

Collection MCB

PHYSIQUE CHIMIE

seconde

Cours & Exercices

PREFACE

Cet ouvrage de physique chimie niveau Seconde a été collectionné en conformité, tant dans les normes que dans l'esprit, avec les objectifs du programme en vigueur.

Une attention particulière a été portée à la rédaction, le texte devant rester simple et concret.

Dans un but d'efficacité pédagogique, nous avons conçu cet ouvrage pour permettre à l'apprenant de s'exercer progressivement grâce aux nombreux exercices d'applications en utilisant une démarche scientifique.

Nous n'avons pas voulu insérer les solutions dans ce recueil dans le seul but de pousser les élèves à la recherche et au travail individuel. Nous exhortons les collègues à s'en servir comme support de cours tout au long de leurs enseignements.

Nous serons reconnaissants à nos collègues utilisateurs de nous faire part de leurs remarques et les en remercions par avance.

Auteur

Christ Bojardel MALONGA

CHIME

STRUCTURE DE LA MATIERE

Chapitre 1 LA MATIERE

1.1 DEFINITION

La matière est constituée de tout ce qui peut être apprécié à travers nos cinq (05) sens : L'ouïe, l'odorat, le goût, le touché et la vue.

La matière est formée des fines particules appelées Atomes et est caractérisée par un volume, une masse et un poids.

1.1.1 Le volume

C'est l'espace occupé par la matière (un corps).

1.1.2 La masse

C'est la quantité de matière constitue un corps.

1.1.3 Le poids

C'est une force que la terre exerce sur le corps.

1.2 LES ETATS DE LA MATIERE

1.2.1 Définition

Un état de la matière correspond à un certain degré de cohérence de la matière qui se traduit par de comportement définie par les lois de la physique.

1.2.2 Différents états de la matière

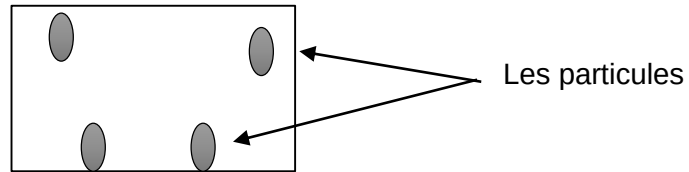
Il y'a trois états les plus classiques de la matière qui sont : l'état gazeux, l'état liquide et l'état solide.

A ces trois états classiques de la matière s'ajoute aujourd'hui un quatrième état de la matière appelé Etat plasma.

1.2.2.1 Etat gazeux

Une matière à l'état gazeux n'est constituée que des petites particules (atomes, molécules, ...) agitées lorsque la température augmente. Ces particules sont très faiblement liées quasiment indépendantes.

C'est un état non condensé et totalement désordonné. Un gaz n'a pas de volume propre et occupe tout l'espace qui lui est offert.



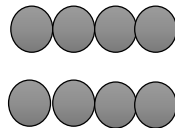
1.2.2.2 *Etat liquide*

Une matière à l'état liquide est constituée que des particules qui sont faiblement liées et ordonnées.

C'est un état condensé et désordonné. Un liquide possède un volume propre mais pas de forme propre et il est pratiquement incompressible.

Remarque :

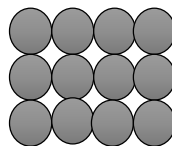
- Au repos la surface libre d'un liquide est plane et horizontale ;
- Le liquide et le gaz coulent : On dit que ce sont des fluides.



1.2.2.3 *Etat solide*

Une matière à l'état solide est constituée des particules qui sont ordonnées, liées les unes des autres par des liaisons chimiques. C'est liaisons chimiques fixes leurs positions relatives.

C'est un état condensé, qui peut être ordonné (solide cristallin) ou désordonné (solide amorphe). Un solide possède à la fois un volume propre et une forme propre.



1.2.2.4 *L'état plasma*

Une matière à l'état plasma n'est autre qu'un gaz ionisé. Dans cet état les électrons ne sont plus à leurs atomes et errent plus ou moins librement.

1.3 LES TRANSFORMATIONS DE LA MATIERE

La matière peut subir soit une transformation physique soit une transformation chimique.

1.3.1 Les transformations physiques de la matière (ou changement d'état)

1.3.1.1 *Définition*

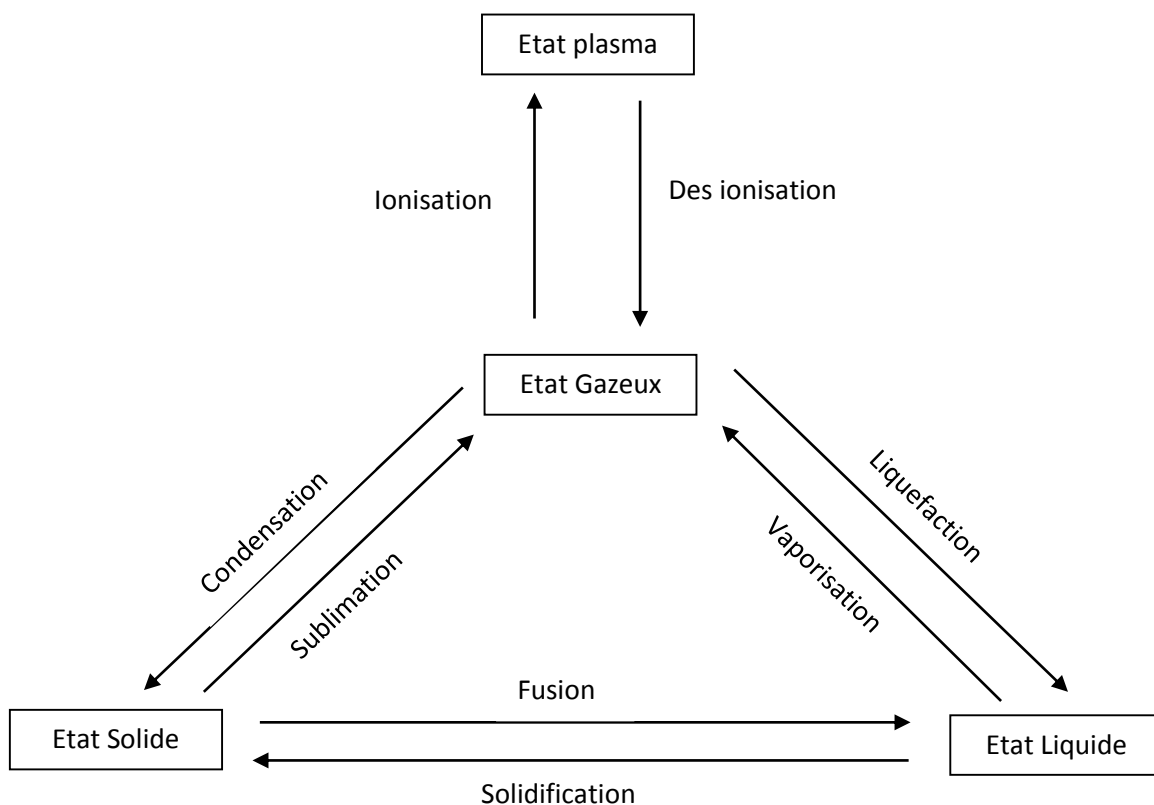
Une transformation physique est un changement d'état de la matière.

En fonction des conditions de température et de pression imposées, un corps pur peu se retrouver sous trois états physiques différents.

Exemple :

- L'eau à l'état cristal (solide) ;
- L'eau à l'état liquide (liquide) ;
- L'eau à l'état vapeur (gaz).

1.3.1.2 Cycle de transformation



Lors du passage d'un état à un autre, la température varie ; Ce qui conduit aux différents points suivants : Le point d'ébullition, le point de fusion et le point de sublimation.

1.3.2 Point d'ébullition ou température d'ébullition

C'est la température à partir de laquelle un corps liquide commence à donner des vapeurs.

Exemple : $T_{éb}$ (eau pure) = 100°C et T_f = 0°C .

$T_{éb}$ (alcool) = $18,8^{\circ}\text{C}$

1.3.3 Point de fusion ou température fusion

C'est la température à partir de laquelle un corps liquide commence à donner des cristaux.

Exemple : $T_f(\text{eau}) = 0^\circ\text{C}$.

$T_f(\text{mercure}) = 39^\circ\text{C}$

$T_f(\text{Or}) = 1063^\circ\text{C}$

1.3.4 Point de sublimation ou point de condensation :

C'est la température à partir de laquelle un corps solide commence à donner des vapeurs.

Exemple : $T_{\text{sub}}(\text{neige}) = 39^\circ\text{C}$.

Remarque : Chaque température ou point de changement d'état de la matière se présente sous deux phases.

1.3.5 Chaleur latente molaire et chaleur latente massique

1.3.5.1 La chaleur molaire latente

C'est la chaleur échangée avec le milieu extérieur par 1 mole.

$$Q = n.L$$

1.3.5.2 La chaleur latente massique

C'est la chaleur échangée avec le milieu extérieur par 1 kg d'un corps pur lors d'un changement d'état par exemple pour faire fondre une masse m de glace, il faut fournir une quantité de chaleur.

$$Q = m.L_F$$

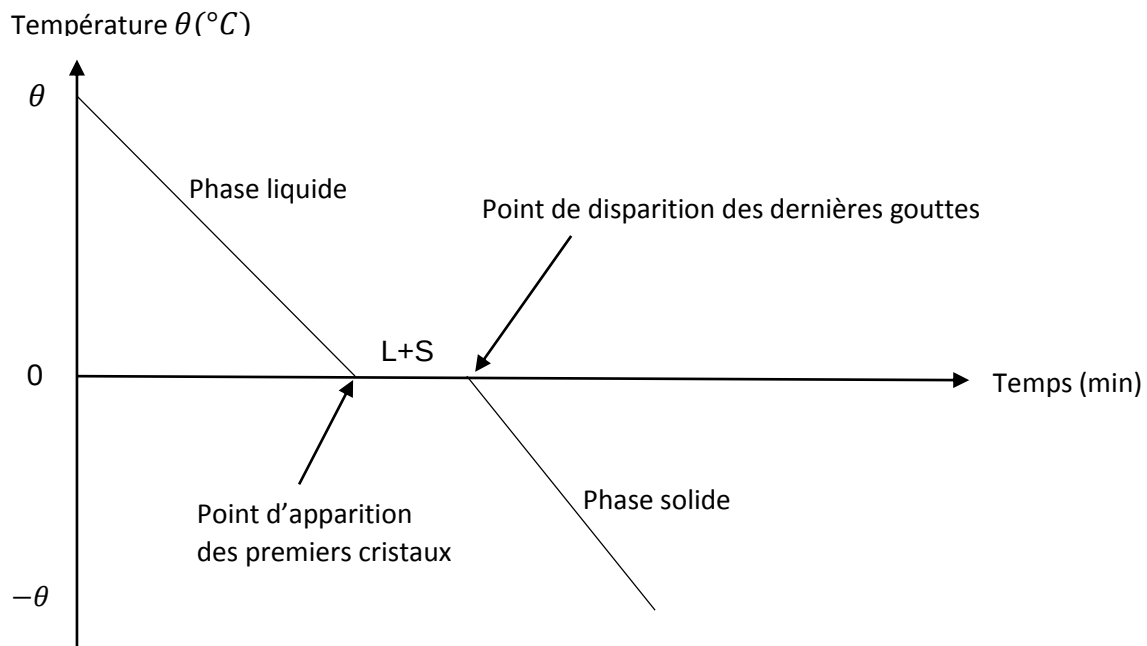
L_F : Chaleur latente massique de fusion de la glace en J/kg.

$$L_S = - L_F$$

L_S : Chaleur latente de solidification de l'eau.

1.3.6 Courbe de refroidissement et d'échauffement

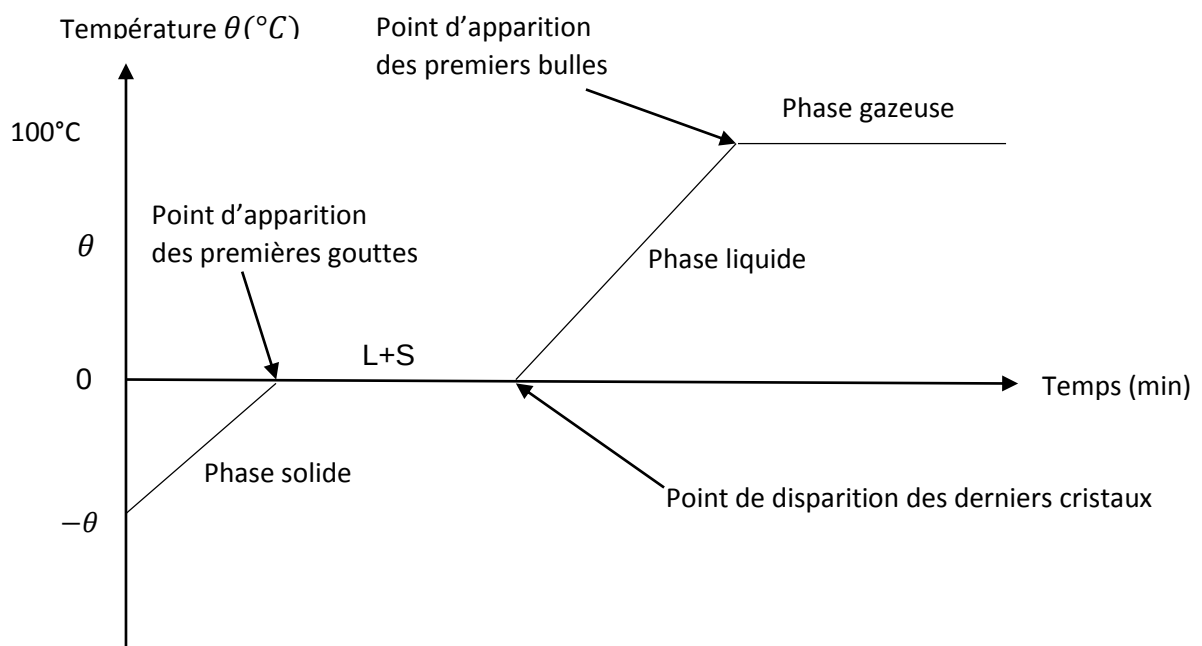
1.3.6.1 Courbe de refroidissement de l'eau pure



Au cours de refroidissement de l'eau pure, la température diminue. A 0°C la courbe présente un palier la température reste constante.

Exercice d'application

1.3.6.2 Courbe d'échauffement de l'eau pure



Au cours d'échauffement de la glace, la température augmente à 0°C (c'est la fusion).

La courbe présente un palier ayant deux phases (liquide et solide) à température constante (de fusion). Elle reste constante jusqu'au point de disparition des derniers cristaux. A 100°C la courbe présente également un palier qui caractérise la phase gazeuse. Devant cette phase la température d'ébullition reste constante.

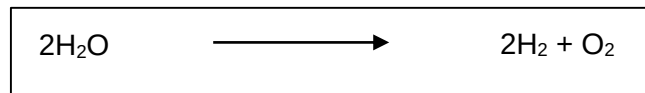
Exercice d'application :

1.4 TRANSFORMATION CHIMIQUE (OU REACTION CHIMIQUE)

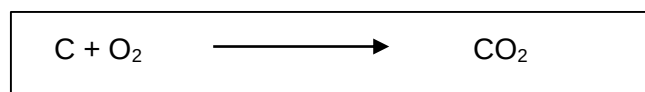
C'est une transformation au cours de laquelle les corps mis en présence réagissent puis disparaissent (réactifs) pour donner d'autres nouveaux corps produits) avec conservation de la matière.

Exemple :

- Electrolyse de l'eau

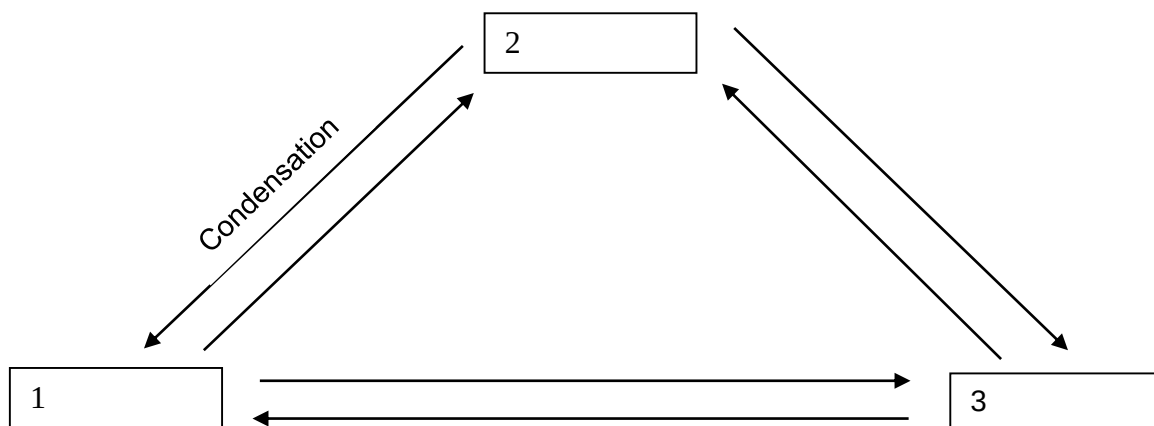


- La combustion du carbone



Exercices d'applications

1. Identifie les états et les transformations de la matière dans le schéma suivant :



Chapitre 2 MELANGE CORPS PURS ET ELEMENTS CHIMIQUES

2.1 LES MELANGES

Un mélange est une association des plusieurs corps purs.

