O$$

❻ Il faut remarquer que si les deux réactions étaient quantitatives, avec une mole de pent-2-ène, on obtiendrait une mole de pentan-3-one.

On calcule alors la quantité de produit que représentent 20 g de pent-2-ène :

$$n_1 = \frac{m}{M} = \frac{20}{(60 + 12)} = 0{,}28 \text{ mol}$$

On calcule ensuite la quantité de produit que représentent 11 g de pentan-3-one :

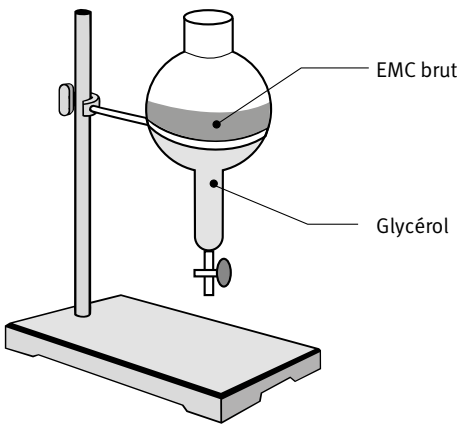
$$n_2 = \frac{m}{M} = \frac{11}{(60 + 12 + 16)} = 0{,}125 \text{ mol}$$

Le rendement s'obtient en faisant :

$$\eta = \frac{n_2}{n_1} = \frac{0{,}125}{0{,}28} \times 100 = 44{,}6\ \%$$

## Exercice 20

❶ Le méthanoate de sodium n'apparaît pas dans l'équation de réaction. Cependant, si on l'introduit, au départ, dans le ballon, c'est qu'il y joue un rôle. On peut donc logiquement conclure que le méthanoate de sodium catalyse la réaction de la transestérification de l'huile de colza.

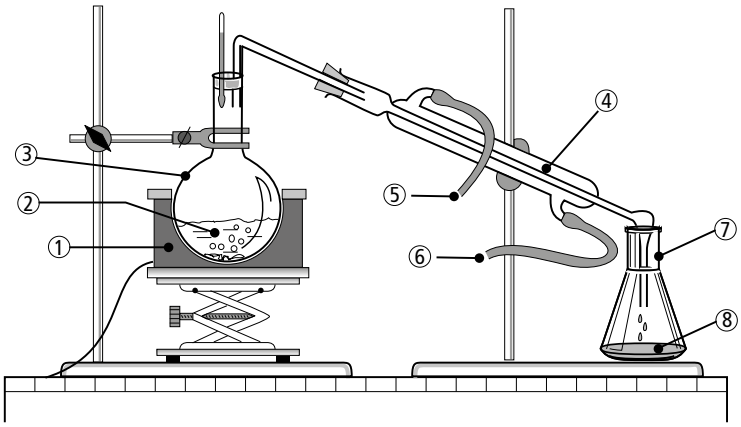



❷ Le glycérol est plus dense que tous les autres participants ; on en conclut que, dans l'ampoule à décanter, ce sera la phase inférieure et l'EMC brut, la phase supérieure.

❸ 1 = chauffe-ballon
2 = EMC brut
3 = ballon
4 = réfrigérant
5 = sortie de l'eau froide
6 = entrée de l'eau froide
7 = erlenmeyer
8 = distillat



© Cned - Académie en ligne




❹ On va commencer à calculer les quantités de réactifs introduites dans le ballon :

– pour le méthanol : $n_1 = \frac{m}{M} = \frac{5}{46} = 0{,}109$ mol ;

– pour l'huile de colza que l'on considère comme du trioléate de glycérol pur :

$$n_2 = \frac{m}{M} = \frac{20}{885} = 2{,}26.10^{-2} \text{ mol}$$

On peut maintenant dresser le tableau d'avancement de la réaction :

| | Trioléate de glycérol | 3 méthanol | Glycérol | 3 EMC |
|---|---|---|---|---|
| X = 0 | $2{,}26.10^{-2}$ mol | 0,109 mol- | 0 | 0 |
| X quelconque | $2{,}26.10^{-2}$ - X | 0,109 – 3 X | X | 3 X |
| X maximal | 0 mol | $4{,}2.10^{-2}$ mol | $2{,}26.10^{-2}$ mol | $6{,}78.10^{-2}$ mol |

C'est bien l'huile de colza le réactif limitant. Il va donc rester du méthanol qui va se mélanger à l'EMC, d'où la nécessité de distiller la phase qui correspond à l'EMC brut pour obtenir de l'EMC purifié.

❺ La température d'ébullition du méthanol est inférieure à celle de tous les autres produits ; c'est donc le méthanol qui distillera le premier à une température voisine de sa température d'ébullition, c'est-à-dire 65 °C.

❻ Au maximum, on peut récupérer $6{,}78.10^{-2}$ mol d'EMC. En supposant que l'EMC soit de l'oléate de méthyle pur, cela représente une masse :

$$m_{EMC} = n \,.\, M = 6{,}78.10^{-2} \times 297 = 20{,}1 \text{ g}$$

Connaissant la masse volumique de l'EMC, on peut calculer le volume correspondant :

$$v = \frac{m}{\rho} = \frac{20{,}1}{0{,}87} = 23{,}1 \text{ cm}^3$$

❼ Le point éclair du méthanol est de 12 °C. Si l'on veut éviter tout risque lors de la distillation, il faut placer l'erlenmeyer dans lequel on recueille le méthanol dans un bain d'eau glacée, pour être sûr qu'il ne va pas s'enflammer.



© Cned - Académie en ligne

❽ En France, la production de diester avait atteint 365 000 tonnes en 2002. Le diester est une source d'énergie renouvelable. Le rendement énergétique de sa production est très positif (plus de 300 %). Il est en outre biodégradable et non toxique. Le mélange optimal avec le gazole est à 30 %, ce qui réduirait de 35 % l'émission des gaz à effet de serre, sans compter les fumées. Son emploi dans les bus urbains est à promouvoir. En fait, tous les véhicules à moteur Diesel utilisent déjà un mélange à 5 % de diester, qui est à la fois antidétonant, lubrifiant et solvant des hydrocarbures lourds ; il permet, en outre, de réduire la teneur du gazole en soufre.

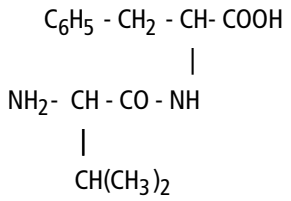
Grâce à l'incorporation du diester dans le gazole, on espère réduire de 2 % la consommation française de ce carburant, utilisé par la moitié des automobilistes. De plus, cette filière a créé 3 000 emplois. On peut donc conclure que le bilan technique, environnemental et économique du diester est favorable.

Cependant, l'espoir de découvrir des sources importantes d'énergie renouvelable d'origine végétale est illusoire. En France, pour répondre à la demande pressante des agriculteurs, le gouvernement a accepté, en 2005, la production supplémentaire de 480 000 tonnes de diester, ce qui représente environ une augmentation de 500 000 ha des terres cultivées en colza. Il est à craindre qu'une grande partie des jachères en fasse les frais. Du point de vue du rendement énergétique et des impacts écologiques, ce plan présente de graves défauts liés notamment à l'agriculture intensive et à la filière industrielle de production des biocarburants à partir des huiles.