Exemples : L'eau salée, l'eau sucrée, ...

Le mélange entre l'eau et le sel ; l'eau et le sucre ou entre l'eau et le lait constitue les solutions aqueuses.

Une solution aqueuse est un mélange d'un solvant (l'eau) et d'un soluté.

2.1.1 Solvant

Un solvant est tout corps susceptible de dissoudre un soluté.

Exemple : L'eau ; le pétrole ; l'alcool ;...

2.1.2 Soluté

Un soluté est un corps capable de se dissoudre dans un solvant.

Exemple : Le sel ; le sucre ; le lait ; le ciment ;...

On prépare une solution en dissolvant un soluté dans un solvant.

$\text{Solution} = \text{Soluté} + \text{Solvant}$
--

2.1.3 Types de mélanges

2.1.3.1 Mélange homogène

Un mélange est dit homogène si on ne peut pas distinguer à l'œil nu ses différentes parties.

Exemple : L'eau salée, l'eau sucrée, lait liquide, jus de bissap, eau minérale, air...

N.B : Lorsque deux liquides se mélangent pour former un mélange homogène ; On dit que c'est deux liquides sont miscibles.

La miscibilité c'est un caractère ou une propriété d'un mélange homogène.

2.1.3.2 Mélange hétérogène :

Un mélange est dit hétérogène si on peut distinguer à l'œil nu ses différentes parties.

Exemple : béton ; l'eau et l'huile ; l'eau de ruissellement (eau boueuse), le sable et le ciment ...

N.B : Lorsque deux liquides ne se mélangent pas on dit que ce sont des liquides non miscibles. Cet ensemble est appelé aussi une émulsion (c'est un ensemble de liquide qui ne se mélange pas).

Exemple : L'eau et l'huile ; l'eau et le pétrole, l'huile et le pétrole ;

Exercice d'application

On dispose des mélanges suivants :

- a. Eau de mer ; b. Eau de ruissellement ; c. eau minérale ; d. jus de bissap ; e. fer + soufre ; f. Huile + eau.

Compléter le tableau ci – dessous, en écrivant la lettre correspondant à chaque mélange dans la colonne qui convient.

Mélange homogène	Mélange hétérogène

2.1.4 Exemples des mélanges

- **Mélange liquide – liquide :** comme l'eau et l'huile ; l'eau et le pétrole ; l'huile et le pétrole.
- **Mélange solide – solide :** comme le sel et sucre, haricot et riz, haricot et maïs ; ...
- **Mélange gaz – gaz :** comme dihydrogène et dioxygène ; dioxyde de carbone et dioxyde de soufre.
- **Mélange liquide – solide :** comme l'eau et le sel ; l'eau et le sucre ; l'eau et le sable ; ...

2.1.5 Méthodes de séparation d'un mélange

2.1.5.1 Cas des mélanges hétérogènes

Dans une eau boueuse on distingue des particules solides en suspension dans l'eau. On peut obtenir une eau limpide à partir de cette eau boueuse. Il existe plusieurs méthodes physiques pour séparer les différents constituants du mélange hétérogène.

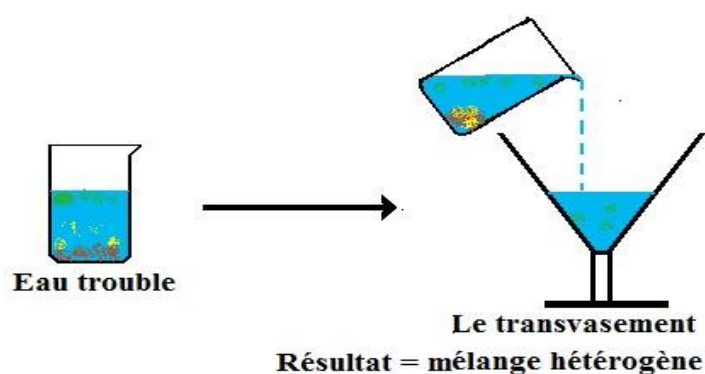
2.1.5.1.1 Décantation

Introduisons dans une ampoule à décanter un mélange eau plus huile. Agitons puis laissons reposer le mélange. Au bout d'un certain temps on observe une séparation entre l'huile et l'eau. L'huile étant plus légère que l'eau, flotte au – dessus de celle – ci. On dit qu'on a décanté le mélange hétérogène.

La décantation consiste à laisser reposer le mélange ; il se produit une séparation entre les différentes phases du mélange.

Remarque : laissons décanter une eau trouble contenant des particules solides en suspension. Au bout d'un certain temps on remarque que les particules solides se déposent au fond du récipient.

- On complète la décantation par un transvasement pour récupérer la partie liquide (voir schéma).
- Au laboratoire, on utilise une ampoule à décanter pour séparer les constituants d'un mélange de liquides non miscibles (exemples mélange eau + huile)



C'est une méthode qui permet de séparer les constituants d'un mélange hétérogène dont l'un de faible densité et l'autre de forte densité. En d'autres termes, c'est une méthode qui consiste à séparer des particules solides en suspension dans un liquide.

2.1.5.1.2 La filtration

La filtration est un procédé qui permet de séparer les différents constituants d'un mélange hétérogène solide - liquide. Pour cela on verse le mélange hétérogène à travers un papier filtre. Le liquide qui traverse le filtre est appelé filtrat ; c'est un mélange homogène. Les particules solides sont retenues par le papier filtre (voir schéma).



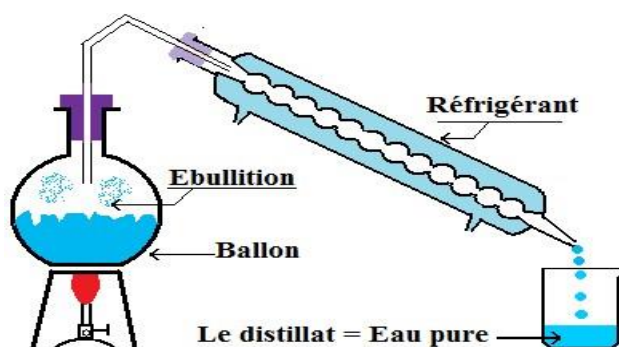
2.1.5.2 Séparation des constituants des mélanges homogènes :

On ne peut séparer les constituants d'un mélange homogène ni par la décantation, ni par la filtration. D'autres procédés sont utilisés. Ils sont basés sur les propriétés physiques telles que la température d'ébullition et la température de congélation.

2.1.5.2.1 La distillation :

Dans un ballon on chauffe de l'eau salée. Au cours du chauffage, la température augmente et garde une valeur constante égale à 100°C pendant l'ébullition. La vapeur qui se dégage est liquéfiée dans un réfrigérant appelé aussi condenseur. Le liquide recueilli dans le bécher est appelé **distillat** : c'est de l'eau pure.

Distiller un liquide, c'est le vaporiser puis le liquéfier. La distillation permet de séparer les différents constituants d'un mélange homogène.



La distillation est une méthode qui consiste à séparer un mélange homogène de ces constituants en les faisant porter à ébullition afin de recueillir un liquide pur formé par condensation.

2.1.5.2.2 L'entraînement à la vapeur

L'entraînement à la vapeur est une méthode utilisée pour séparer et purifier les substances insolubles ou peut soluble dans l'eau.

2.1.5.2.3 La chromatographie

La chromatographie est une méthode qui permet de séparer et de purifier pour extraire les matières colorantes des plantes.

Exercice d'application

Une ménagère veut préparer des beignets pour ses enfants. Elle constate avec amertume que sa farine est envahie par des insectes, son huile a été vendue mélangée à l'eau et un des enfants lui affirme avoir déjà dissout du sel dans le peu d'eau disponible, sans respecter les proportions.

1. Précise la nature de chaque mélange.

2. Comment fera – t – elle pour purifier sa farine et son huile ?
3. Peut – elle débarrasser son eau de ce sel ? Si oui, comment ?

2.2 CORPS PURS

2.2.1 Définition

Un corps pur est une substance dont les critères de pureté sont déterminés. Ces valeurs sont des constantes physiques

Exemple : L'eau pure, le dioxygène, le dioxyde de carbone, ...

Il y'a deux (02) types de corps purs : Corps purs simple et composé.

2.2.2 Corps purs simples

Un corps pur simple est constitué d'un seul élément chimique.

Exemples : Le dioxygène (O_2) ; le diazote (N_2) ; l'ozone (O_3) ; le fer (Fe) ;...

2.2.3 Corps purs composés

Un corps pur composé est constitué d'éléments chimiques différents.

Exemples : L'eau (H_2O) ; l'acide sulfurique (H_2SO_4)

2.2.4 Caractéristiques (critère de pureté)

Chaque corps pur est caractérisé par : sa masse volumique ; sa densité ; sa température de fusion et sa température d'ébullition.

Exemple : pour l'eau pure $t_e = 100^\circ C$; $t_f = 0^\circ C$; $\rho = 1 \text{ g/cm}^3$ et $d = 1$

2.2.4.1 La masse volumique

C'est la masse par unité de volume.

$$a = \frac{m}{V}$$

$$\rho = \frac{m}{V}$$

ρ (Hg) = 13,6 g/cm³ et ρ (air) = 1,3 g/L

2.2.4.2 La densité par rapport à l'eau

$$d = \frac{m}{m'}$$

$$d = \frac{\rho_{corps}}{\rho_{eau}}$$

2.2.4.3 La densité d'un gaz par rapport à l'air

$$d = \frac{m_{\text{gaz}}}{m'_{\text{air}}}$$

Dans les CNTP, si $m_{\text{gaz}} = M$ alors $V_m = 22,4 \text{ L}$

Donc $m'_{\text{air}} = \rho_{\text{air}} \times V_m = 1,3 \times 22,4 = 29,12 \text{ g} \rightarrow m'_{\text{air}} = 29 \text{ g}$

$$d = \frac{M}{29}$$

2.2.5 Constituants d'un corps pur

Un corps pur est constitué par :

- Le symbole de l'élément ;
- La masse de l'élément ;
- La notion de mole

2.3 ELEMENTS CHIMIQUES

C'est ce qui est commun à un corps pur simple et à un corps pur composé.

Exemple : Les corps purs CO_2 ; H_2O et O_2 ont en commun l'élément oxygène (O).

2.3.1 Notion de mole

La mole est l'unité de la quantité de matière. Une mole est la quantité de matière qui contient $6,02 \cdot 10^{23}$ particules identiques ($N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).

N_A : nombre d'AVOGADRO.

Exemple : 1 mole d'atome = $6,02 \times 10^{23}$ atomes.

1 mole de molécule = $6,02 \times 10^{23}$ molécules.

2.3.2 Masse molaire atomique

C'est la masse d'une mole d'atome.

$M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$;

Exercices d'applications

1. Quelle différence fais-tu entre les notions suivantes : mélange – corps pur – élément chimique. Cites deux exemples pour chacune d'elle.
2. Calcule les masses molaires moléculaires des espèces chimiques suivantes : Nitrate de baryum $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, Glycérol $\text{HOCH}_2\text{CHOHCH}_2\text{OH}$, Bichromate de potassium $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Phosphate d'ammonium $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ et Phosphate ferreux $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$.

On donne en g/mol : P = 31 ; K = 39 ; Fe = 56 ; Cr = 52 ; N = 14 ; O = 16 et Ba = 137

Chapitre 3 DETERMINATION DES QUANTITES DE MATIERE DES CORPS PURS

3.1 LA QUANTITE DE MATIERE

3.1.1 Définition

La mole est l'unité de quantité de matière.

Par définition, une mole contient autant d'entités chimiques qu'il y a d'atomes dans 12,0 g de carbone 12.

Ainsi, une mole contient $6,02 \cdot 10^{23}$ entités chimiques identiques (molécules, atomes ou ions).

3.1.2 La constante d'Avogadro

La constante d'Avogadro indique le nombre d'entités chimiques (molécules, atomes ou ions) par mole.

Cette constante se note N_A , et son unité est mol^{-1}

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, cette valeur signifie qu'il y a $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de carbone 12 dans 12,0 g de carbone 12.



3.1.3 Quantité de matière d'un échantillon

La quantité de matière se note n , N représente le nombre d'entités chimiques (molécules, atomes ou ions) présentes dans un échantillon de matière :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Exemple : Un clou en fer contient $3,5 \cdot 10^{21}$ atomes de fer Fe, Calcule la quantité de matière de fer contenue dans ce clou.

3.2 MASSE MOLAIRE

3.2.1 Masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément chimique est la masse d'une mole d'atomes de cet élément chimique.

L'unité est le gramme par mole noté $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Les valeurs des masses molaires atomiques sont indiquées pour chaque élément dans le tableau de classification périodique des éléments (Voir tableau périodique).

Exemples

- La masse molaire atomique de l'oxygène O est $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- La masse molaire atomique du béryllium est $M(\text{Be}) = 9,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

3.2.2 Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments constituant la molécule. C'est la masse en gramme qui correspond à une mole de molécules.

L'unité est toujours le gramme par mole noté $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exemple : Calcule la masse molaire de l'eau de formule H_2O et de l'éthanol de formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

3.2.3 Masse molaire et quantité de matière

M représente la masse molaire de l'échantillon, **m** représente la masse de l'échantillon et **n** représente la quantité de matière de l'échantillon :

$$n = \frac{m}{M}$$

n : en mol

m : en gramme (g)

M : en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exemple

Un morceau de sucre de masse $m = 3,0 \text{ g}$ contient essentiellement du saccharose de formule $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Calcule la quantité de matière n de sucre contenu dans ce morceau.

3.3 VOLUME MOLAIRE DES GAZ

3.3.1 Définition

Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de ce gaz dans des conditions de pression et de température données.

Le volume molaire est indépendant de la nature du gaz, il dépend uniquement de la température et de la pression. Ainsi, à une température et une pression données, tous les gaz ont le même le volume molaire.

Le volume molaire d'un gaz se note V_m , il s'exprime en $L \cdot mol^{-1}$

Exemples

- **Conditions ordinaires** de température et de pression : $T = 20^\circ C$ et $P = 1,013 \cdot 10^5$ Pa (Pascal) : $V_m = 24,0 L \cdot mol^{-1}$
- **Conditions normales** de température et de pression (**CNTP**) : $T = 0^\circ C$ et $P = 1,013 \cdot 10^5$ Pa : $V_m = 22,4 L \cdot mol^{-1}$

3.3.2 Volume molaire et quantité de matière

V représente le volume d'un gaz, n représente sa quantité de matière et V_m représente le volume molaire :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

n : en mol

V : en litre (L)

V_m : en $L \cdot mol^{-1}$

Exemple

Calcule la quantité de matière $n(Cl_2)$ contenue dans 1,0 L de gaz dichlore Cl_2 , dans les conditions ordinaires de température et de pression où $V_m = 24,0 L \cdot mol^{-1}$.

3.4 EXERCICES

Exercice 1 :

1. Calculer la masse d'un atome de calcium. On donne $M(Ca) = 40 g/mol$.
2. Calculer la quantité de matière contenue dans 80 g de Sulfate d'aluminium $Al(SO_4)_3$. On donne en g/mol : $Al = 27$; $S = 32$ et $O = 16$

Exercice 2 : Une bouteille de 1,0 L de dioxygène O_2 contient $4,20 \cdot 10^{-2}$ mol de dioxygène à $T = 20^\circ C$ et $P = 1,013$ Pa. Déterminer le nombre de molécules de dioxygène O_2 contenues dans cette bouteille.

On donne : Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Exercice 3 : A la suite d'un dysfonctionnement d'une machine à laver, on prélève un dépôt de calcaire de formule $CaCO_3$ de masse $m = 23,6$ g sur la résistance électrique.