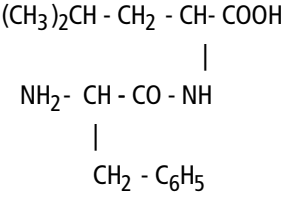
## Exercice 21

❶ Pour n'obtenir que le dipeptide, il faut bloquer la fonction acide d'un des acides $\alpha$-aminés et la fonction amine de l'autre. En choisissant de bloquer telle fonction de l'un et telle fonction de l'autre, on peut synthétiser un dipeptide particulier puisque la réaction d'un acide $\alpha$-aminé sur un autre acide $\alpha$-aminé peut donner naissance à deux dipeptides.

❷ Le dipeptide Val-Phe aura pour formule semi-développée :



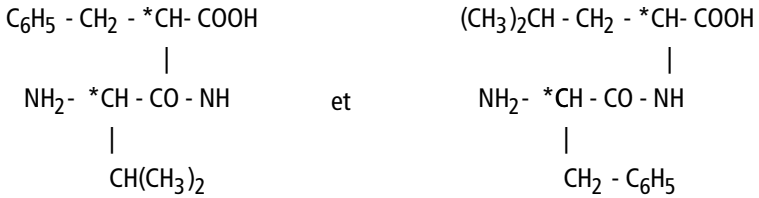
Le dipeptide Phe-Val aura pour formule semi-développée :





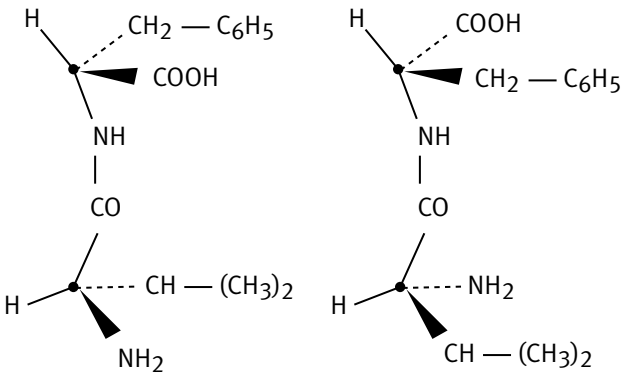
© Cned - Académie en ligne

❸ Chaque dipeptide possède deux carbones asymétriques que l'on peut repérer par des astérisques :

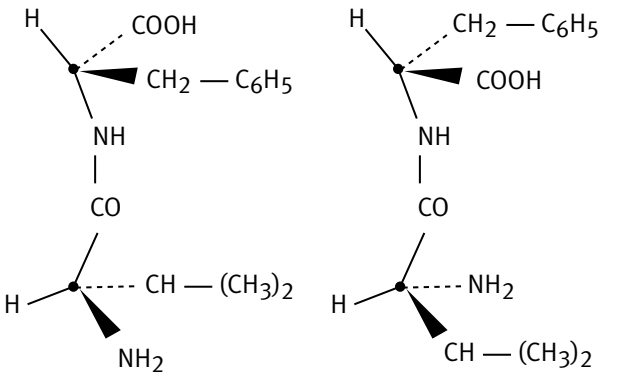



Chacun possédera donc deux paires d'énantiomères :

• Pour le dipeptide Val-Phe, la première paire d'énantiomères correspond à :



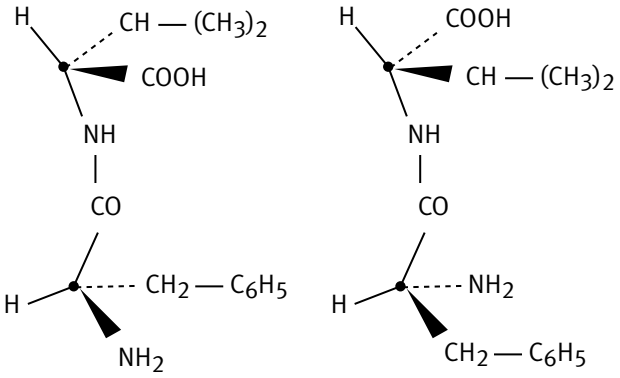

• Et la deuxième paire d'énantiomères à :



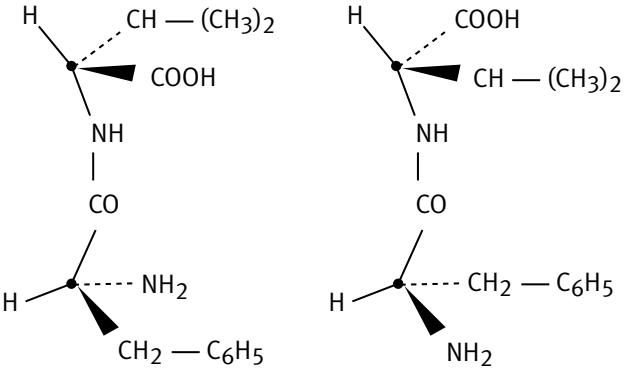



© Cned - Académie en ligne

• Pour le dipeptide Phe-Val, la première paire d'énantiomères correspond à :




• Et la deuxième paire d'énantiomères à :




## Exercice 22

❶ L'équation de la combustion complète du charbon s'écrit :

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

❷ On multiplie par 6 l'équation de la combustion complète du charbon et on l'additionne à celle de la synthèse chlorophyllienne :

$$6\,CO_2 + 6\,H_2O + 6\,C + 6\,O_2 \xrightarrow[\text{lumière}]{\text{chlorophylle}} C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2 + 6\,CO_2$$

Après simplifications, il reste :

$$6\,C + 6\,H_2O \xrightarrow[\text{lumière}]{\text{chlorophylle}} C_6H_{12}O_6$$

On dresse le tableau d'avancement de cette réaction après avoir calculé le nombre de moles de carbone :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{12} = 83{,}3 \text{ mol}$$



© Cned - Académie en ligne

| | 6 C | 6 $H_2O$ | $C_6H_{12}O_6$ |
|---|---|---|---|
| X = 0 | 83,3 mol | n- | 0 |
| X quelconque | 83,3 – 6 X | n – 6 X | X |
| X maximal | 0 mol | 0 mol | 13,9 mol |

Quand on brûle 1 kg de charbon et que les plantes transforment tout le dioxyde de carbone produit par la combustion, on peut dresser le bilan global :

– pour le dioxygène : 0 : tout le dioxygène perdu lors de la combustion est régénéré lors de la synthèse chlorophyllienne ;

– pour le glucose : + 2,5 kg ;

– pour l'eau : – 1,5 kg.

❸ L'équation de la combustion complète d'un alcane peut s'écrire :

$$C_nH_{2n+2} + \frac{3n+1}{2}O_2 \rightarrow n\,CO_2 + (n+1)\,H_2O$$

❹ Pour combiner les deux équations, il faut multiplier par 6 l'équation de combustion et par n celle de la synthèse chlorophyllienne :

$$6\,C_nH_{2n+2} + 3(3n+1)\,O_2 + 6n\,CO_2 + 6n\,H_2O \xrightarrow[\text{lumière}]{\text{chlorophylle}}$$
$$n\,C_6H_{12}O_6 + 6n\,O_2 + 6n\,CO_2 + 6(n+1)\,H_2O$$

Après simplifications :

$$6\,C_nH_{2n+2} + 3(n+1)\,O_2 \xrightarrow[\text{lumière}]{\text{chlorophylle}} n\,C_6H_{12}O_6 + 6\,H_2O$$

❺ Pour le méthane, n = 1 et l'équation précédente devient :

$$6\,CH_4 + 6\,O_2 \xrightarrow[\text{lumière}]{\text{chlorophylle}} C_6H_{12}O_6 + 6\,H_2O$$

On dresse le tableau d'avancement de cette réaction après avoir calculé le nombre de moles de méthane :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{16} = 62{,}5 \text{ mol}$$

| | 6 $CH_4$ | 6 $O_2$ | $C_6H_{12}O_6$ | 6 $H_2O$ |
|---|---|---|---|---|
| X = 0 | 62,5 mol | n- | 0 | |
| X quelconque | 62,5 – 6 X | n – 6 X | X | 6 X |
| X maximal | 0 mol | 0 mol | 10,4 mol | 62,5 mol |

Quand on brûle 1 kg de gaz naturel et que les plantes transforment tout le dioxyde de carbone produit par la combustion, on peut dresser le bilan global :

– pour le dioxygène : – 2 kg ;

– pour le glucose : + 1,87 kg ;

– pour l'eau : + 1,125 kg.



© Cned - Académie en ligne

❻ Pour l'octane, n = 8 et l'équation précédente devient :

$$6\ C_8H_{18} + 27\ O_2 \xrightarrow[\text{lumière}]{\text{chlorophylle}} 8\ C_6H_{12}O_6 + 6\ H_2O$$

On dresse le tableau d'avancement de cette réaction après avoir calculé le nombre de moles d'octane :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{114} = 8{,}8 \text{ mol}$$

| | $6\ C_8H_{18}$ | $27\ O_2$ | $8\ C_6H_{12}O_6$ | $6\ H_2O$ |
|---|---|---|---|---|
| X = 0 | 8,8 mol | n- | 0 | |
| X quelconque | 8,8 – 6 X | n – 27 X | 8 X | 6 X |
| X maximal | 0 mol | 0 mol | 11,7 mol | 8,8 mol |

Quand on brûle 1 kg d'essence et que les plantes transforment tout le dioxyde de carbone produit par la combustion, on peut dresser le bilan global :

– pour le dioxygène : – 1,27 kg ;

– pour le glucose : + 2,1 kg ;

– pour l'eau : + 0,16 kg.

❼ Pour le cétane, n = 16 et l'équation précédente devient :

$$6\ C_{16}H_{34} + 51\ O_2 \xrightarrow[\text{lumière}]{\text{chlorophylle}} 16\ C_6H_{12}O_6 + 6\ H_2O$$

On dresse le tableau d'avancement de cette réaction après avoir calculé le nombre de moles de cétane :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{226} = 4{,}4 \text{ mol}$$

| | $6\ C_{16}H_{34}$ | $51 O_2$ | $16\ C_6H_{12}O_6$ | $6\ H_2O$ |
|---|---|---|---|---|
| X = 0 | 4,4 mol | n- | 0 | |
| X quelconque | 4,4 – 6 X | n – 51 X | 16 X | 6 X |
| X maximal | 0 mol | 0 mol | 11,8 mol | 4,4 mol |

Quand on brûle 1 kg de gazole et que les plantes transforment tout le dioxyde de carbone produit par la combustion, on peut dresser le bilan global :

– pour le dioxygène : – 1,21 kg ;

– pour le glucose : + 2,12 kg ;

– pour l'eau : + 0,08 kg.

❽ Si l'on compare les résultats pour les quatre combustibles, on peut faire plusieurs constatations :

– Pour le glucose : c'est la combustion du charbon qui permet aux plantes d'en obtenir le plus ; pour les trois autres combustibles, plus n augmente, plus on s'approche du résultat obtenu avec le carbone.

– Pour le dioxygène : c'est la combustion du carbone qui offre le meilleur résultat puisqu'elle permet de ne pas perdre de dioxygène ; pour les trois autres combustibles, plus n augmente, plus la perte en dioxygène diminue.



© Cned - Académie en ligne

Elle reste pourtant très importante, dans les trois cas, quand on compare le résultat avec le carbone.

– Pour l'eau : c'est la combustion du charbon qui entraîne la plus grande perte d'eau. Par contre, avec les trois autres combustibles, il y a gain d'eau mais plus n augmente et moins ce gain devient important.

## Exercice 23

❶ Il faut revenir à la formule du dioxyde de carbone : O = C = O. Elle est parfaitement symétrique et, bien que les deux doubles liaisons C = O soient polarisées, la molécule ne sera pas polaire puisque la polarisation de ces deux liaisons va s'annuler.

En conclusion, le dioxyde de carbone supercritique est, comme le sulfure de carbone, un solvant aprotique apolaire.

❷ La chimie durable se donne deux objectifs : économiser l'énergie et ne pas polluer, en limitant, au maximum, la production des déchets.

Du point de vue de l'énergie, il faut considérer les conditions d'obtention du $CO_2$ supercritique : la température de 31 °C ne va pas nécessiter une grosse dépense. Par contre, il faut le comprimer sous une pression de 73 bars et cela demande de faire fonctionner un compresseur mais, si l'on compare aux conditions d'obtention d'eau supercritique, on voit que c'est beaucoup plus facile pour le $CO_2$ que pour l'eau.

Du point de vue des déchets, la méthode semble idéale puisqu'il n'y en a pas. En effet, on nous explique qu'il suffit de refaire passer le $CO_2$ de l'état supercritique à l'état gazeux pour récupérer l'extrait organique et, une fois l'opération d'extraction réalisée, on retransforme le $CO_2$ gazeux en $CO_2$ supercritique.

On peut ajouter que, même s'il y a des pertes de dioxyde de carbone, contrairement au sulfure de carbone, par exemple, elles ne peuvent constituer un danger pour l'environnement.

Il faut enfin souligner que le rendement de l'extraction par le $CO_2$ supercritique est nettement supérieur à celui que l'on obtient avec les solvants classiques.

En conclusion, on peut voir dans cette méthode d'extraction par le $CO_2$ supercritique, d'abord, une manière intéressante d'utilisation du dioxyde de carbone que l'on aura pu récupérer dans l'atmosphère. Ensuite, on s'aperçoit qu'elle est aussi rentable d'un point de vue économique puisque l'obtention du fluide supercritique ne doit pas coûter beaucoup plus cher que l'achat d'un solvant traditionnel et, de plus, que le rendement de l'extraction est nettement meilleur qu'avec n'importe quel autre solvant. ■



© Cned - Académie en ligne

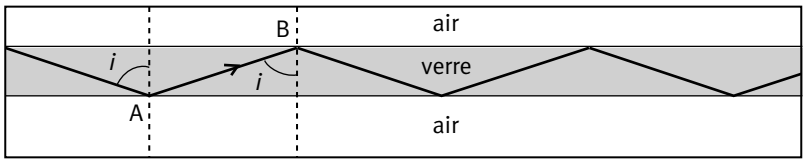
# Corrigé séquence 10

## Chapitre 1

**Test 1** $CH_3(CH_2)_3COOC_2H_5$ $\Rightarrow \boxed{n = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M} =}$.

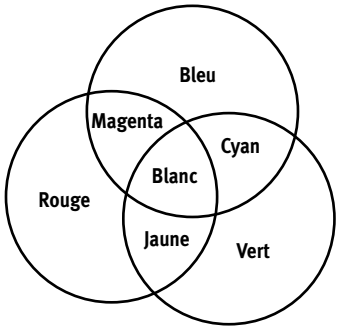
Faire sur la calculatrice $\sin^{-1}\left(\frac{1{,}00}{1{,}52}\right) \Rightarrow i_{max} = 41{,}1°$.

**Test 2** L'angle *i* que fait le premier rayon avec la normale en A est supérieur à $i_{max}$ puisqu'il y a réflexion totale en A ; comme l'angle *i* se retrouve ensuite en B, il y aura aussi réflexion totale, et ainsi de suite.