1. Déterminer la masse molaire M moléculaire du calcaire.
2. Déterminer la quantité de matière n du calcaire.
3. Déterminer le nombre de molécule N de calcaire contenu dans le dépôt.

On donne :

- Masse molaire atomique :
 $M(Ca) = 40,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(C) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Exercice 4 : Afin d'assurer le chauffage d'une maison pendant la période hivernale les habitants d'une maison ont consommé $1,5 \text{ m}^3$ de gaz butane de formule C_4H_{10} . Dans les conditions normales de température (CNTP), le volume molaire vaut $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Déterminer la masse molaire M du butane C_4H_{10} .
2. Déterminer la quantité de matière n du butane.
3. Déterminer le nombre de molécule de butane consommée pendant la période hivernale.
4. Déterminer la masse de butane consommée.
5. Déterminer le volume consommé, si le gaz n'est plus du butane mais du propane C_3H_8 et que la masse mise en jeu reste identique.

On donne :

Masses molaire atomique : $M(C) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(H) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et la Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Exercice 5 : La combustion d'un échantillon de carbone C , de masse $m = 4,24$ g dans le dioxygène O_2 produit un volume $V = 8,4$ L de dioxyde de carbone CO_2 .

1. Déterminer la quantité de matière n de l'échantillon de carbone.
2. Déterminer le nombre d'atomes N de carbone dans l'échantillon.
3. Déterminer la quantité de matière n produite en dioxyde de carbone.
4. Déterminer la masse m de dioxyde de carbone CO_2 obtenue.
5. Déterminer le nombre de molécules N de dioxyde de carbone CO_2 produite.

On donne :

Masse molaire atomique : $M(C) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Dans les CNTP : $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 6 :

La combustion dans le dioxygène de 25,0 mL de butanol liquide, de formule brute $C_4H_{10}O$, produit un volume $V_1 = 26,0$ L de dioxyde de carbone gazeux et un volume $V_2 = 32,0$ L d'eau H_2O à l'état gazeux.

Données :

Masse molaire atomique : $M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Dans les CNTP : $V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$ Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02.10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Masse volumique du butanol : $\rho = 0,810 \text{ g.cm}^{-3}$

1. Déterminer la masse m du butanol.
2. Déterminer la quantité de matière n en butanol.
3. Déterminer la quantité de matière n en dioxyde de carbone et en eau.
4. Déterminer le nombre de molécules N de dioxyde de carbone et d'eau produite.

Exercice 7 : Trois échantillons comptent le même nombre d'atomes : l'un de fer (masse $m_1 = 1,4$ g, l'autre de sodium $m_2 = 0,575$ g, le troisième de soufre $m_3 = 0,8$ g.

- a. Combien y a-t-il de moles d'atomes de chaque élément sachant que la masse atomique molaire du fer est de 56 g/mol ?
- b. En déduire la masse atomique molaire du sodium (Na) et du soufre (S).

Exercice 8 : Un flacon contient 5,6 L de gaz d'ammoniac de formule NH_3 .

1. Quelle est la quantité de gaz qui est présent dans ce flacon ?
2. Calcule la masse correspondante.
3. On donne : $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$; $N = 14 \text{ g/mol}$.

Chapitre 4 PREPARATIONS DES MELANGES

4.1 DEFINITION DE LA DISSOLUTION

On appelle dissolution l'action de dissoudre un soluté dans un solvant à fin d'obtenir une solution.

4.2 DISSOLUTION D'UN SOLIDE DANS UN SOLVANT (LIQUIDE)

Exemples

- La dissolution du saccharose (sucre) dans l'eau.
- La dissolution du glucose, du sel, du calcaire, du café, du savon, etc dans l'eau.

4.3 DISSOLUTION D'UN LIQUIDE DANS UN AUTRE CORPS

Exemple : La dissolution de l'alcool, de l'acide chlorhydrique, du permanganate de potassium, de l'acide sulfurique, ... dans l'eau.

4.4 DISSOLUTION D'UN GAZ DANS UN LIQUIDE

Exemple : La dissolution du dioxyde de carbone CO₂, du dioxyde de soufre, ... dans l'eau.

Remarques

Au cours de la dissolution :

- La masse totale se conserve mais pas généralement le volume.
- Le nombre total des molécules se conserve.

4.5 TITRE DES MELANGES

Le titre des mélanges représente la concentration de la solution exprimée soit en mole par litre (mol/L), soit en gramme par litre (g/L), soit en pourcentage.

4.5.1 Concentration molaire ou titre molaire ou encore molarité

C'est le rapport entre la quantité de matière de soluté introduite dans le solvant et le volume de la solution.

$$C = \frac{n}{V}$$

4.5.2 Concentration massique ou titre massique

C'est le rapport entre la masse de soluté et le volume de la solution.

$$t = \frac{m}{V}$$

Remarques

 $V = V_{\text{solvant}}$, car $V_{\text{soluté}}$ est négligeable.

 **Relation entre C et t :**

$$C = \frac{t}{M}$$

4.5.3 Pourcentage massique ou titre pondéral ou encore pourcentage de pureté

$$P = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \times 100\%$$

4.6 DENSITÉ D'UN MÉLANGE

La densité d'un mélange est déterminée par la relation suivante :

$$d = \frac{\rho_{\text{mélange}}}{\rho_{\text{eau}}}$$

4.7 EXERCICES

Exercice 1 : On désire préparer 100 ml d'une solution de sulfate de cuivre (CuSO_4) de concentration molaire $C = 0,1 \text{ mol/L}$. Quelle masse m de sulfate de cuivre faut-il dissoudre ? Comment procéder ?

Exercice 2 :

1. Calculer la masse d'acide nitrique HNO_3 nécessaire à la préparation de 400 cm^3 de solution à 54% d'acide et ayant une masse volumique ρ (solution) = $1,14 \text{ g/cm}^3$.
2. Calculer les titres massique et molaire de cette solution.

Exercice 3 : Le carbonate de sodium hydraté a pour formule $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

1. Calculer la masse molaire du composé.
2. Dans une fiole jaugée de 250 ml, on introduit 17,88 g de carbonate de sodium hydraté et on complète avec l'eau. Calculer le titre massique, le titre molaire de ce corps dans la solution.
3. Quel volume d'eau faut-il ajouter à cette solution pour obtenir une solution déci molaire.

On donne en g/mol : $\text{Na} = 23$; $\text{C} = 12$ et $\text{H} = 1$.

Exercice 4 : On dissout une masse $m = 25 \text{ g}$ des cristaux de sel de sulfate de cuivre hydraté de formule ($\text{CuSO}_4 \cdot X\text{H}_2\text{O}$) dans 1 litre d'eau et on obtient une solution de concentration molaire $C = 0,1 \text{ mol/L}$.

1. Quels sont les éléments chimiques présents dans ce sel.
2. Calculer la masse molaire de ce sel en fonction de X qui représente le nombre de molécules d'eau présentes.
3. Après avoir rappelé la formule de la concentration molaire C , calculer la valeur de X .

Exercice 5 : La lessive de soude est une solution d'hydroxyde de sodium que l'on trouve facilement en droguerie.

1. Un flacon commercial d'un 1 litre de lessive de soude dont la densité par rapport à l'eau est 1,3 contient en masse 30% d'hydroxyde de sodium NaOH pur. Déterminer la concentration molaire de la lessive de soude.

2. Déduire le titre massique.

On donne $O = 16 \text{ g/mol}$; $Na = 23 \text{ g/mol}$ et $a_{\text{eau}} = 1000 \text{ g/L}$.

Exercice 6 : On dissout 3,42 g de sulfate d'aluminium solide de formule $Al_2(SO_4)_3$ dans 100 ml d'eau, pour préparer une solution. Détermine :

1. Le titre massique de la solution
2. Le titre molaire de la solution.
3. Le titre pondéral de la solution.
4. La masse volumique de la solution.
5. La densité de la solution par rapport à l'eau.

On donne en g/mol : $Al = 27$; $S = 32$; $O = 16$ et $\rho (\text{eau}) = 1 \text{ g/cm}^3$.

Exercice 7 : On dissout 6,2 g d'hydrocarbonate de sodium de formule $NaHCO_3$, dans 100 ml d'eau.

1. Déterminer le titre massique de la solution.
2. Déterminer son titre molaire.
3. Déterminer son titre pondéral.
4. Déterminer sa masse volumique.
5. En déduire sa densité par rapport à l'eau.

Exercice 8 : Quelle masse de sulfate d'aluminium solide de formule $Al_2(SO_4)_3$ faut-il dissoudre dans 2,5 L de solution à $0,1 \text{ mol/L}$?

Exercice 9 :

1. Quelle masse d'eau serait nécessaire pour préparer une solution à 15% contenant 20 g de sel ?
2. En déduire le titre massique de la solution si $\rho (\text{eau}) = 1 \text{ g/cm}^3$.

Chapitre 5 CONSTITUANTS ET CARACTERISTIQUES D'UN ATOME ELEMENT CHIMIQUE

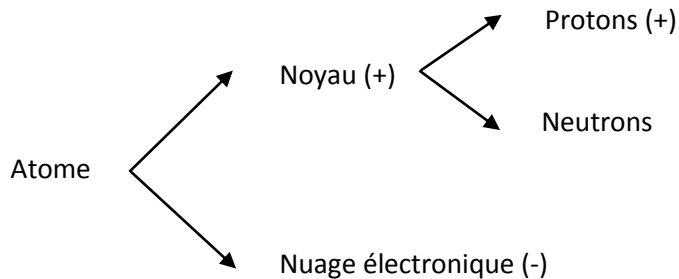
5.1 LES CONSTITUANTS DE L'ATOME

5.1.1 Définition d'un atome

L'atome est une petite particule indivisible de la matière.

Au 19^e siècle plusieurs expériences ont été réalisées et ont permis de connaître les constituants de l'atome.

L'atome est composé d'un noyau central chargé positivement et des électrons chargés négativement qui gravitent autour du noyau.



5.1.2 Caractéristiques d'un électron

L'électron porte une charge électrique négative

$$q_e = -e = -1,6 \times 10^{-19} C$$

Où e est la charge électrique élémentaire $e = 1,6 \times 10^{-19} C$

Sa masse est

$$m_e = 9,1 \times 10^{-31} kg$$

5.1.3 Caractéristiques d'un noyau

Les expériences réalisées en chimie nucléaire montrent que le noyau est constitué par l'assemblage des particules appelées nucléons ; Les nucléons sont de deux sortes :

- **Protons (+)**

Les protons portent une charge électrique positive

$$q_p = +e = +1,6 \times 10^{-19} C$$

Leurs masses est :

$$m_p = 1,67 \times 10^{-27} kg$$

- **Neutrons (neutre)**

$$q_n = 0$$

Les neutrons ont une charge nulle

$$m_p = m_n = 1,67 \times 10^{-27} kg$$

5.2 LES CARACTERISTIQUES DE L'ATOME

5.2.1 Numéro atomique (Z)

Le numéro atomique représente le nombre de protons ou d'électrons dans un atome. Il est noté Z.

Remarque : Un noyau comporte donc Z protons et porte une charge

$$Q = +Z \times e$$

N.B : Z est encore appelé nombre de charge.

5.2.2 Nombre de masse

Le nombre des nucléons d'un noyau atomique est appelé nombre de masse ; Il est désigné par la lettre A.

Le nombre de masse A peut être déterminé à travers la relation suivante

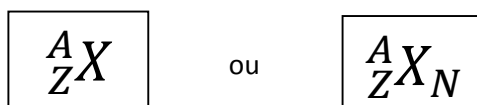
$$A = Z + N$$

Où N représente le nombre de neutron contenu dans l'atome.

N.B : A, Z et N sont des nombres entiers.

5.2.3 Symbole de l'atome

Pour représenter l'atome d'un élément chimique on utilise le symbole



X : Symbole de l'élément chimique ;

Z : Numéro atomique ou nombre de charge. Il correspond au nombre de protons (ou d'électrons) ;

A : Nombre de masse ou nombre de nucléons ;

N : Nombre de neutrons

Remarques

- **Charge totale d'électrons (nuage électronique)**

$$Q = +Z \times e$$

- L'ensemble des atomes dont le noyau possède le même couple (Z ;A) s'appelle un **Nucléide**.

5.2.4 Masse atomique

La masse atomique est la masse d'un atome

$$m_{at} = m_{noyau} + m_{electron}$$

- La masse du noyau est donnée par

$$m_{noyau} = Z \times m_p + N \times m_n$$

Avec $m_p = m_n \rightarrow$

$$m_{noyau} = A \times m_p$$

- La masse des électrons est donnée par

$$m_{electrons} = Z \times m_e$$

$$m_{at} = A \times m_p + Z \times m_e$$

- Si on néglige la masse des électrons devant celle des protons car la masse ($m_e \ll m_p$)

$$m_{at} = m_{noyau} = A \times m_p$$

5.2.5 Unité de masse atomique

La masse d'un atome s'exprime en unité de masse atomique (u.m.a) ; L'unité de masse atomique est le 12^e de la masse d'un atome de carbone.

$$1uma = 1,67 \times 10^{-27}kg$$

5.2.6 Taille de l'atome

Les rayons des noyaux sont environs cent mille fois plus petits que ceux des atomes.

Le noyau d'un atome est assimilable à une très petite sphère.

Pour exprimer ses longueurs très petites, on utilise le sous multiple du mètre : le femto mètre ou fermi de symbole fm .

$$1fm = 10^{-15}m$$

En conséquence les rayons des noyaux sont de l'ordre du fermi ou $10^{-15}m$.

Il existe une formule empirique permettant de calculer le rayon du noyau du nucléide ${}^A_ZX$

$$r = r_0 \times \sqrt[3]{A}$$

Avec $r_0 = 1,2fm$

5.3 ELEMENT CHIMIQUE

5.3.1 Caractéristique d'un élément chimique

Un élément chimique est caractérisé par son numéro atomique Z appelé nombre de protons ou nombre de charge.

5.3.2 Notation ou représentation d'un élément chimique

Un élément chimique est noté comme suit ${}_Z^AX$

Exemple : Élément aluminium ${}_{13}^{27}Al$

N.B : Tous les atomes d'un élément chimique ont un noyau comportant Z protons et $A - Z$ neutrons.

Tous les atomes non ionisés d'un élément chimique ont un même cortège électronique comportant Z électrons et ayant des propriétés chimiques identiques comme les isotopes.

Exercice d'application

Le zinc est un élément chimique représenté par ${}_{30}^{65}Zn$.

1. Calculer la charge électrique de son noyau et sa masse atomique.
2. Combien y a-t-il d'atome dans $2,3\text{ cm}^3$ de ce métal ? Sachant que la masse volumique du zinc est $7,13\text{ g/cm}^3$.
3. Quel est le nombre de mole d'atome contenu dans ce volume ?

5.3.3 Isotopie

Deux atomes sont dit isotopes s'ils possèdent le même numéro atomique (Z) mais de nombre de masse (A) différent.

Dans la nature tous les éléments chimiques se présentent le plus souvent sous forme d'isotope.

Exemples

- Isotopes du fer : ${}^{54}_{26}\text{Fe}$; ${}^{56}_{26}\text{Fe}$; ${}^{57}_{26}\text{Fe}$ et ${}^{58}_{26}\text{Fe}$
- Isotopes de l'hydrogène : ${}^1_1\text{H}$ et ${}^3_1\text{H}$
- Isotopes de l'oxygène : ${}^{16}_8\text{O}$; ${}^{17}_8\text{O}$ et ${}^{18}_8\text{O}$

5.3.4 Abondance isotopique

On appelle abondance isotopique, le pourcentage en masse de chacun des isotopes dans le mélange naturel d'un élément chimique.

Exemples

- Isotopes du chlore : ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ (75%) et ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ (25%)
- Isotopes de l'oxygène : ${}^{16}_8\text{O}$ (99,76) ; ${}^{17}_8\text{O}$ (0,04%) et ${}^{18}_8\text{O}$ (0,2%)

5.3.5 Masse atomique moyenne

Soit un élément X possédant trois isotopes ${}^{A_1}_Z\text{X}$; ${}^{A_2}_Z\text{X}$ et ${}^{A_3}_Z\text{X}$

Si chacun à pour pourcentage (abondance isotopique) P_1 ; P_2 ; P_3 .

$$Mat = \frac{A_1 \times P_1 + A_2 \times P_2 + A_3 \times P_3}{P_1 + P_2 + P_3}$$

Avec $P_1 + P_2 + P_3 = 100\%$

Exercice d'application

Soit ${}^{A_1}_{17}\text{X}_1$ et ${}^{A_2}_{17}\text{X}_2$ deux isotopes d'un même élément. Le nucléide X_1 contient un neutron de plus que des protons. Le nucléide X_2 a deux nucléons de plus que le nucléide X_1 .