**Test 3**

1. Les trois couleurs primaires sont le rouge, le bleu et le vert.
2. Les faisceaux de lumière doivent être de couleur rouge, bleue et verte et avoir la même intensité.
3. Par synthèse additive du vert et du bleu, on obtient la couleur cyan.
   Par synthèse additive du rouge et du bleu, on obtient la couleur magenta.
   Par synthèse additive du vert et du rouge, on obtient la couleur jaune.
4. Schéma avec les couleurs :






© Cned - Académie en ligne

**Test 4** La fréquence s'exprime par : $f = \frac{c}{\lambda}$.

Application numérique : $f$ = 182 kHz.

**Test 5** La largeur $L$ est égale à : $L = 2\frac{\lambda D}{a}$.

# Chapitre 2

## Activités

**Activité 1** De l'Antiquité au Moyen Âge, les systèmes de transmission étaient lents et peu fiables (pigeons voyageurs, signaux optiques, messagers…).

En 1464, Louis XI instaure la poste comprenant un ensemble de relais répartis dans le royaume.

En 1792, le Français Claude Chappe propose un système de transmission optique de l'information par l'intermédiaire de tours disposées à portée de vue les unes des autres ; il ne faut plus que quelques heures à un message pour traverser la France.

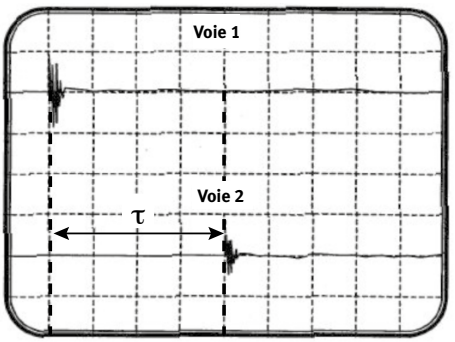
En 1843, l'Américain Samuel Morse invente le télégraphe, ce qui permet de communiquer rapidement entre différents pays.

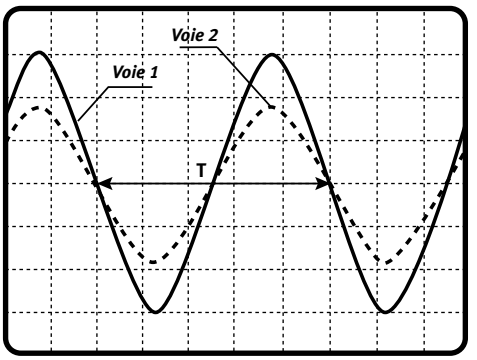
En 1887, l'Allemand Heinrich Hertz met en évidence la propagation des ondes électromagnétiques dans l'air, ce qui donnera la radio…

**Activité 2**

❶ L'onde sonore se propage d'abord dans l'air, puis dans le fond du premier pot de yaourt, ensuite dans le fil, puis dans le fond du second pot de yaourt et finalement dans l'air.

❷ Le retard correspond à : $\tau$ = 20 ms.






© Cned - Académie en ligne

❸ Par définition : $v = \frac{D}{\tau}$ soit $v = 1{,}0.10^3$ m.s$^{-1}$.

La célérité de l'onde le long de la corde est supérieure à celle dans l'air.

Une onde se propage plus rapidement dans un milieu solide que dans un milieu gazeux.

❹ Le point A est plus proche de l'émetteur (haut-parleur) que ne l'est le point B.

L'onde est amortie au cours de sa propagation. L'amplitude de la perturbation diminue lorsque l'onde s'éloigne de la source vibratoire.

❺ La période est égale à : $T = 5$ ms. La fréquence de l'onde qui se propage dans le fil et donnée par : $f = \frac{1}{T}$ soit $f = 2.10^2$ Hz.

❻ Les signaux se retrouvent dans la même configuration lorsque $D = n.\lambda$ avec $n$ entier.

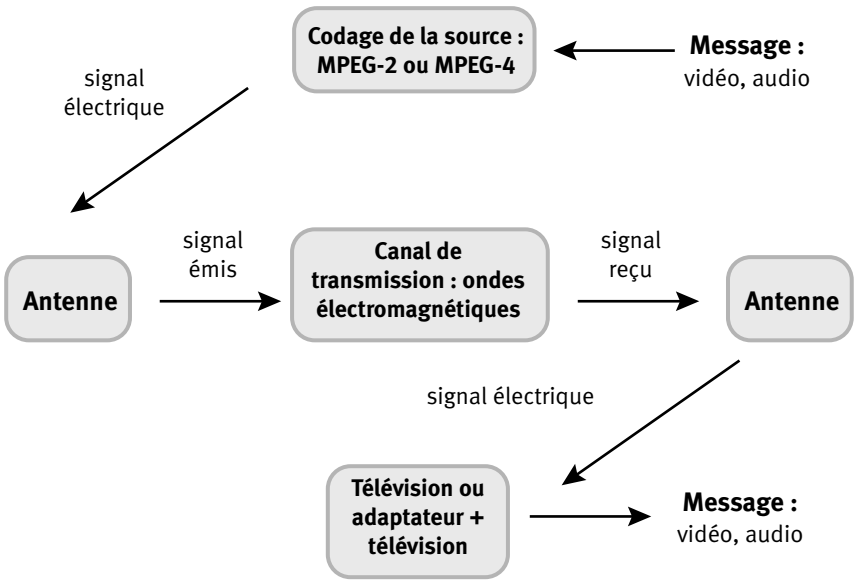
=> $\lambda = 5{,}00$ m.

Par définition : $\lambda = v.T$ soit $v = \frac{\lambda}{T}$.

A.N. : $v = 1{,}0.10^3$ m.s$^{-1}$.

❼ Les ondes électromagnétiques peuvent se propager dans le vide, contrairement aux ondes mécaniques qui nécessitent la présence de matière.

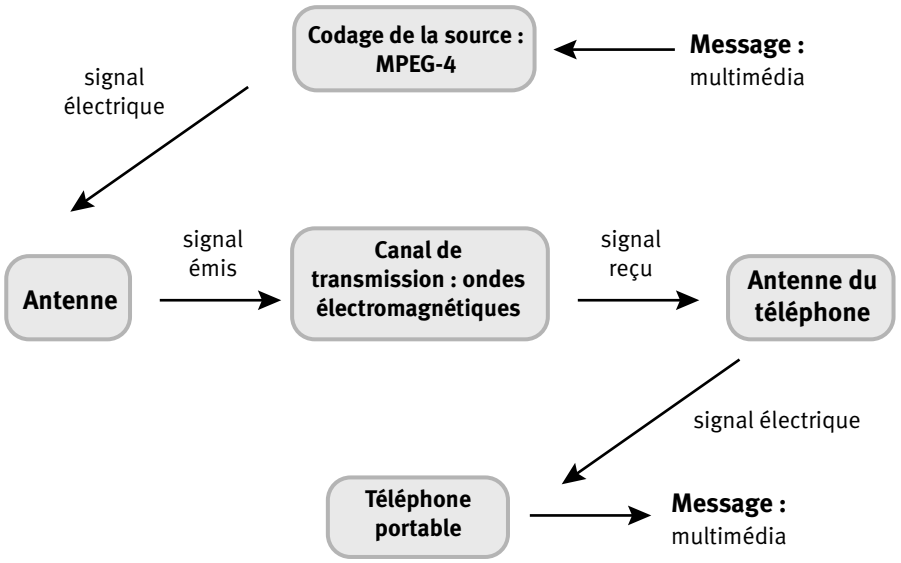
## Activité 3 Chaîne de transmission pour une habitation recevant la TNT par une antenne de toit






© Cned - Académie en ligne

**Chaîne de transmission pour un téléphone portable recevant du multimédia**




## Activité 4

Avec 8 bits, on peut représenter $2^8 = 256$ états différents ; le plus petit est 0, le plus grand 255, soit 256 états différents.

## Activité 5

| | 1 Ko | 1 Mo | 10 Ko | 3 Mo |
|---|---|---|---|---|
| Valeur en octets | 1 024 | 1 048 576 | 10 240 | 3 145 728 |

## Activité 6

| Nombre décimal | $2^3$ | $2^2$ | $2^1$ | $2^0$ | Nombre binaire |
|---|---|---|---|---|---|
| **0** | 0 | 0 | 0 | 0 | 0000 |
| **1** | 0 | 0 | 0 | 1 | 0001 |
| **2** | 0 | 0 | 1 | 0 | 0010 |
| **3** | 0 | 0 | 1 | 1 | 0011 |
| **4** | 0 | 1 | 0 | 0 | 0100 |
| **5** | 0 | 1 | 0 | 1 | 0101 |
| **6** | 0 | 1 | 1 | 0 | 0110 |
| **7** | 0 | 1 | 1 | 1 | 0111 |
| **8** | 1 | 0 | 0 | 0 | 1000 |
| **9** | 1 | 0 | 0 | 1 | 1001 |
| **10** | 1 | 0 | 1 | 0 | 1010 |
| **11** | 1 | 0 | 1 | 1 | 1011 |
| **12** | 1 | 1 | 0 | 0 | 1100 |
| **13** | 1 | 1 | 0 | 1 | 1101 |
| **14** | 1 | 1 | 1 | 0 | 1110 |
| **15** | 1 | 1 | 1 | 1 | 1111 |

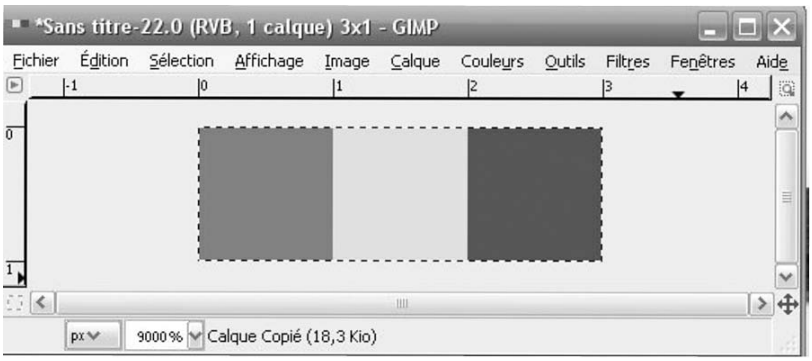


© Cned - Académie en ligne

## Activité 7

Connectez-vous sur cned.fr pour la version couleur

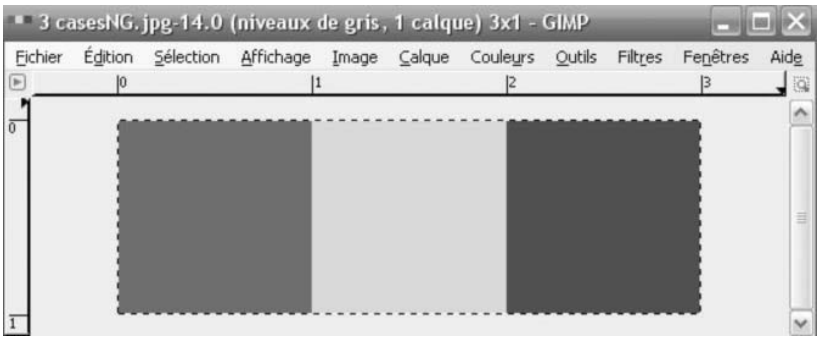
❶




❷

| 1re case | | | 2e case | | | 3e case | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| R | V | B | R | V | B | R | V | B |
| 220 | 56 | 57 | 247 | 216 | 27 | 46 | 47 | 253 |

❸




| 1re case | 2e case | 3e case |
|---|---|---|
| 91 | 209 | 255 |

❹ La taille de l'image en mémoire est de 11 Ko en niveau de gris et de 18 Ko en RVB.

## Activité 8

Connectez-vous sur cned.fr pour la version couleur

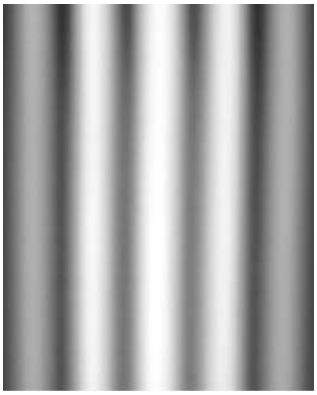
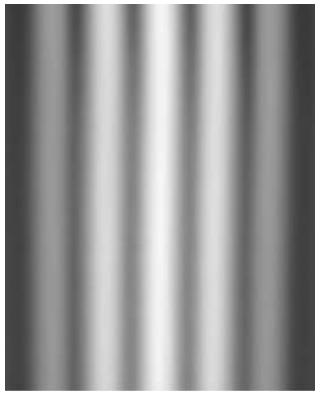
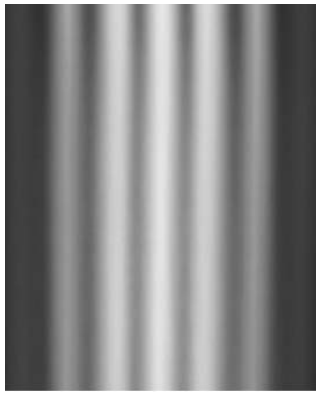
**Étude d'un phénomène optique : interférences en lumière blanche**





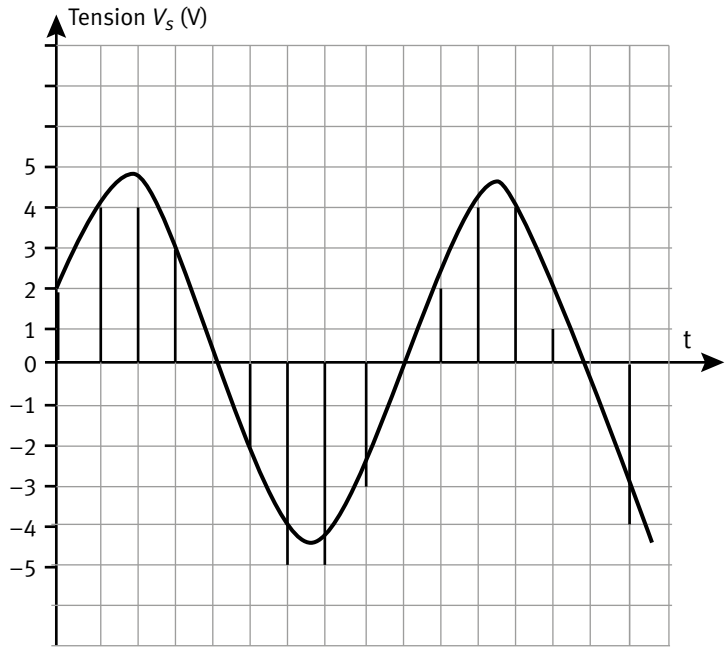
© Cned - Académie en ligne

❶

| Composante Rouge en niveau de gris | Composante Verte en niveau de gris | Composante Bleu en niveau de gris |
|---|---|---|
|  |  |  |

❷ Un blanc parfait correspond à (255, 255, 255).