1. Identifier chaque nucléide.
2. Sachant que la masse molaire atomique de l'élément naturel vaut 36,52 g/mol. Calculer l'abondance relative de chaque isotope dans la nature.

5.4 EXERCICES

Exercice 1 :

On considère un atome dont le noyau a une charge totale de $+4,8 \cdot 10^{-18}\text{C}$.

1. Combien de protons contient le noyau de cet atome ?
2. Sachant que ce noyau contient 65 nucléons.
 - a. Donne la constitution de cet atome.
 - b. De quel élément chimique s'agit-il ? Ecrire le symbole de son noyau.
 - c. Calcule la masse m_{at} de cet atome.

On donne : masse d'un nucléon $m_{\text{nucléon}} = 1,67 \cdot 10^{-27}\text{kg}$.

Exercice 2 : Le magnésium possède trois isotopes naturels de nombre de nucléons A : 24, 25 et 26 et de proportions respectives : 78,6%, 10,1% et 11,3%.

1. Qu'appelle-t-on isotopes ? Donne les différentes méthodes de leur utilisation.
2. En déduire une valeur approchée de la masse molaire atomique du magnésium.

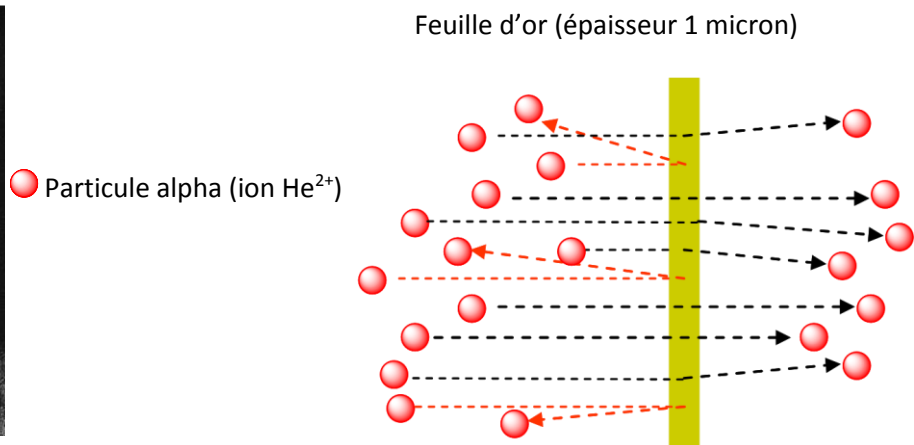
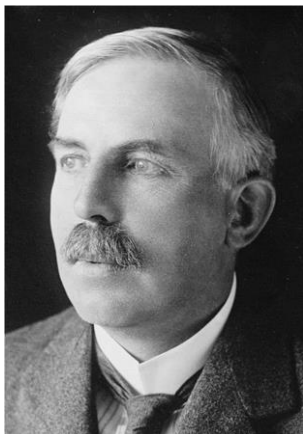
Chapitre 6 DESCRIPTION DE LA STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

6.1 MODELE ATOMIQUE

6.1.1 Atome de Rutherford

6.1.1.1 Expérience des feuilles d'or

Lorsqu'on bombarde une feuille d'or (épaisseur de l'ordre du micron) par des particules α , la majorité traverse la feuille mais certaines sont violemment déviées et retournent vers la source. On en tire les conclusions :

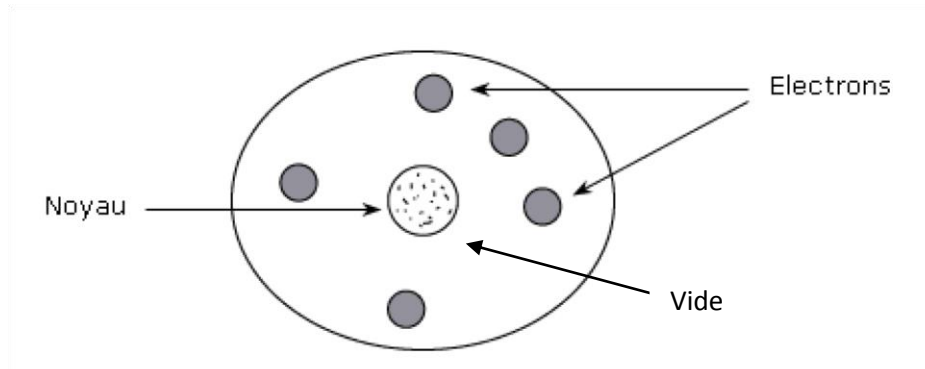


6.1.1.2 Conclusion

- L'atome est essentiellement constitué de vide, d'où le fort taux de passage des particules α à travers la feuille d'or.
- L'atome contient une zone chargée positivement, très petite en volume (c'est à dire le noyau), d'où la répulsion très forte, mais rare statiquement, des particules He^{2+} . Il y a donc dans l'atome un tout petit noyau, chargé positivement, autour duquel gravitent quelques électrons dans un grand volume de "vide" : structure lacunaire.
- La masse de l'atome se trouve concentrée dans le noyau chargé positivement.

6.1.1.3 Modèle atomique

A la suite de ses travaux, un modèle planétaire fut proposé : les électrons circulent très rapidement sur des orbites circulaires autour du noyau, comme les planètes autour du soleil.



6.1.1.4 Avantages et inconvénients

6.1.1.4.1 Avantages du modèle de RUTHERFORD

Ce modèle montre que l'atome :

- A un noyau chargé positivement et les électrons chargés négativement ;
- A des vides entre le noyau et les électrons. D'où la structure lacunaire.
- A une masse dont la quasi - totalité est concentré dans le noyau.
- Est constitué des protons, des neutrons et des électrons.

6.1.1.4.2 Inconvénients du modèle de RUTHERFORD

La structure planétaire de l'atome proposé par RUTHERFORD s'est révélée insuffisante pour interpréter et expliquer les spectres atomiques. Il est donc incapable d'expliquer les différentes couleurs observées lorsqu'un atome est à l'état excité ; C'est – à – dire l'électron passe d'un niveau inférieur à un niveau supérieur.

6.1.2 Atome de BOHR

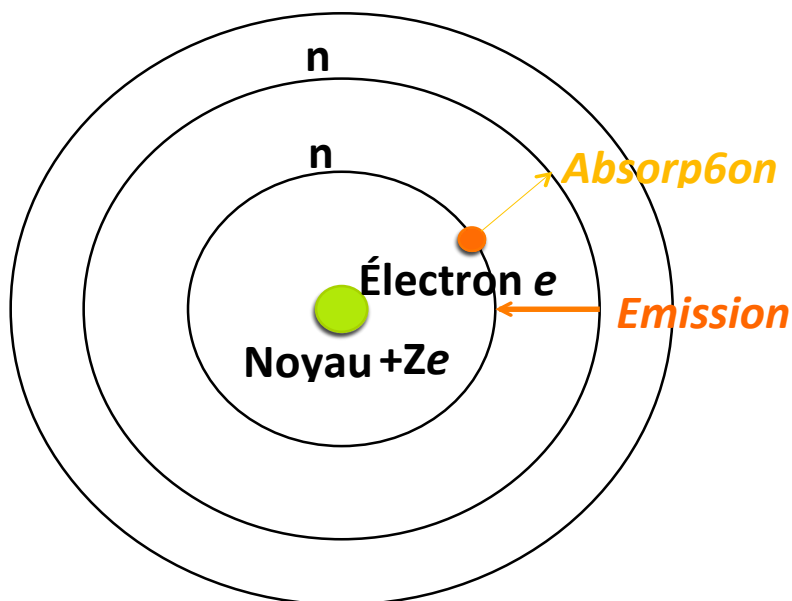
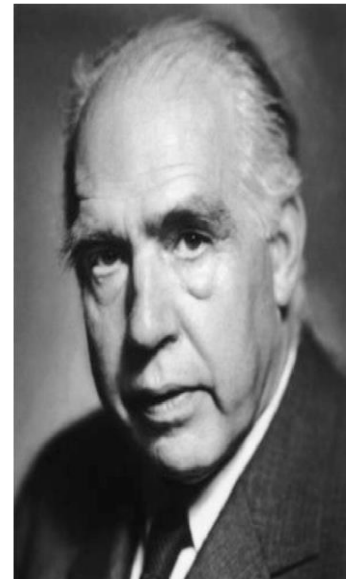
6.1.2.1 Modèle atomique

En 1913, Niels BOHR proposa son modèle atomique basé sur les principes classiques mais aussi sur des principes de la physique moderne.

Son modèle remplaça celui de RUTHERFORD qui, à cause de son approche purement classique, n'était pas de nature d'interpréter l'émission discontinue des spectres atomiques.

Pour expliquer le spectre discontinu, et, en même temps, contourner le problème de la perte continue de l'énergie BOHR, dans son modèle, donna trois (03) postulats des émissions et absorptions des énergies.

BOHR reprit le modèle de RUTHERFORD (pour l'atome d'hydrogène), en supposant que l'électron de cette atome décrivait autour du noyau une trajectoire sans perdre de l'énergie, d'où le nom de trajectoire stationnaire.



6.1.2.2 Avantages et inconvénients

6.1.2.2.1 Avantages du modèle de BOHR

Ce modèle rend compte des nombreux faits chimiques comme : les réactions chimiques, la périodicité des éléments chimiques, les valences, ...

Ce modèle explique le spectre de raies de l'atome d'hydrogène. Ce modèle reste un modèle simple et pratique pour aborder la quantification des niveaux d'énergie.

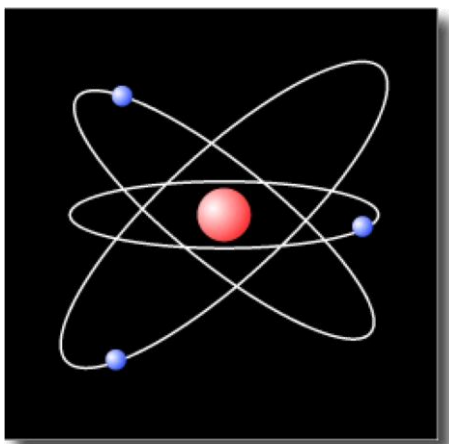
6.1.2.2.2 Inconvénients du modèle de BOHR

Ce modèle montre ses limites quand on étudie des atomes possédant plusieurs électrons.

Ce modèle montre également son insuffisance quand on mélange des résultats des concepts classiques et quantiques.

6.2 STRUCTURE ELECTRONIQUE

6.2.1 Représentation de BOHR



6.2.2 Représentation de LEWIS

La représentation de LEWIS consiste à représenter les électrons de l'atome d'un élément chimique autour du noyau de cet atome en doublets électroniques et en électrons célibataires de la couche externe.

6.2.3 Niveaux d'énergie

Les électrons d'un atome sont repartis en niveau d'énergie ou couche électronique. La notion du niveau d'énergie vient du fait que certains électrons dans un atome sont plus difficiles à arracher que d'autres.

6.2.4 Nombres quantiques

Ce sont des nombres entiers qui permettent d'identifier ou de caractériser un électron dans un atome. On distingue quatre nombres quantiques : Le nombre quantique principal n , le nombre quantique secondaire l , le nombre quantique magnétique m et le nombre quantique de spin s .

6.2.4.1 Nombre quantique principal n

Le nombre quantique principal n indique le niveau d'énergie ou couche électronique bien définie dans lequel se situe un électron. Ce nombre prend des valeurs $n = 1 ; 2 ; 3 ; 4 ; 5 ; 6 ; \dots$

6.2.4.2 Nombre quantique secondaire l

Le nombre quantique secondaire l permet de déterminer la sous couches dans laquelle se trouve l'électron dans le niveau d'énergie.

Les valeurs de l sont déterminées par la relation $0 \leq l \leq n - 1$

6.2.4.3 Nombre quantique magnétique m

Le nombre quantique magnétique m permet de situer un électron dans une case quantique ou orbitale atomique.

Les valeurs de m sont déterminées par la relation $-l \leq m \leq +l$

6.2.4.4 Nombre quantique de spin s

Ce nombre permet de différencier les états quantiques des électrons d'un doublet électronique dans une case quantique. Le nombre quantique spin prend des valeurs suivantes :

$$s = +\frac{1}{2} \text{ (Vers le haut) et } s = -\frac{1}{2} \text{ (vers le bas)}$$

6.2.5 Notion de couches et de sous couches électroniques (sous couches s, p, d)

6.2.5.1 Notion de couches

D'une manière générale, les électrons sont repartis sur les couches électroniques. Les couches électroniques correspondant aux niveaux d'énergie. Les couches sont désignées par le nombre quantique principal noté n .

La couche de rang $n = 1$ est la plus proche du noyau. Plus n est petit, plus les électrons sont proches du noyau et plus il est difficile de les arracher à l'atome.

On peut également désigner les couches par les lettres, selon le tableau de correspondance suivant :

n	1	2	3	4	5	6	7
Lettres	K	L	M	N	O	P	Q

6.2.5.2 Notion de sous couches

Une couche électronique est divisée en sous couches. Le nombre de sous couches d'une couche est déterminé par le nombre quantique secondaire l . Les valeurs entières de l sont comprises entre 0 et $n - 1$.

$$0 \leq l \leq n - 1$$

- Ainsi, la couche K ($n = 1$)

$$0 \leq l \leq 1 - 1 \rightarrow 0 \leq l \leq 0 \rightarrow l = 0;$$

Donc la couche K à une seul sous couche s .

- La couche L ($n = 2$)

$$0 \leq l \leq 2 - 1 \rightarrow 0 \leq l \leq 1 \rightarrow l = \{0; 1\};$$

La couche L est divisée en deux sous couches s et p .

- La couche M ($n = 3$)

$$0 \leq l \leq 3 - 1 \rightarrow 0 \leq l \leq 2 \rightarrow l = \{0; 1; 2\}$$

La couche M est divisée en trois (03) sous couches s, p et d .

Couches	K	L	M	N
Nombre quantique secondaire	$l = 0$	$l = \{0; 1\}$	$l = \{0; 1; 2\}$	$l = \{0; 1; 2; 3\}$
Sous couches	s	s et p	s, p et d	s, p, d et f

6.2.6 Cases quantiques

Une sous couche est subdivisée en case quantique. Le nombre de cases quantiques d'une sous couche est déterminé par le nombre quantique magnétique m . Les valeurs de m sont comprises entre $-l$ et $+l$. La relation $2l + 1$ permet de trouver le nombre de case quantique.

$$-l \leq m \leq +l$$

Ainsi, la sous couche s ($l = 0$)

$$0 \leq m \leq 0 \rightarrow m = 0$$



Donc s à une seule case quantique : $m = 0$

Sous couche p ($l = 1$)

-1 0 +1

$$-1 \leq m \leq 1 \rightarrow m = \{-1; 0; +1\}; p$$



La sous couche d ($l = 2$)

$$-2 \leq m \leq 2 \rightarrow m = \{-2; -1; 0; +1; +2\}; \quad d \quad \begin{array}{|c|c|c|c|c|} \hline & -2 & -1 & 0 & +1 & +2 \\ \hline \end{array}$$

Exercices d'applications

Chapitre 7 STRUCTURE ELECTRONIQUE DE QUELQUES ATOMES

7.1 DEFINITION DE LA STRUCTURE ELECTRONIQUE

La structure électronique est la répartition de Z électrons dans les couches, dans les sous couches ou dans les cases quantiques selon les règles d'occupation des niveaux d'énergie.

7.2 REGLES D'OCCUPATION DES NIVEAUX D'ENERGIE

La répartition de Z électrons d'un atome obéit à plusieurs règles : La règle de PAULI, la règle de HUND, règle de KLECHKOWSKY.

7.2.1 Règle de PAULI

Les électrons occupent successivement les couches en commençant par celles ayant les nombres quantiques les plus faibles.

Le principe de PAULI nous permet d'indiquer le nombre maximal d'électrons pouvant appartenir à une couche électronique caractérisée par le nombre quantique principal n . Pour trouver le nombre total d'électrons dans une couche, on applique la relation $2n^2$.

Ainsi, la couche K ($n = 1$) contiendra $2(1)^2 = 2$ électrons ;

La couche L ($n = 2$), contiendra $2(2)^2 = 8$ électrons ;

La couche M ($n = 3$), contiendra $2(3)^2 = 18$ électrons.

Couches	K	L	M	N	O	P	Q
Le nombre maximal d'électrons	2	8	18	32	50	72	98

En conclusion chaque couche électronique ne contient qu'un nombre de place bien déterminée pour les électrons.