**Activité 9** Signal analogique échantillonné :

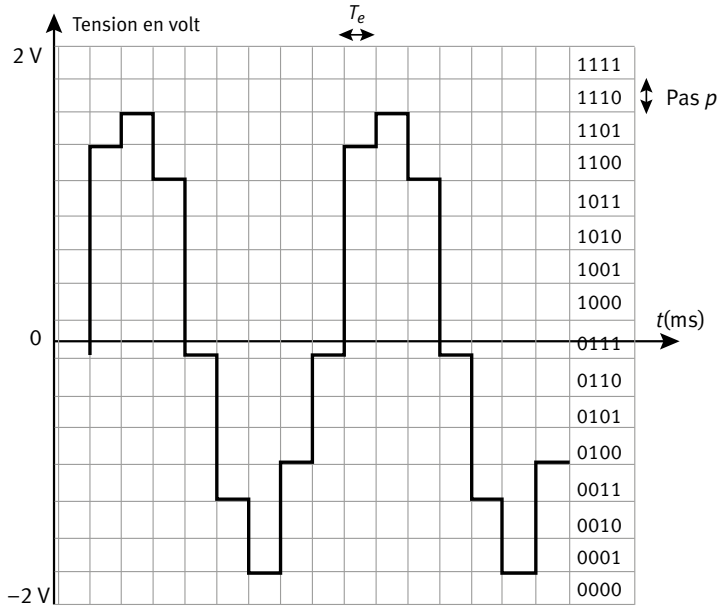




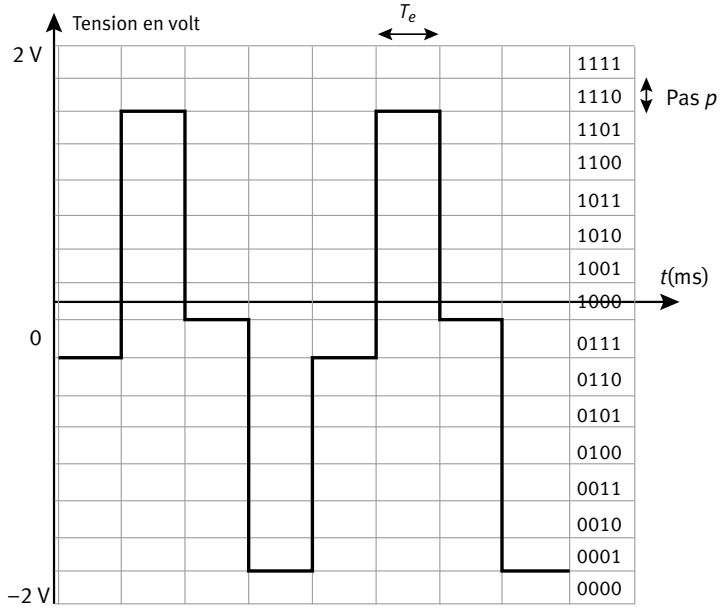

© Cned - Académie en ligne

## Activité 10

Le premier signal restituera le mieux le signal analogique ; il donne plus d'informations que le signal représenté dans le 2ème schéma. La période du signal analogique est égale à 1 ms.




Te = 0,125 ms (1 ms correspond à 8 divisions)




Te = 0,25 ms (1 ms correspond à 4 divisions).

Valeur du pas : $p = \frac{2U_m}{n} \Rightarrow p = \frac{4}{15} = 0{,}27\ V$

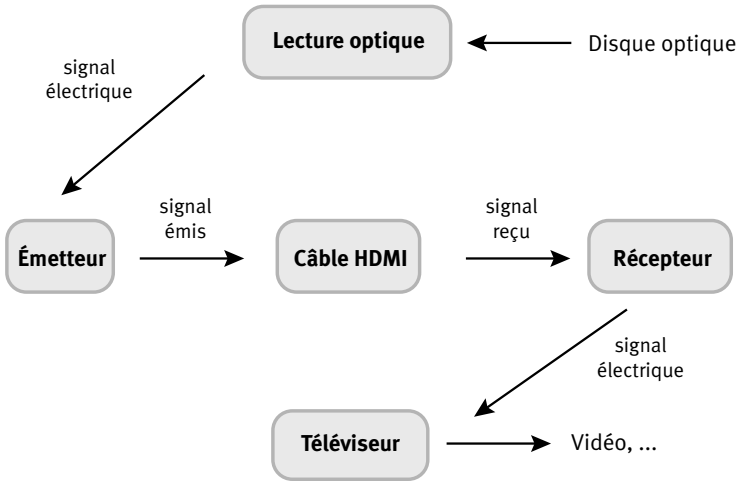
*n* correspond à la valeur du plus grand nombre binaire de la carte (1111) c'est-à-dire 15.



© Cned - Académie en ligne

# Exercices d'apprentissage

**Exercice 1** Chaîne de transmission entre un disque Blu-ray et l'écran de télévision :




**Exercice 2** Écrivons le nombre $13_{(10)}$ en base 2. Pour cela, on divise successivement par 2, et on obtient :

| | | | |
|---|---|---|---|
| 13 | 2 | | |
| 1 | 6 | 2 | |
| | 0 | 3 | 2 |
| | | 1 | 1 |

Donc $13_{(10} = \mathbf{1101}_{(2)}$

**Exercice 3** Couleur d'un pixel de code RVB « 255; 0; 255 » : le rouge et le bleu sont au maximum et il n'y a pas de vert ; on obtient du magenta.

Code RVB d'un pixel de couleur cyan : « 0, 255, 255 ».

Code en niveaux de gris d'un pixel blanc : 255.

**Exercice 4** Valeur du pas utilisé pour cette numérisation : $\boxed{p = \frac{2U_m}{n}}$ où $n$ correspond à la valeur du plus grand nombre binaire de la carte, soit : 11111111, soit n =255.

A.N. : $p = 0{,}016$ V.



© Cned - Académie en ligne

# Chapitre 3

## Activité 11

Propagation libre ou guidée ?

| | Propagation libre | Propagation guidée |
|---|---|---|
| **Câble coaxial** | | x |
| **Transmission hertzienne** | x | |
| **Fibre optique** | | x |
| **Câble HDMI** | | x |
| **Réseau Wi-fi** | x | |
| **Télécommande infrarouge** | x | |

## Activité 12

Le *High Definition Multimedia Interface* (HDMI) (en français, « Interface Multimédia Haute Définition ») est une norme et interface audio/vidéo totalement numérique. Le HDMI permet de relier une source audio/vidéo comme un lecteur Blu-ray à un dispositif compatible tel un téléviseur HD.

En termes de capacités, l'interface HDMI permet d'obtenir des débits de l'ordre de 5 Gb/s. Elle permet ainsi de transmettre :

- des signaux audio multicanaux (jusqu'à huit voies PCM 24 bits/192 kHz) avec une fréquence d'échantillonnage de 32 kHz, 44,1kHz, 48 kHz ou 192 kHz ;
- des signaux vidéo en haute définition (jusqu'à $1920 \times 1080$) sur trois canaux codés sur 24 bits (huit bits par canal).

La norme HDMI est numérique, et les câbles transmettent des signaux numériques. De fait, on ne retrouve pas les mêmes problèmes qu'avec les câbles vidéo analogiques (Péritel, S-Vidéo, composite, composante YUV) qui dégradent la qualité du signal (donc de l'image) en fonction de divers paramètres : longueur de câble, perturbation électrique ou électromagnétique, qualité du blindage, finition du connecteur (or, argent...), etc.

Il existe en revanche d'autres limitations, liées soit à la version HDMI, soit à la longueur maximale du câble.

## Activité 13

Il est nécessaire d'utiliser une antenne extérieure dans les automobiles pour capter les ondes utilisées en radio parce que la carcasse métallique de l'automobile joue le rôle de miroir pour les ondes hertziennes.

## Activité 14

La longueur *L* de l'antenne d'émission doit au minimum avoir une longueur égale au quart de la longueur d'onde de l'onde émise : $L = \frac{\lambda}{4}$. La longueur d'onde est reliée à la fréquence : $\lambda = \frac{c}{f} \Rightarrow \boxed{L = \frac{c}{4f}}$.



© Cned - Académie en ligne

Longueur $L$ que devraient avoir les antennes d'émission pour diffuser :

❶ Pour une fréquence sonore de 500 Hz : $L$ = 150 000 m, soit 150 km, ce qui est impossible à réaliser.

❷ Pour un signal de fréquence 500 kHz : $L$ = 150 m.

### Activité 15

| Débit | 20 Gbit.s$^{-1}$ | 50 Mbit.s$^{-1}$ | 5 kbits.s$^{-1}$ |
|---|---|---|---|
| Débit en bit.s$^{-1}$ | $20.10^9$ | $50.10^6$ | $5.10^3$ |
| Débit en bit.s$^{-1}$ avec les puissances de 2 | $20x2^{30}$ | $50x2^{20}$ | $5x2^{10}$ |

### Activité 16

Le coefficient d'atténuation de la transmission est défini par : $\alpha = \frac{10}{L}\log\left(\frac{P_e}{P_S}\right)$.

$\log\left(\frac{P_e}{P_S}\right) = \frac{\alpha L}{10} \Rightarrow \boxed{\frac{P_e}{P_S} = 10^{\frac{\alpha L}{10}}}$. A.N. : $\frac{P_e}{P_S} = 100$.

La puissance de sortie est 100 fois plus faible que la puissance d'entrée.

### Activité 17

Un tableau comparatif permet de résumer ces documents.

| | Grandes ondes | Ondes FM |
|---|---|---|
| Atténuation | 500 à 1000 km | 100 km |
| Bruit | Diffraction<br>Perturbations atmosphériques | Peu sensible à la diffraction<br>Perturbations liées au relief |

## Exercices d'apprentissage

### Exercice 5

| | USB 2.0 | Modem | HD-Vidéo (1 080 p 60 Hz) |
|---|---|---|---|
| Débit | 480 Mbit/s | 56 kbit/s | 2,4 Gbit/s. |

### Exercice 6

Le coefficient d'atténuation de la transmission est défini par : $\alpha = \frac{10}{L}\log\left(\frac{P_e}{P_S}\right)$.

$\log\left(\frac{P_e}{P_S}\right) = \frac{\alpha L}{10} \Rightarrow \boxed{P_S = \frac{P_e}{10^{\frac{\alpha L}{10}}}}$. A.N. : $P_S = 0,32mW$.

### Exercice 7

Recherchons la taille du fichier en bits : $125.10^6 \times 8$ = 1,00 Gbit.

Le débit est défini par : $D = \frac{n}{\Delta t}$, ce qui donne : $\Delta t = \frac{n}{D}$. A.N. : $\Delta t = 76$ s.



© Cned - Académie en ligne

# Chapitre 4

## Activités

### Activité 18

❶ Une lumière polychromatique contient plusieurs radiations de fréquences différentes.

❷ Le domaine du visible s'étend du violet au rouge.

❸ L'irisation d'un CD ou d'un DVD est due à la diffraction de la lumière blanche.

❹ Par définition, la valeur de la fréquence $\nu$ de la radiation utilisée est donnée par la relation : $\lambda_B = \frac{c}{\nu}$, donc $\boxed{\nu = \frac{c}{\lambda_B}}$.
A.N. : $\nu = 7{,}41.10^{14}$ Hz.

❺ Les CD et les DVD conventionnels utilisent des lasers infrarouges et rouges qui sont de longueurs d'onde supérieures à celle du laser Blu-ray.

### Activité 19

❶ **a)** On suppose $\theta$ suffisamment petit : $\tan\theta \approx \theta$ ; d'autre part : $\tan\theta = \frac{\frac{L}{2}}{D} = \frac{L}{2D}$
=> $\boxed{\theta \approx \frac{L}{2D}}$.

**b)** Relation entre $\theta$, $\lambda_D$ et $\theta$ : $\theta = \frac{\lambda_D}{a}$ avec $\lambda_D$ en mètres, $\theta$ en radians et $a$ en mètres.

**c)** $\theta \approx \frac{L}{2D}$ et $\theta = \frac{\lambda_D}{a}$ => $\boxed{\lambda_D = \frac{La}{2D}}$.

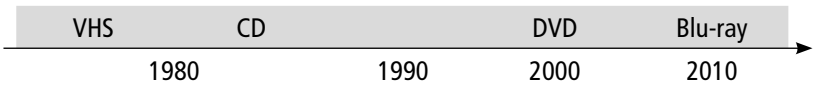
❷ **a)** La tache de diffraction est plus fine pour le Blu-ray.

**b)** Les deux figures de diffraction vérifient $\lambda_D = \frac{La}{2D}$ et $\lambda_B = \frac{L'a}{2D}$.

$\frac{\lambda_D}{\lambda_B} = \frac{\frac{La}{2D}}{\frac{L'a}{2D}} = \frac{L}{L'}$ d'où : $\boxed{\lambda_D = \frac{L}{L'}\lambda_B}$. A.N. : $\lambda_D = 6{,}5.10^2$ nm.

$\lambda_D > \lambda_B$ : on vérifie bien que les lasers infrarouges et rouges sont de longueurs d'onde supérieures à celle du laser Blu-ray.

### Activité 20




Fin des années 1970 : première VHS.

Début des années 1980 : arrivée du CD d'une capacité de 650 Mo.

1995 : arrivée du DVD.

2007 : lancement du Blu-ray.

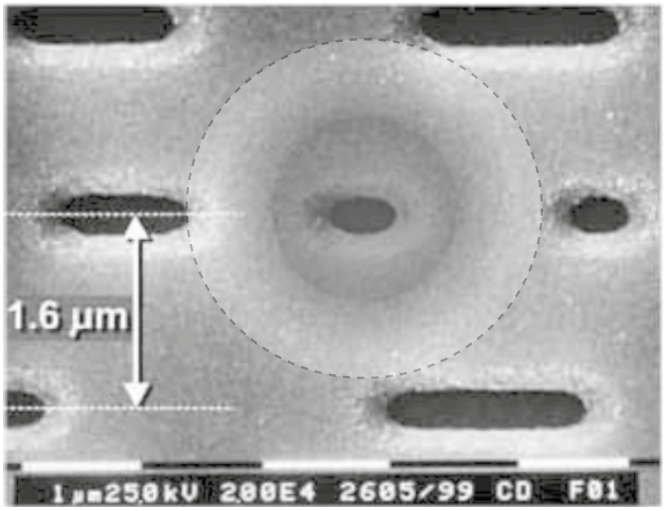


© Cned - Académie en ligne

**Activité 21** 1 Gio correspond à $2^{30}$ octets.

**Activité 22**

| | CD | DVD | Blu-ray |
|---|---|---|---|
| **Longueur d'onde (nm)** | 780 | 650 | 405 |
| **Espacement entre les lignes (µm)** | 1,6 | 0,74 | 0,30 |
| **Ouverture numérique** | 0,45 | 0,60 | 0,85 |
| **Diamètre du spot laser (µm)** | 2,1 | 1,3 | 0,58 |




La taille de la tache de diffraction observée sur la photo est supérieure à 2,1 µm, valeur trouvée dans le tableau ; il est difficile de mesurer le diamètre exact de la tache.