Remarque : Le principe de PAULI noté $2n^2$ n'est valable pour $n \leq 4$. Car pour $n \geq 5$, il se produit des irrégularités dans le remplissage des niveaux d'énergie.

Exemple : Ecris la formule électronique des atomes suivants. $^{16}_8O$; $^{12}_6C$; $^{35}_{17}Cl$; $^{31}_{15}P$; $^{40}_{20}Ca$ et $^{27}_{13}Al$

7.2.2 Règle de HUND

Il ne peut pas y avoir un doublet d'électrons dans une case quantique lorsque les autres cases du même niveau d'énergie ou couche électronique sont encore vides.

N.B : Dans une case quantique on peut loger au maximum deux (02) électrons

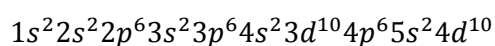
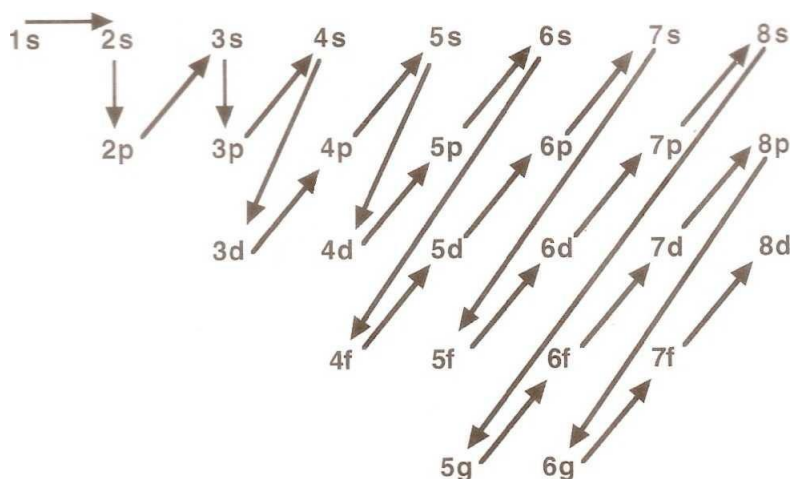
1	1
---	---

Exemples :

1. Ecris la formule électronique des atomes de carbone et de soufre.
2. Loger les électrons de la couche externe de ces atomes dans les cases quantiques

7.2.3 Règle de KLECHSKOWSKY

Elle prévoit le sens de remplissage des électrons sur les sous couches.



Exemple : Ecrire la formule électronique des atomes suivants en utilisant les sous - couches.

$^{16}_8O$; $^{12}_6C$; $^{23}_{11}Na$; $^{39}_{19}K$; $^{35}_{17}Cl$; $^{31}_{15}P$; $^{40}_{20}Ca$ et $^{27}_{13}Al$

7.2.4 Electrons périphériques

On appelle électrons périphériques des électrons qui sont situés dans la couche externe ou dernière couche. Ces électrons sont également appelés électrons de valence.

7.2.5 Stabilité de l'atome

Un atome est stable si sa couche externe est saturée par les électrons.

Exemple : Le Néon ($Z = 10$) $K^2 L^8$

7.2.6 Doublet électronique

Un doublet électronique est l'ensemble des deux (02) électrons occupant une case quantique.

1	1
---	---

Exemple : Le doublet électronique de l'atome d'hélium (${}_2He$)

7.2.7 Electrons célibataires

Un électron célibataire est un électron non apparié, c'est – à – dire seul dans une case quantique.

7.2.8 Transition électronique

Une transition électronique est le passage d'un électron d'un niveau d'énergie à un autre.

7.2.9 Atome normal

Un atome normal est un atome se trouvant dans un état habituel lorsqu'on applique la règle d'occupation d'un niveau d'énergie.

Exemple : C ($Z = 6$) ; $K^2 L^4$ et $1s^2 2s^2 2p^2$

7.2.10 Atome excité

Un atome excité est un atome qui reçoit de l'énergie pour lui provoquer une transition électronique.

Exemple : C* ($Z = 6$) ; $K^2 L^4$ et $1s^2 2s^1 2p^3$

<table><tr><td>1</td><td>1</td></tr></table>	1	1	<table><tr><td>1</td></tr></table>	1	<table><tr><td>1</td><td>1</td><td>1</td></tr></table>	1	1	1
1	1							
1								
1	1	1						
1s	2s	2p						

Exercices d'applications

Chapitre 8 DISTINCTION DES METAUX, DES NON METAUX

Nous pouvons distinguer des métaux des non métaux à partir de la structure du tableau périodique ou à partir des propriétés des éléments.

8.1 TABLEAU PERIODIQUE

8.1.1 Définition du tableau périodique

Le tableau périodique est un tableau de bord de la chimie dans lequel sont transcrites les éléments chimiques indiquant leurs caractéristiques comme (nom, symbole, masse atomique moyenne, numéro atomique, structure électronique).

8.1.2 Structure du tableau périodique

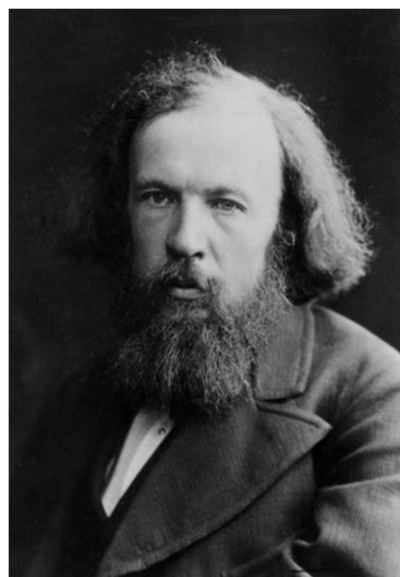
Le tableau périodique actuel est celui des travaux de Dimitri MENDELEIEV en 1869, cette classification est dite périodique parce qu'elle est organisée en période.

Dans ce tableau périodique les éléments chimiques sont classés par ordre croissant de leurs numéros atomiques.

Ce tableau compte aujourd'hui 118 éléments chimiques qui sont répartis dans 18 colonnes ou lignes verticales et 07 périodes ou lignes horizontales.

Ce tableau périodique présente trois (03) zones :

- La zone des éléments capables de céder les électrons ;
- La zone des éléments capables de capter les électrons ;
- La zone des éléments inertes qui ne sont ni donneurs ni attracteurs des électrons.



Ces trois zones se subdivisent en quatre blocs : Le bloc *s*, le bloc *p*, le bloc *d* et le bloc *f*.

Le principe de remplissage des éléments périodiques est basé sur le numéro atomique et la structure électronique externe qui détermine les propriétés chimiques de chaque élément dans le tableau périodique.

Les éléments sont classés par ordre croissant de numéro atomique, les éléments dont les atomes ont le même nombre d'électrons sur la couche externe sont disposés dans une même colonne.

8.1.2.1 Colonnes du tableau périodique

On appelle colonne du tableau périodique, les lignes verticales du tableau périodique.

Chaque colonne est déterminée par le nombre total des électrons de la dernière couche de la structure électronique. Ces colonnes sont numérotées de 1 à 18 qui sont groupées dans deux sous-groupes : le sous – groupes A et le sous – groupe B.

- Le sous – groupe A compte huit (08) familles ou groupes qui sont : $I_A, II_A, III_A, IV_A, V_A, VI_A, VII_A$ et $VIII_A$. Ce sous – groupe A est composé des éléments de blocs s et p de structure électronique externe $ns^x np^y$.
- Le sous – groupe B compte également huit (08) familles ou groupes qui sont : $I_B, II_B, III_B, IV_B, V_B, VI_B, VII_B$ et $VIII_B$. Ce sous – groupe est constitué des éléments de bloc d de structure électronique externe $(n - 1)d^z ns^x$

8.1.2.2 Famille

On appelle famille d'un élément chimique, l'ensemble des éléments situés dans une même colonne du tableau périodique. Les huit (08) familles du sous – groupe A sont :

- **1^{ère} Colonne** : Les éléments de la 1^{ère} colonne ont un seul électron sur la dernière couche. Ils constituent la famille des **Alcalins**.
- **2^e Colonne** : Les éléments de la 2^e colonne ont deux électrons sur la dernière couche. Ils constituent la famille des **Alcalino – Terreux**.
- **3^e Colonne** : Famille des **Terreux**.
- **4^e Colonne** : Famille de **Carbonides**.
- **5^e Colonne** : Famille des **Azotides**.
- **6^e Colonne** : Famille des **Sulfurides**.
- **7^e Colonne** : Famille des **Halogènes**.
- **8^e Colonne** : Famille des **Gaz rares ou gaz nobles**.

Les huit (08) groupes du sous – groupes B constitue les métaux de transition, la famille de lanthanides et la famille des actinides.

8.1.2.3 Périodes du tableau périodique

On appelle période, l'ensemble des éléments situés dans une même ligne horizontale du tableau périodique.

Chaque période est déterminée par le nombre quantique principal n de la couche externe de la structure électronique. Elles sont numérotées de 1 à 7.

8.2 PROPRIETES PERIODIQUES DES ELEMENTS

8.2.1 Rayon atomique

Le rayon atomique est la distance entre le centre de l'atome et la couche externe occupée.

Le rayon atomique diminue au cours d'une période et augmente dans un groupe.

Ces variations s'expliquent par l'augmentation du nombre de couches électroniques et par l'éloignement croissant des électrons périphériques du noyau atomique.

Exemple : rayons atomiques en Angstrom de quelques éléments

R.A. croissant ↓	<i>Li</i> (1,55)	<i>Be</i> (1,33)	<i>B</i> (0,91)	<i>C</i> (0,77)	<i>N</i> (0,71)	
	<i>Na</i> (1,89)	<i>Mg</i> (1,60)				<i>P</i> (1,30)
	<i>K</i> (2,36)	<i>Ca</i> (1,97)				<i>As</i> (1,31)
	<i>Ru</i> (2,48)	<i>Sr</i> (2,15)				<i>Si</i> (1,61)
← Rayon atomique décroissant						

8.2.2 Electronégativité

C'est la tendance qu'a un atome de gagner un ou plusieurs électrons. L'atome de l'élément se transforme en ion négatif ou anion.

L'électronégativité diminue dans un groupe et augmente dans une période.

Exemple

Electronégativité décroissante ↓	<i>H</i> (2,20)				
	<i>Li</i> (0,98)	<i>Be</i> (1,57)	<i>B</i> (2,04)	<i>C</i> (2,55)	<i>N</i> (3,04)
	<i>Na</i> (0,93)	<i>Mg</i> (1,31)	<i>Al</i> (4,61)	<i>Si</i> (1,90)	<i>P</i> (2,19)
	<i>K</i> (0,82)			<i>Ge</i> (1,70)	<i>As</i> (2,03)
→ Electronégativité croissante					

8.2.3 Affinité électronique

C'est l'énergie qui se dégage lorsqu'on fixe un électron sur un atome neutre gazeux.

L'affinité électronique dépend de la taille des atomes et de leurs structures électroniques.

L'affinité électronique diminue le long d'un groupe en descendant et augmente le long d'une période de la gauche vers la droite.

8.2.4 Caractère métallique ou électropositivité

C'est la tendance qu'a un atome neutre de perdre un ou plusieurs électrons pour devenir un ion positif ou cation.

Le caractère métallique diminue le long d'une période de la gauche vers la droite et augmente le long d'une colonne du haut en bas.

8.2.5 Le potentiel d'ionisation

C'est l'énergie qu'il faut fournir à un atome neutre pour lui arracher les électrons.

Le potentiel d'ionisation croît dans une même période de la gauche vers la droite et diminue le long d'une colonne du haut en bas.

N.B : Plus le rayon atomique est petit, plus le potentiel d'ionisation est grand.

8.2.6 Métaux, non métaux

8.2.6.1 Métaux

Les métaux sont les éléments du tableau périodique qui engendrent facilement les ions positifs, c'est – à – dire ce sont des éléments qui ont tendance de perdre un ou plusieurs électrons. On dit que les métaux sont électropositifs.

N.B : Le métal à l'état d'ion est plus stable qu'à l'état atomique.

Du point de vue tableau périodique les métaux sont situés à gauche et au centre, à gauche se trouvent les métaux vrais et au centre, les métaux de transition.

8.2.6.2 Non métaux

Du point de vue propriétés chimiques les non métaux engendrent les ions négatifs c'est – à – dire ils ont tendance de gagner un ou plusieurs électrons.

On dit qu'ils sont électronégatifs.

Du point de vue tableau périodique, les non métaux sont situés à droite. Ils sont beaucoup moins nombreux que les métaux.

N.B : Entre les métaux et les non métaux se trouvent les éléments intermédiaires appelés les métalloïdes. Ce sont : le Bore (B), le silicium (Si), le germanium (Ge), l'arsenic (As), l'antimoine (Sb) et le tellure (Te).

Remarque : Dans le tableau périodique, la séparation entre métaux et non métaux n'est pas nette. Certains éléments sont en effet difficiles de les classés dans l'une ou autre catégorie. D'où la règle de SANDERSON :

- Un atome est dit métal si le nombre des électrons de la couche externe est inférieur ou égal au nombre de couches électroniques.
- Un atome est dit non métal si le nombre des électrons de la couche externe est supérieur au nombre des couches électroniques.

8.3 EXERCICES

Exercice 1 : Un élément chimique a pour charge électrique $Q = 2,72 \times 10^{-18} \text{C}$.

1. Donner sa structure électronique, sa position dans le tableau périodique et sa famille.
2. Donner sa valence et son modèle de Lewis.
3. S'agit – il d'un métal ? Est – il électronégatif ou électropositif ?

Exercice 2 : La formule électronique d'un cation porteur de trois charges est K^2L^8 .

1. Quelle est la formule électronique de l'atome correspondant.
2. Donner pour cet atome la période, le groupe et sa famille.
3. Donner sa représentation de Lewis et sa valence.

Exercice 3 : Un atome présente la structure suivante $3s^23p^4$.

1. Donner la répartition symbolique de cet atome et la charge de son noyau.
2. Donner sa position dans le tableau périodique et préciser sa famille et sa valence.
3. Calculer la masse de son noyau et celle de l'atome. Conclure.
4. Quelle est la masse de $4,5 \times 10^{55}$ atomes de cet élément ?

Exercice 4 : Soit un élément chimique représenté dans la nature par trois noyaux X_1 , X_2 et X_3 dont les pourcentages respectifs sont 78% ; 10,1% et a%. Le nombre de masse de X_3 a une unité de plus que celui de X_2 ; le nombre de neutron de X_1 est égal à son nombre de protons. Par ailleurs, la somme des nombres de masse des trois atomes est égale à 75.

1. Déduire de ces données le numéro atomique de X_1 .
2. Trouver les nombres de neutrons de X_1 , X_2 et X_3 .
3. Calculer la masse molaire moyenne de cet atome.
4. Donner la répartition des électrons de X_1 dans les sous couches, puis dans les cases quantiques.
5. Situer l'élément X_2 dans le tableau périodique. Est-il un métal ? Justifier.
6. Donner les quatre (4) nombres quantiques des électrons de valence de l'élément X_1 .
7. X_1 est électropositif, expliquer. Donner le nombre d'électrons que compte son ion.

Exercice 5 : L'atome d'un élément chimique X a pour charge $Q = 2,4 \times 10^{-18}C$ et ayant une masse de $5,1832 \times 10^{-26} \text{ kg}$.

1. Quel est cet élément ? Donner sa structure électronique.
2. Place ces électrons dans les cases quantiques.
3. Donner la composition de son noyau et de son atome.
4. Donner le modèle de Bohr et la formule électronique.
5. Donner le symbole de cette atome et sa représentation de Lewis.
6. Situé cet élément dans le tableau périodique.
7. Donner sa famille ainsi que sa valence.

Exercice 6 : L'atome d'un élément X a une masse de $6,645 \times 10^{-23}g$, il possède 20 particules de charge nulle.

1. Calculer la masse d'une mole d'atome de cet élément.
2. De quel élément s'agit-il ? Faire la répartition de ses électrons dans les sous niveau et les cases quantiques.
3. Déterminer la place de cet élément dans tableau périodique. Donner sa représentation de Lewis.

Chapitre 9 DIFFERENTS TYPES DE LIAISONS DANS LES MOLECULES

Une liaison chimique est le résultat de la mise en commun des électrons célibataires des atomes qui forment un doublet électronique pour obtenir une molécule. Les types de liaison chimique dans une molécule sont : liaison covalente, liaison ionique, liaison hydrogène et la liaison métallique.