**Activité 23** Pour un disque inscriptible, il n'y a pas création de nouvelles cuvettes ; un laser d'écriture modifie, par chauffage, les zones du substrat situées avant la surface réfléchissante, changeant ainsi l'indice de réfraction de cette zone. Cela revient à modifier la différence de marche du rayon de lecture et ainsi à créer des interférences comparables à celles dues aux cuvettes.

## Exercices d'apprentissage

**Exercice 8**

❶ Le phénomène lié à la taille du spot est le phénomène de diffraction ; plus la longueur d'onde est faible et plus la taille du spot diminue (en tenant compte de l'ouverture numérique du dispositif optique).

❷ Comme le montre le tableau, la taille des cuvettes diminue du CD au Blu-ray ; il est donc possible de stocker beaucoup plus de données numériques ; la capacité augmente donc en passant du CD au Blu-ray.

**Exercice 9** Sur un CD : 187 photos.

Sur un DVD : 1 100 photos de 4 Mo.



© Cned - Académie en ligne

# Chapitre 5

## Exercices de synthèse

### Exercice 1

❶ Le signal analogique représente une grandeur physique sous la forme de variation continue (signal bleu). Un signal est dit numérique s'il représente une grandeur physique sous la forme d'une grandeur ne prenant que des valeurs discrètes de codage par nombre, ce qui est le cas du signal rouge.

❷ La carte d'acquisition est une carte 4 bits.

❸ Les tensions minimale et maximale mesurables sont −2 V et +4 V, soit $U_m = 2$ V.

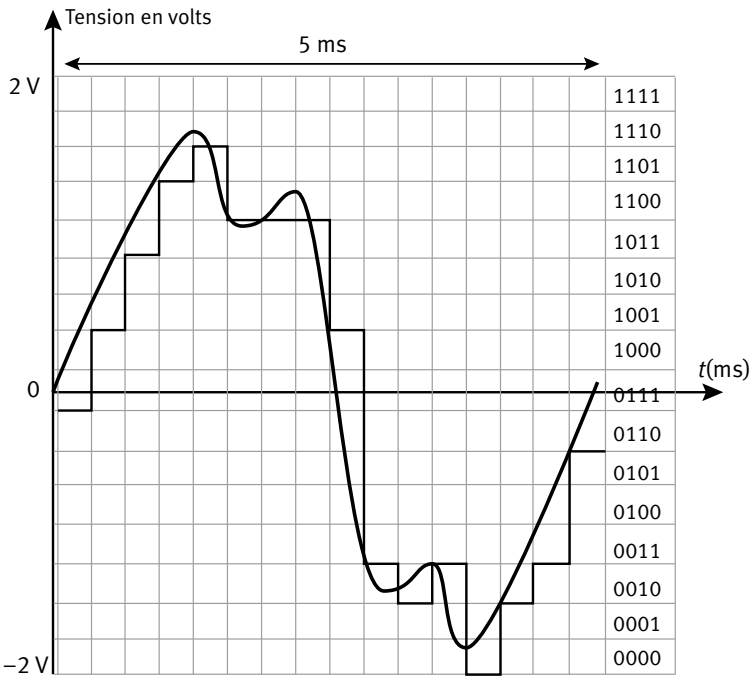
La valeur du pas utilisé pour cette numérisation s'écrit : $\boxed{p = \frac{2U_m}{n}}$. $n$ est égal à 15.

A.N. : $p = 0{,}27$ V.

❹ Pour que la numérisation d'un son soit la plus fidèle possible, il faut donc utiliser une carte d'acquisition avec un nombre de bits important.

❺ La fréquence d'échantillonnage est égale à l'inverse de la période d'échantillonnage : $\boxed{f_e = \frac{1}{T_e}}$. A.N. : $f_e = 3{,}2$ kHz.

Le stockage demandera plus de mémoire.






© Cned - Académie en ligne

## Exercice 2 Analyse de documents scientifiques

| | CD | DVD | Blu-ray | HVD |
|---|---|---|---|---|
| **Procédé de lecture** | Par interférence ; lecture avec un laser | Par interférence ; lecture avec un laser | Par interférence ; lecture avec un laser | Par interférence ; lecture avec deux lasers |
| **Capacité de stockage (Gio)** | 0,75 | 4,4 | 23 | 3 900 |
| **Capacité de stockage par rapport au CD** | 1 | 5,9 (7 annoncée) | 30,7 | 5 200 (6 000 annoncée) |
| **Capacité de stockage par rapport au DVD** | | 1 | 5,9 (4 à 5 fois annoncée) | 886 (830 fois annoncée) |
| **Nbre de disques pour 160 Gio** | | 37 (20 DVD annoncés) | 7 (4 annoncés) | |

Les capacités données dans les documents 1, 2 et 3 ne correspondent pas. Ces documents ne précisent pas si ces disques sont double-couche, ce qui multiplie pratiquement les capacités par 2.

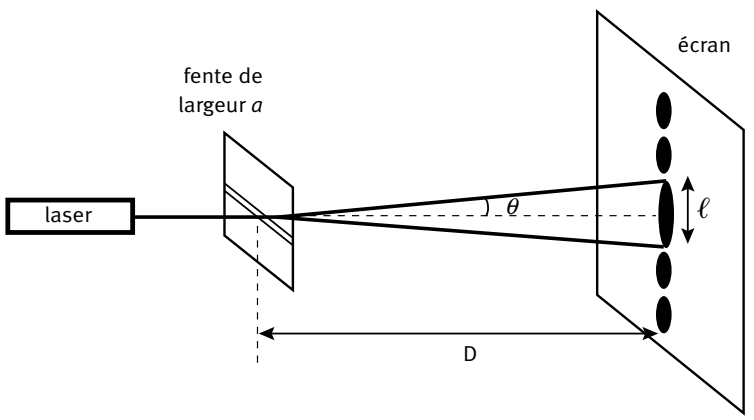
## Exercice 3 Diffraction

**I.** ❶ Le phénomène mis en évidence dans cette expérience est la diffraction.

❷ **a)** En l'absence du phénomène de diffraction, le rayon lumineux se propagerait en ligne droite. En réalité, après passage par la fente fine, la lumière se propage en formant des cônes lumineux qui forment des taches sur l'écran. L'angle θ représente la demi-largeur angulaire de la tache centrale de diffraction.

**b)** θ s'exprime en radians (rad) ; λ, la longueur d'onde, s'exprime en mètres (m) ; *a*, la largeur de la fente, s'exprime en mètre (m).

**c)** Plus la largeur *a* de la fente est petite, plus l'écart angulaire θ est grand (*cf.* relation (1)). La largeur de la tache centrale augmente.






© Cned - Académie en ligne

❸ On a $\tan\theta = \frac{\ell}{2D}$ ; θ est petit => $\boxed{\theta = \frac{\ell}{2D}}$ relation (2).

❹ $\theta = \frac{\lambda}{a}$ et $\theta = \frac{\ell}{2D}$ => $\boxed{a = 2\frac{\lambda D}{\ell}}$. A.N. : $a = 10.10^{-5}$ m.

**II.** Il est possible de diminuer la longueur d'onde ou d'augmenter l'ouverture numérique. ■



© Cned - Académie en ligne