9.1 LIAISON COVALENTE

Une liaison covalente résulte de la mise en commun de deux électrons ou d'un doublet électronique par deux atomes, chaque atome apportant un électron.

Ils existent plusieurs types des liaisons covalentes : liaisons covalentes simples, liaisons covalentes multiples, liaisons covalentes semi – polaires.

9.1.1 Modèle de LEWIS

Il permet de représenter les électrons de la dernière couche électronique autour du symbole de l'atome.

9.1.1.1 Schéma de la covalence

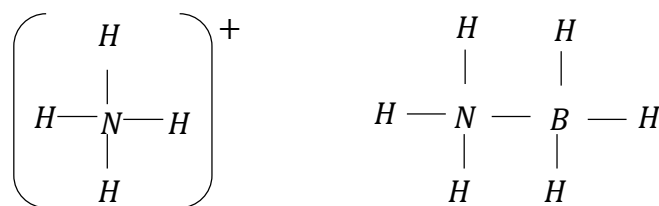


La liaison covalente résulte donc du partage d'un doublet d'électronique, auquel chaque atome contribue, en apportant un électron pour former la liaison.

9.1.1.2 Schéma de la coordinence

Il peut exister aussi des liaisons par des doublets électroniques mis en commun entre deux atomes, bien qu'initialement les électrons soient apportés par un seul.

Ces liaisons sont appelées <<covalence coordinence>> ou <<covalence dative>> ; après formation, elles sont identiques aux liaisons covalentes normales.



9.1.1.3 Liaison multiple

Il y'a parfois plus de deux électrons partagés par deux atomes.



9.1.2 Caractère de la liaison covalente

Une liaison covalente est caractérisée par une direction de la liaison, une longueur de la liaison et la polarisation de la liaison.

9.1.2.1 Direction de la liaison

Elle représente le support d'un ou des doublets électroniques mises en commun situés entre les deux noyaux.

9.1.2.2 Longueur de la liaison

Elle représente la distance atomique ; C'est – à – dire la distance entre les centres des atomes mettant en commun une liaison chimique.

Exemples

$$L(H - O) = 96 \text{ Pm}$$

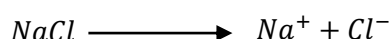
$$L(H - H) = 75 \text{ Pm}$$

$$L(C - H) = 110 \text{ Pm}$$

9.1.2.3 Polarisation de la liaison

Elle représente l'ensemble des deux charges opposées dans une molécule.

Exemple :



9.1.3 Valence

C'est le nombre total d'électrons libres d'un atome selon le modèle de LEWIS pour former des liaisons chimiques.

9.2 LIAISON IONIQUE

Une liaison ionique est le résultat du transfert d'un ou plusieurs électrons entre deux atomes d'électronégativités très différentes.

9.3 LIAISON HYDROGENE

C'est une liaison qui s'établit entre deux molécules solide ou liquide contenant de l'hydrogène et un élément fortement électronégative contenant au moins un doublet électronique libre.

9.4 LIAISON METALLIQUE

Les métaux sont constitués d'ions positifs, soudés ensemble, le plus souvent, suivant l'une des trois structures géométriques : cubiques à faces centrées, cubique centré, hexagonale compact.

Les ions sont retenus ensemble par les électrons, et il y'a équilibre entre charge positives et négatives ; car les électrons viennent des atomes métalliques positivement neutre.

9.5 EXERCICES

Exercice 1 :

1. Quelles formules de Lewis peut – on proposer pour les composés suivantes : C_2F_5N ; $CHCl_3$; $HOCl$.
2. Pour chacune d'elles, proposer une géométrie et la représenter.

Exercice 2 : Le silicium $Z = 14$ a des propriétés semblables à celles du carbone. Dans les corps composés suivants : H_4SiO_4 et $H_6Si_2O_7$, le silicium ne développe que des liaisons covalentes simples. Proposer une géométrie pour ces molécules.

Chapitre 10 STRUCTURES DES MOLECULES OU D'IONS POLYATOMIQUES

Une molécule est un édifice chimique stable, électriquement neutre, formé d'atomes maintenus par des liaisons covalentes dans des positions relatives déterminées.

10.1 FORMULE MOLECULAIRE

10.1.1 Convention d'écriture

Pour écrire la formule brute d'une molécule on écrit côté à côté les symboles des éléments présents dans la molécule puis on précise, en indice, en bas, à droite le nombre d'atomes de chaque élément. L'indice 1 n'est jamais spécifié.

Exemple : Ecris la formule brute du propanol sachant qu'il contient 3 atomes de carbone, 8 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène.

10.1.2 Atomicité et masse molaire moléculaire d'une molécule

10.1.2.1 Atomicité

L'atomicité est le nombre total d'atome dans une molécule.

Exemple : Calcule l'atomicité des molécules suivantes $C_4H_{10}O$, Al_2O_3 et HCl

10.1.2.2 Masse molaire moléculaire

La masse molaire d'un corps moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques des atomes présents dans cette molécule.

Exemple : Calcule la masse molaire des composés suivants $C_4H_{10}O$ et C_3H_8O On donne en g/mol : C = 12 ; H = 1 et O = 16.

10.1.3 Détermination de la formule

Pour déterminer la formule d'une molécule, en utilise soit sa composition centésimale molaire atomique, soit sa composition centésimale massique.

10.1.3.1 Composition centésimale atomique d'une molécule

Soit un composé de formule brute $C_xH_yO_z$. Sa composition centésimale atomique est donnée par la relation suivante :

$$\frac{x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{z}{\%O} = \frac{a}{100\%}$$

Avec $a = x + y + z$ (atomicité) ; $\%C = \frac{x}{a} \times 100\%$; $\%H = \frac{y}{a} \times 100\%$ et $\%O = \frac{z}{a} \times 100\%$

10.1.3.2 Composition centésimale massique d'une molécule

Soit un composé de formule brute $C_xH_yO_z$. Sa composition centésimale massique est donnée par la relation suivante :

$$\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = \frac{M}{100\%}$$

Avec $M = 12x + y + 16z$ (masse molaire) ;

$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100\% ; \%H = \frac{y}{M} \times 100\% \text{ et } \%O = \frac{16z}{M} \times 100\%$$

N.B : Dans un corps chimique moléculaire, la somme des pourcentages molaire ou massique de tous les éléments présents dans la molécule est nécessairement égale à 100%.

Exercices d'applications

Exercice 1 : L'analyse d'un composé organique de masse molaire 88g/mol, renfermant du carbone, l'hydrogène et de l'oxygène, a donné les résultats suivants : %C = 54,5% et %H = 9,1%.

1. Déterminer le pourcentage massique de l'oxygène.
2. Déterminer la formule brute de ce composé.
3. Quelle est composition centésimale atomique de ce composé ?

On donne en g/mol : C = 12 ; H = 1 et O = 16.

Exercice 2 : La vapeur d'un composé organique A a pour densité $d = 2,07$. Ce corps est constitué en masse 60% de carbone ; 13,3% d'hydrogène et 26,7% de l'oxygène. Trouver la formule brute de A.

10.2 STRUCTURE DES MOLECULES ET DES IONS

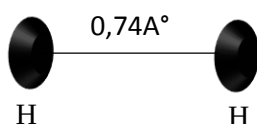
La structure d'une molécule ou d'un ion est la représentation de ses atomes dans l'espace en précisant les longueurs des liaisons entre atomes et les angles formés entre les liaisons.

Elle peut être schématiquement représentée par deux modèles :

10.2.1 Modèle éclaté

Le modèle éclaté est constitué par de petites boules de couleurs différentes, reliées par des tiges qui représentent les liaisons chimiques. Chaque boule représente un atome.

Exemple : Modèle éclaté de la molécule de dihydrogène



10.2.2 Le modèle compact

Le modèle compact rend compte du volume et l'encombrement, dans l'espace, de la molécule représentée.

Exemple : Modèle compact de la molécule de dihydrogène



10.2.3 Règle du duet et de l'octet

Les atomes ont tendance à adopter la structure électronique des gaz nobles, c'est – à – dire à posséder :

- Deux électrons sur leur couche externe pour les éléments de numéro atomique proche de celui de l'hélium (He) : C'est la règle de duet.
- Huit électrons sur leur couche externe pour les autres éléments : C'est la règle de l'octet. Pour satisfaire à ces règles, un atome peut soit :
- Perdre ou gagner des électrons et se transformé en ion monoatomique.
- Se lier à un d'autres atomes en formant des liaisons covalentes.

10.3 EXERCICES

Exercice 1 : Un corps a pour formule C_xH_yO , les coefficients x et y étant entier. L'analyse d'un échantillon de cette substance montre que les pourcentages en masse des éléments C et H qu'elle renferme sont : %C = 52,2 et %H = 13.

1. Déterminer le pourcentage en masse pour l'élément oxygène. En déduire la masse molaire de ce composé (M est un nombre entier).
2. Calculer les valeurs des coefficients x et y.
3. Déterminer l'atonicité et la composition centésimale molaire de cette substance.

Exercice 2 : Deux composés organiques ont pour formule C_xH_yO .

- ❖ Le premier composé a pour atonicité 9 et pour masse molaire 46.
 - ❖ Le deuxième composé a pour atonicité 12 et pour masse molaire 60.
1. Déterminer la formule moléculaire de des deux composés en déterminant x et y pour chaque cas.
 2. Donner la représentation de Lewis de chaque molécule.
 3. Calcule la composition centésimale molaire de chaque molécule.

Chapitre 11 NOMENCLATURE DES MOLECULES ET DES IONS POLYATOMIQUES

11.1 REGLE DE NOMENCLATURE

11.1.1 Nomenclature d'un oxyde non métallique

Règle : Préfixe (mono, di, tri, ...) + oxyde + nom du non métal.

Exemple : CO_2 dioxyde de carbone ; NO monoxyde d'azote.

11.1.2 Nomenclature d'un hydracide

Règle : non métal + suffixe ure + hydrogène

Exemple : HF fluorure d'hydrogène et HBr bromure d'hydrogène

11.1.3 Nomenclature d'un ion poly atomique

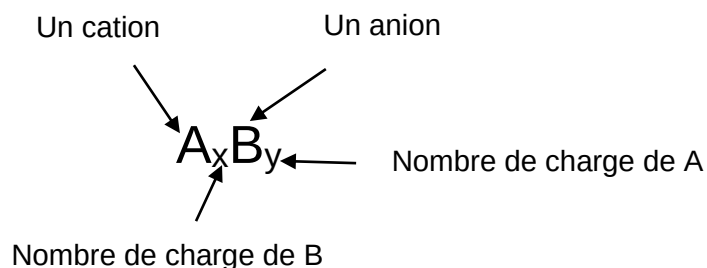
11.1.3.1 Définition d'un ion poly atomique

Un ion poly atomique est ion constitué des plusieurs atomes.

11.1.3.2 Quelques ions poly atomiques et leurs noms

Formules chimiques	Noms
NO_3^-	ions nitrate
SO_4^{2-}	ion sulfate
CO_3^{2-}	ion carbonate
OH^-	ion hydroxyde
$Cr_2O_7^{2-}$	ion bichromate
PO_4^{3-}	ion phosphate
MnO_4^-	ion permanganate
H_3O^+	ion hydronium
NH_4^+	ion ammonium
HPO_4^{2-}	ion hydrogène phosphate
$H_2PO_4^-$	ion dihydrogène phosphate
HCO_3^-	ion hydrogène carbonate

Les sels, les acides et les bases sont des composés ioniques c'est – à – dire ils peuvent être mis en solution ionique.



Exercice d'application :

1. Nommer les composés suivants : $KMnO_4$; $K_2Cr_2O_7$; $Ca_3(PO_4)_2$; $NaOH$ et $Cu(NO_3)_2$.
2. Ecrire en solution ionique les composés cités plus haut.

11.2 CARACTERISTIQUES DES MOLECULES

11.2.1 Propriétés moléculaires

11.2.1.1 Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires des atomes constituant la molécule.

11.2.1.2 Détermination de la masse molaire

Détermine la masse molaire moléculaires des composés suivants : $KMnO_4$; $K_2Cr_2O_7$; $Ca_3(PO_4)_2$; $NaOH$ et $Cu(NO_3)_2$.

11.2.2 Propriétés géométriques de la molécule

11.2.2.1 Règle de répulsion minimale des doublets d'électrons

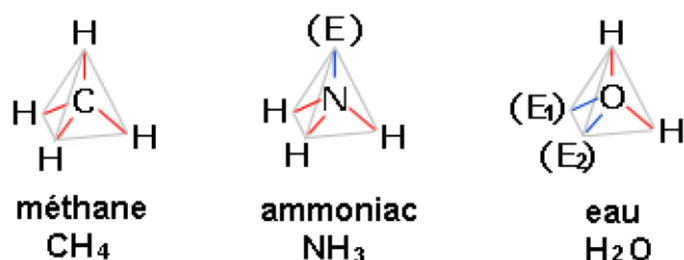
Les doublets d'électrons (liants et non liants) d'un atome s'orientent dans l'espace de façon à minimiser les répulsions qui s'exercent les uns sur les autres, donc à être de plus loin possible les uns aux autres.

11.2.2.2 Recherche de la forme géométrique

La représentation de Lewis permet de visualiser l'enchaînement des atomes, les liaisons et les doublets non liants mais ne prévoit pas la géométrie de l'édifice chimique.

En effet, les **doublets liants et non liants** (négatifs) **se repoussent de manière à ce que l'édifice chimique soit le plus stable possible**. Ainsi, **4 doublets vont toujours se disposer au sein d'un tétraèdre**.

Ceci permet de représenter dans l'espace, des molécules comme celle du méthane, de l'ammoniac et de l'eau :



Le méthane a une forme tétraédrique, l'ammoniac, une forme pyramidale et l'eau une forme coudée plane. Plus il y a de doublets liants, plus l'angle entre l'atome au centre du tétraèdre et deux atomes d'hydrogène augmente : les doublets non liants repoussent donc fortement les doublets liants.

11.2.3 Propriétés électriques

Une molécule possède les propriétés électriques si la répartition des charges électriques (électrons et protons) n'est pas symétrique ; le barycentre des charges négatives de la molécule ne coïncide pas avec le barycentre des charges positives. Une telle molécule est dite polaire et est caractérisée par un moment dipolaire μ (exprimé en Debye).

Exemple : Pour la molécule d'eau $\mu = 1,84$ Debye

11.3 EXERCICES

Exercice 1 : Une molécule tétra atomique formée de l'aluminium et de chlore a une masse molaire de 133,5 g/mol et une composition centésimale de Al = 20,22% et Cl = 79,78%.

1. Trouver la formule brute de cette molécule et la nommer.
2. Ecrire l'équation qui traduit le passage de cette molécule en ions que l'on va nommer.
3. Donner le schéma de Lewis de cette molécule.

Exercice 2 : L'hydrogénocarbonate de sodium est un composé ionique de formule NaHCO_3 .

1. Quels types d'ions peut-il donner ? Nommer – les.
2. Son anion peut se lier à un autre cation X^{2+} pour donner un composé A de masse molaire 162 g/mol. Trouver l'élément X et nommer le composé A.
3. Calculer la composition centésimale massique de A.
4. Proposer un schéma de Lewis de A.

Exercice 3 :

3. Quelles formules de Lewis peut-on proposer pour les composés suivantes : $\text{C}_2\text{F}_5\text{N}$; CHCl_3 ; HOCl .
4. Pour chacune d'elles, proposer une géométrie et la représenter.

Chapitre 12 PROPRIETES ATOMIQUES, PHYSIQUES ET CHIMIQUES DES ELEMENTS CARBONE AZOTE ET SOUFRE ET LEURS MODE D'OBTENTION

12.1 PROPRIETES ATOMIQUES DES ELEMENTS C, N ET S

12.1.1 Rayon atomique

- Carbone : $R = 0,77\text{\AA}$
- Azote : $R = 0,7\text{\AA}$
- Soufre : $R = 1,04\text{\AA}$

12.1.2 Structure électronique et place dans le tableau périodique

- **Carbone**

$Z = 6 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$ avec $n = 2$; l'élément carbone est situé à la 2^e période et à la 4^e colonne du tableau périodique. C'est – à – dire sa période est 2 et son groupe, IV_A

- **Azote**

$Z = 7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$ c'est un élément de la 2^e période et du groupe V_A

- **Soufre**

$Z = 16 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ C'est un élément de la 3^e période et du groupe VI_A

12.2 PROPRIETES PHYSIQUES

- **Carbone**

On distingue deux formes allotropiques principales du carbone : le graphite et le diamant.

- ✓ Le graphite a une structure en feuillet, c'est – à – dire les atomes qui le constituent sont repartie en couche parallèle formant des hexagones réguliers. C'est un conducteur d'électricité.
- ✓ Le diamant cristallise dans la structure cubique à faces centrées ; c'est une structure régulière dans laquelle chaque atome est lié à quatre autres atomes. Le diamant est un isolant électrique.
- **Azote**

A l'état de corps simple, l'azote est constitué des molécules diatomiques, le diazote N_2 et se présente sous la forme d'un gaz incolore, inodore, non toxique à température ambiante.

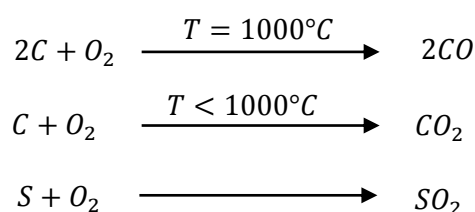
Il fond à -210°C et bout à -196°C sous une pression de 1 atmosphère.

- **Soufre**

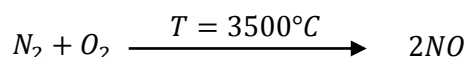
Le soufre existe sous différentes variétés allotropiques dont les deux principales sont : le soufre alpha (S_α) cristallise dans le système orthorhombique et le soufre bêta (S_β) qui cristallise dans le système monoclinique. Le soufre rhombique a un point de fusion de $115,21^\circ\text{C}$ sous une pression atmosphérique ; le soufre bout à $444,6^\circ\text{C}$.

12.3 PROPRIETES CHIMIQUES

12.3.1 Réaction avec le dioxygène



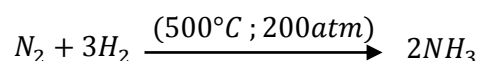
N.B : Le dioxyde de soufre SO_2 est un gaz à odeur suffocante.



12.3.2 Réaction du dihydrogène avec l'azote

Le diazote se combine avec le dihydrogène à une température proche de 500°C et sous une pression de 200 atmosphères pour donner l'ammoniac.

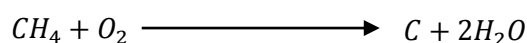
Cette réaction est utilisée à l'échelle industrielle pour synthétiser l'ammoniac.



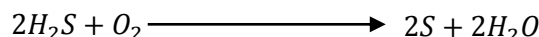
12.4 MODE D'OBTENTION DES ELEMENTS C, N ET S

- On peut obtenir le carbone par combustion incomplète d'un hydrocarbure.

Exemple :



- L'azote est obtenu par distillation fractionnée de l'air liquide.
- Les principaux minerais de soufre sont la pyrite et le sulfure d'hydrogène contenu dans le gaz naturel. On réalise la distillation pour obtenir le soufre à partir de la pyrite. Le sulfure d'hydrogène brûle dans le dioxygène pour donner le soufre selon l'équation suivante :



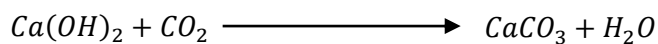
Chapitre 13 PROPRIETES PHYSIQUES ET CHIMIQUES DES COMPOSES CO_2 , SO_2 , NH_3 ET C_xH_y

13.1 PROPRIETES PHYSIQUES

- CO_2 sa température d'ébullition est de $-78,5^\circ C$.
- SO_2 sa température d'ébullition est de $-10^\circ C$ sous la pression atmosphérique
- NH_3 sa température de fusion est de $-77,7^\circ C$ et sa température d'ébullition est de $-33,4^\circ C$ sous une pression de $10^5 Pa$
- C_xH_y les températures d'ébullition et de fusion des hydrocarbures dépendent du nombre d'atome de carbone qui leur constitue.

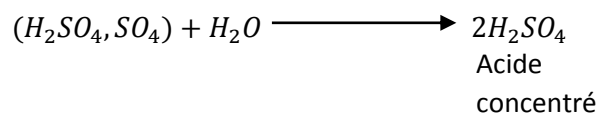
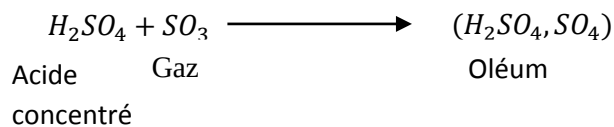
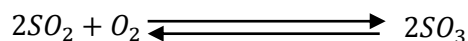
13.2 PROPRIETES CHIMIQUES

- Le CO_2 est un gaz qui trouble l'eau de chaux $Ca(OH)_2$



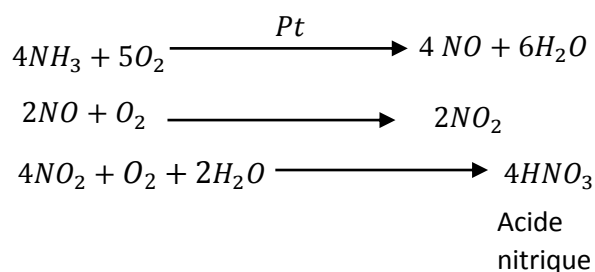
Précipité de carbonate
de calcium

- Le SO_2 est utilisé dans la synthèse de l'acide sulfurique.

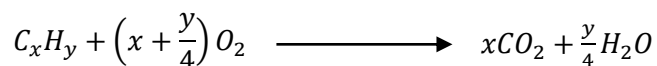


N.B : L'oléum est un mélange d'acide sulfurique (H_2SO_4) et d'anhydride sulfurique (SO_3).

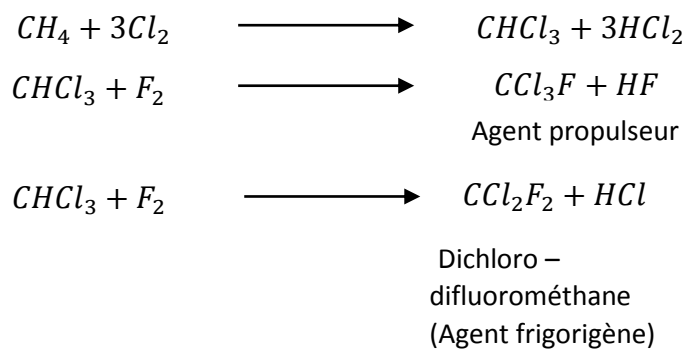
- Le NH_3 est un gaz servant à la synthèse de l'acide nitrique dont les étapes sont décrites par les réactions suivantes.



- Réaction de combustion d'un composé C_xH_y



- Réaction d'halogénéation du méthane



13.3 CARACTERISTIQUES DES SOLUTIONS D'ACIDE SULFURIQUE ET NITRIQUE ET DE LA SOLUTION D'AMMONIAC

13.3.1 Pouvoir oxydant des ions NO_3^- et SO_4^{2-}

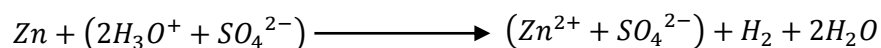
- L'ion NO_3^- est un oxydant puissant qui est capable d'oxyder la plupart des métaux en milieu acide en donnant un dégagement de NO.
- L'ion SO_4^{2-} , comme l'ion NO_3^- présente des propriétés oxydantes dues à la facilité de l'élément soufre de repasser à un degré d'oxydant faible (SO_2 par exemple).

13.3.2 Action de H_2SO_4 et HNO_3 sur les métaux

13.3.2.1 Action de H_2SO_4 sur les métaux

- En solution aqueuse, le H_2SO_4 est caractérisé par ses propriétés acides en raison de l'existence des ions H_3O^+ ; la réaction avec les métaux produit un dégagement du dihydrogène.

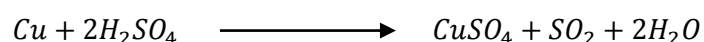
Exemple :



Remarque : Les réactions ne sont possibles qu'avec les métaux plus réducteurs que le dihydrogène.

- Concentré et chaud, ses propriétés oxydantes sont prépondérantes.

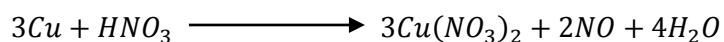
Exemple



13.3.2.2 Action de HNO_3 sur les métaux

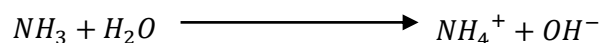
Concentré, l'acide nitrique attaque tous les métaux sauf l'or et le platine.

Exemple



13.3.3 Caractère basique des solutions d'ammoniac

Dans une solution aqueuse, NH_3 rougit la phénolphtaléine ce qui révèle la présence des ions hydroxydes (OH^-) le rendant ainsi basique.



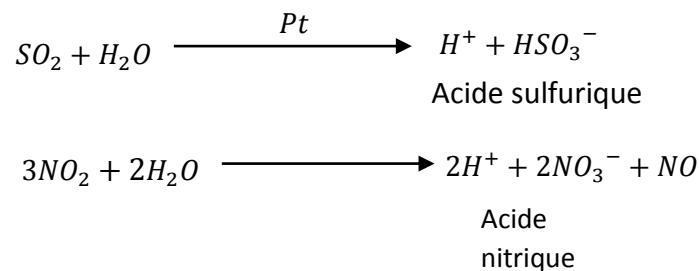
13.4 EFFETS DE POLLUTION LIES AUX GAZ CO_2 , SO_2 , CF_2Cl_2 ET AUX IONS NO_3^-

13.4.1 Effet de serre

L'effet de serre est le phénomène de réchauffement de la terre par les gaz dits à effet de serre capable d'absorber le rayonnement infrarouge. Les gaz qui contribuent à l'effet de serre sont : le CO_2 , la vapeur d'eau, le N_2O et les CFC (chlorofluorocarbones).

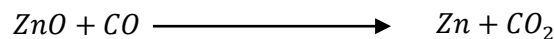
13.4.2 Pluie acide

Les pluies acides sont dues à la pollution atmosphérique en SO_2 et ou NO_2 . En effet, En dissolution dans l'eau, SO_2 et NO_2 donne des solutions acides.



13.5 IMPORTANCE DES ELEMENTS C, N ET S

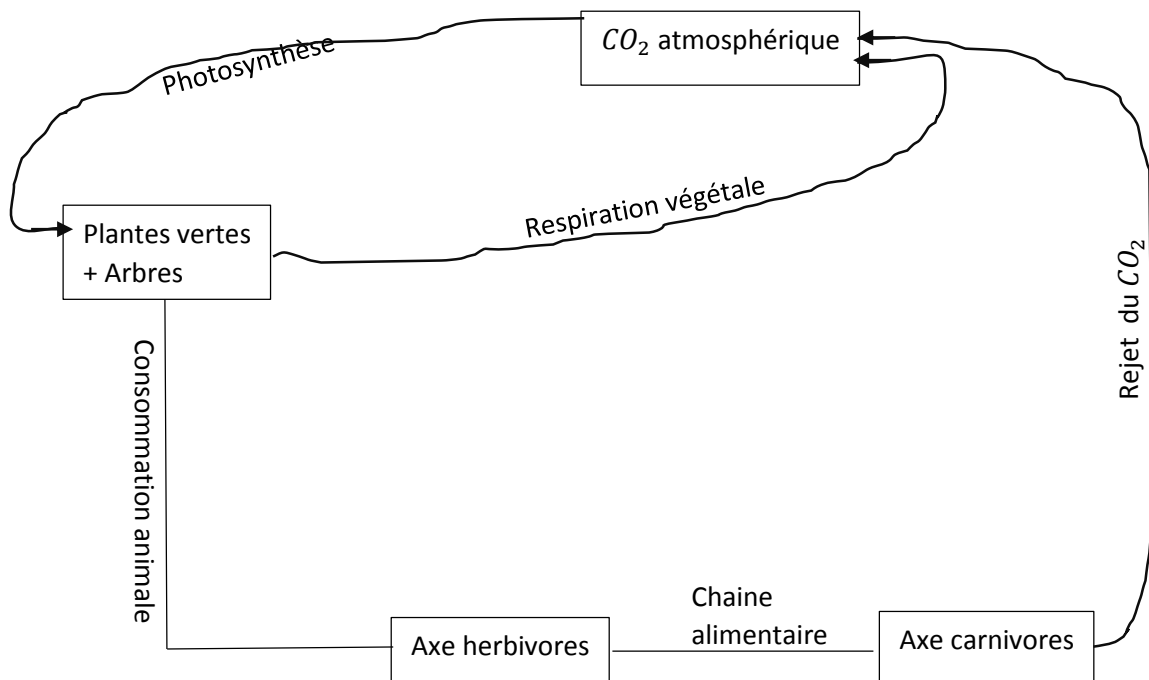
- Le carbone est utilisé dans la métallurgie sous forme de coke pour préparer le monoxyde de carbone nécessaire à la réduction des oxydes métalliques.



- Le soufre, combiné à l'oxygène est employé à la fabrication de l'acide sulfurique utilisé dans les batteries. Il entre également dans la constitution de la kératine (Substance protéique soufrée (*Scléroprotéine*) qui constitue la majeure partie des productions épidermiques chez l'homme et les animaux : cheveux, cornes, laine, ongles, plumes, poils, sabots (on la trouve également dans les cellules superficielles de l'épiderme).
- L'élément azote lié à d'autres éléments chimiques constitue des engrais chimiques (NPK) ; Il est aussi présent dans les acides aminés constituant de base des protéines.

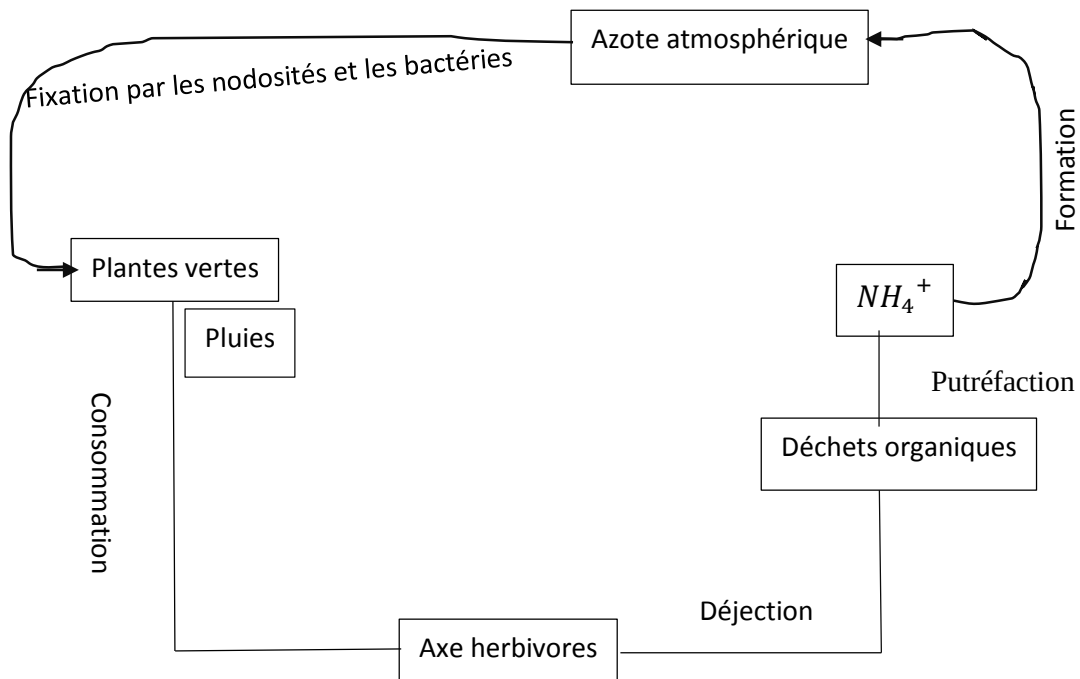
13.6 CYCLE DU CARBONE ET DE L'AZOTE

13.6.1 Cycle du carbone



13.6.2 Cycle de l'azote

Mise en évidence



13.7 MISE EN EVIDENCE LA PRESENCE DE L'ÉLÉMENT CARBONE DANS LES SUBSTANCES

ORGANIQUES : PYROLYSE DU SUCRE

Chauffant un peu de sucre dans un tube à essais ; le sucre fond, jaunit et se carbonise ; tandis que se dégage des vapeurs combustibles. A la fin de l'expérience, il reste dans le tube du charbon de sucre, carbone presque pur.

Cette expérience révèle que le sucre contient du carbone.

REACTION CHIMIQUE

Chapitre 14 CARACTERISTIQUES DES IONS EN SOLUTION AQUEUSE

14.1 GENERALITES SUR LES IONS

14.1.1 Définition

Un ion est une entité chimique portant une charge électrique.

Un ion est un corps chimique ayant gagné ou perdu un ou plusieurs électrons.

14.1.2 Différents types d'ions

Il existe deux types d'ions : les ions positifs ou cations et les ions négatifs ou anion.

14.1.2.1 Cations

Un cation résulte de la perte d'un ou de plusieurs électrons par un atome ou un groupe d'atome.

Exemple : l'ion Na^+

14.1.2.2 Anions

Un anion se forme lorsqu'un atome ou un groupe d'atome à gagner un ou plusieurs électrons.

Exemple : L'ion Cl^-

14.1.3 Structure des ions

14.1.4 Ions simples (ions monoatomiques)

Un ion monoatomique est un ion qui se forme lorsqu'un seul atome perd ou capte un ou plusieurs électrons.

Exemple : l'ion Al^{3+}

14.1.5 Ions polyatomiques

Un ion polyatomique est formé d'au moins deux éléments chimiques de même nature ou de nature différente.

Exemple : L'ion hydronium H_3O^+

14.2 CHARGE DES IONS

Un cation X^{n+} a pour charge électrique $q(X^{n+}) = +n \times e$

Un anion Y^{m-} porte la charge $q(Y^{m-}) = -m \times e$

m et n sont des nombres entiers naturels et e , la charge élémentaire.

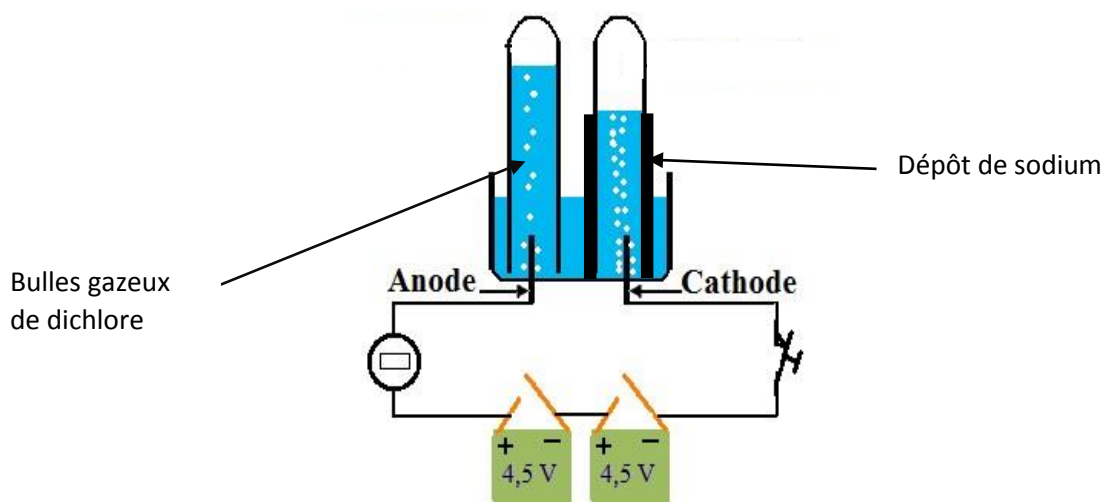
Exemple : Calcule la charge électrique des ions suivants Fe^{2+} et Cl^-

14.3 ELECTROLYSE DE CHLORURE DE SODIUM $NaCl$ FONDU

14.3.1 Définitions

- **Electrolyse :** C'est un ensemble des réactions chimiques provoquées par le passage d'un courant électrique.
- **Electrolyte :** C'est une substance chimique conductrice du courant électrique.
- **Cathode :** C'est l'électrode négative d'un électrolyseur. Elle est reliée à la borne négative du générateur qui alimente un circuit électrique comprenant un électrolyseur.
- **Anode :** C'est l'électrode positive ; elle est reliée à la borne positive du générateur.

14.3.2 Montage expérimental



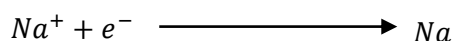
14.3.3 Observation

On observe un dégagement des bulles gazeuses du dichlore à l'anode dont l'odeur forte rappelle celle de l'eau de javel et la formation d'un dépôt métallique de sodium à la cathode.

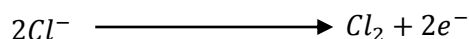
14.3.4 Interprétation

L'apparition des produits observés aux électrodes expliquent en admettant les réactions suivantes :

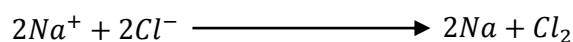
- Une réduction à la cathode :



- Une oxydation à l'anode :



14.3.5 Bilan de l'électrolyse



Exercice d'application : Un électron porte une charge électrique de $-1,6 \times 10^{-19}C$.

1. Quelle est la quantité de l'électricité (ou charge) transporté par une mole d'électrons ?
2. Lors de l'électrolyse de chlorure de sodium fondu, on obtient 115g de sodium.
 - a. Quelle est la quantité de matière de sodium obtenu ?
 - b. Quelle a été la quantité d'électricité nécessaire à l'obtention de cette masse ?
 - c. Calculer le volume de dichlore dégagé.

14.4 CONDUCTIBILITE D'UNE SOLUTION AQUEUSE DE *NaCl*

Une solution aqueuse de chlorure de sodium est obtenue par dissolution du chlorure de sodium dans l'eau.

Lorsqu'on plonge deux électrodes dans une solution aqueuse de *NaCl* et on applique une différence de potentiel entre ces deux électrodes, on constate que la solution conduit le courant électrique.

Cette conduction électrique est due à la mobilité des ions Na^{+} et Cl^{-} .

14.5 DISSOLUTION D'UN COMPOSE IONIQUE

14.5.1 Solubilité d'un sel

La solubilité dans une solution est la quantité maximale de sel quand peut dissoudre dans un certain volume de la solution. Elle s'exprime en mol/L ou en g/L.

$$S = \frac{n_{\text{Sel dissout}}}{V}$$

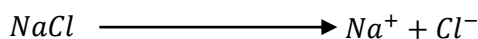
$$S = \frac{m_{\text{Sel dissout}}}{V}$$

En général, la solubilité d'un sel croît avec la température.

14.5.2 Electrolytes forts

Un électrolyte fort est une substance chimique qui se dissocie totalement dans l'eau.

Exemple :



14.5.3 Electrolytes faibles

Un électrolyte faible est une substance chimique qui se dissocie partiellement dans l'eau.

14.5.4 Hydratation des ions

En solution aqueuse, tous les ions sont hydratés ; c'est – à – dire entourés des molécules d'eau.

La formule des ions hydratés s'écrit : Na^+ (aq) ; Cl^- (aq) ; ...

14.6 CARACTERISTIQUES D'UN ION

14.6.1 Couleur des ions

Ions	Fe^{3+}	Fe^{2+}	Cu^{2+}	Ba^{2+}	CO_3^{2-}
Couleur en solution aqueuse	Vert pâle	Jaune orangé	Bleu	Incolore	Incolore

Chapitre 15 CARACTERISTIQUES D'UNE REACTION CHIMIQUE

15.1 Description d'une réaction chimique

15.1.1 Déroulement de la réaction

14.1.1 Expérience et résultat : Combustion du carbone dans le dioxygène

Introduisons un morceau de carbone dans un flacon rempli de dioxygène et maintenant le flacon ensuite hermétiquement fermé. Le carbone, initialement chauffé au rouge, se consume et il se forme du dioxyde de carbone que l'on met à l'évidence par le test à l'eau de chaux.

14.1.2 Interprétation

La formation du dioxyde de carbone s'explique en admettant une réaction chimique entre le carbone et le dioxygène.

Au cours de la réaction, le carbone et le dioxygène disparaissent pour donner le dioxyde de carbone.

15.1.2 Définitions

15.1.2.1 Réaction chimique

Une réaction chimique est une transformation au cours de laquelle les corps de départ disparaissent (les réactifs) pour donner des nouveaux corps (les produits).

N.B : Lors d'une réaction chimique, les noyaux des atomes des éléments qui constituent les réactifs ne sont pas modifier.

15.1.2.2 Réactifs

Un réactif est une espèce chimique présente dans l'état initiale et qui est consommée durant la réaction.

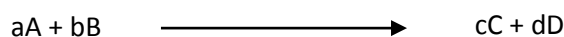
15.1.2.3 Produits

Un produit est une espèce formée au cours d'une réaction.

15.1.3 Equation bilan d'une réaction

15.1.3.1 Définition

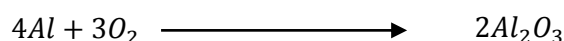
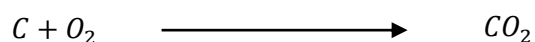
Une équation bilan est la représentation qualitative d'une réaction chimique.



A et B sont des réactifs ; C et D sont des produits.

a, b, c et d sont des coefficients stœchiométriques.

Exemples :



15.2 MISE EN EVIDENCE DE LA CONSERVATION DE LA MASSE

15.2.1 Lois de la conservation de la masse (loi de LAVOISIER)

La masse totale des réactifs engagés dans une réaction chimique est égale à la masse des produits formés.

« Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme »

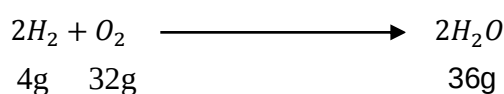
N.B : Lors d'une réaction chimique, il y'a également conservation de la charge électrique totale ainsi que la quantité de matière de chaque type d'atome.



15.2.2 Lois des combinaisons chimiques

15.2.2.1 Lois des combinaisons en masses

Soi l'équation bilan suivante :

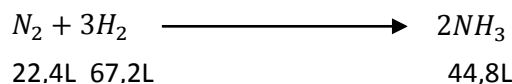


$$\frac{m_{H_2}}{m_{O_2}} = \frac{4}{32} \rightarrow \frac{m_{H_2}}{m_{O_2}} = \frac{1}{8}$$

Lorsque deux éléments chimiques réagissent pour former un corps, le rapport des masses des deux éléments est un rapport simple.

15.2.2.2 Lois des combinaisons en volumes

Soi l'équation bilan suivante :



$$\frac{V_{H_2}}{V_{N_2}} = \frac{67,2}{22,4} \rightarrow \frac{V_{H_2}}{V_{N_2}} = 3$$

Deux gaz se combinent dans un rapport entier de leurs volumes.

15.2.2.3 Loi d'AVOGADRO

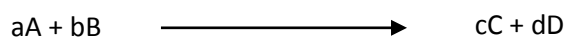
Dans les mêmes conditions de température et de pression, le volume occupé par une mole d'un gaz est indépendant de sa nature ; On l'appelle **volume molaire** (V_m).

A une température de 0°C et sous une pression de 1 atm, le volume molaire $V_m = 22,4L$.

15.2.3 Stœchiométrie de la réaction

On appelle stœchiométrie d'une réaction, les relations de proportionnalité qui existent entre les quantités de matières consommées des réactifs et les quantités de matières obtenues des produits de la réaction.

Soit l'équation de la réaction suivante :



Les proportions $\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d}$ sont appelées proportions stœchiométriques de la réaction.

15.2.3.1 Réaction ou mélange stœchiométrique

Une réaction chimique est dite stœchiométrique si à la fin tous les réactifs sont consommés. Alors :

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} \quad \text{ou} \quad \frac{n_A}{n_B} = \frac{a}{b}$$

Où n_A et n_B représentent les quantités de matières respectives des réactifs A et B.

Exercice d'application :

15.2.3.2 Réaction non stœchiométrique

Une réaction chimique est dite non stœchiométrique si un des réactifs est en excès.

$$\frac{n_A}{a} \neq \frac{n_B}{b} \quad \text{ou} \quad \frac{n_A}{n_B} \neq \frac{a}{b}$$

- Si $\frac{n_A}{a} > \frac{n_B}{b}$ alors c'est le réactif A qui est en excès. Le réactif B est appelé réactif en défaut ; B est le réactif limitant et est totalement consommé à la fin de la réaction.
- Si $\frac{n_A}{a} < \frac{n_B}{b}$ alors le réactif B est en excès. Le réactif A est le réactif limitant ou en défaut.

N.B : Pour calculer les quantités de matières des produits formés, on utilise le réactif limitant.

Exercice d'application :

15.2.4 Rendement d'une réaction

Le rendement d'une réaction pour un produit formé est le rapport de la masse du produit réellement obtenu durant la réaction sur la masse de produit que l'on devrait obtenir théoriquement si la réaction était totale.

$$r = \frac{m_{réelle}}{m_{théorique}}$$

$$r = \frac{V_{réel}}{V_{théorique}}$$

15.2.5 Chaleur de réaction

On appelle chaleur de réaction, la quantité de chaleur échangée entre le milieu extérieur et le système réactionnel dans lequel se déroule cette réaction.

15.2.5.1 Réaction endothermique

Une réaction est dite endothermique, lorsqu'elle absorbe de la chaleur.

15.2.5.2 Réaction exothermique

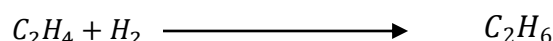
Une réaction est dite exothermique, lorsqu'elle dégage de la chaleur.

15.3 DIFFERENTS TYPES DES REACTIONS

15.3.1 Réaction d'addition

Dans une réaction d'addition une molécule vient se fixer sur une autre molécule.

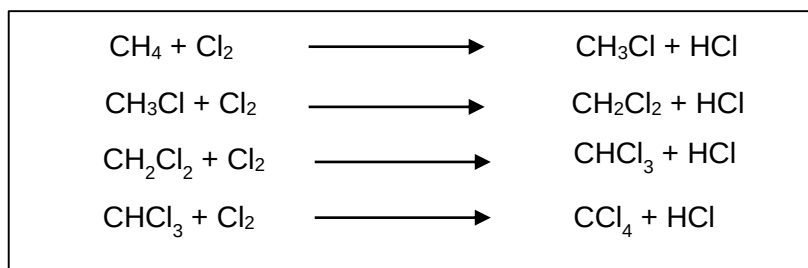
Exemple : Hydrogénation des alcènes



15.3.2 Réaction de substitution

Dans une réaction de substitution un atome ou un groupe d'atomes remplace un autre atome.

Exemple :



CH_3Cl : Monochlorométhane

CH_2Cl_2 : Dichlorométhane

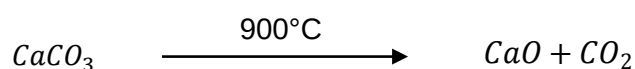
$CHCl_3$: Trichlorométhane

CCl_4 : Tétrachlorométhane

15.3.3 Réaction de décomposition

Certains corps peuvent être modifiés chimiquement sous l'effet de la température sans interaction avec un autre réactif. Il s'agit d'une réaction de décomposition.

Exemple :



15.4 INFLUENCE DE LA TEMPERATURE SUR LES REACTIONS CHIMIQUES EQUILIBREES

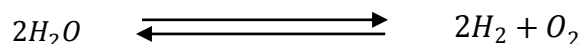
15.4.1 Réaction totale

Une réaction est totale lorsqu'elle se déroule jusqu'à la disparition d'au moins l'un des réactifs.

15.4.2 Réaction équilibrée

Une réaction équilibrée est une réaction au cours de laquelle chaque réactif réagit partiellement et les réactifs restants sont en équilibres avec les produits formés. Elle est réversible.

Exemple :



15.4.2.1 Déplacement de l'équilibre d'une réaction

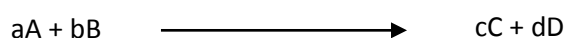
Une augmentation de température d'une réaction équilibrée favorise la réaction endothermique ; Tandis qu'une baisse de température facilite la réaction exothermique.

15.4.2.2 Loi de Le Chatelier

Toutes modifications d'un facteur d'équilibre (température, pression et concentration) provoquent le déplacement de l'équilibre dans le sens qui s'oppose à la variation de ses facteurs.

15.5 ETUDE QUANTITATIVE D'UNE REACTION CHIMIQUE

Soit l'équation de la réaction suivante :



Par proportion : $\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d}$

- **Proportion en masse :**

$$n = \frac{m}{M} \quad \rightarrow \quad \frac{m_A}{aM_A} = \frac{m_B}{bM_B} = \frac{m_C}{cM_C} = \frac{m_D}{dM_D}$$

- **Proportion en volume :**

$$n = \frac{V}{V_m} \quad \rightarrow \quad \frac{V_A}{a} = \frac{V_B}{b} = \frac{V_C}{c} = \frac{V_D}{d}$$

Chapitre 16 REACTION D'OXYDOREDUCTION

16.1 DEFINITIONS

16.1.1 Oxydation

C'est un processus au cours duquel il y'a augmentation du nombre d'oxydation d'un même élément chimique. Elle correspond à une perte d'électrons.

Le corps qui subit une oxydation est appelé **réducteur**.

16.1.2 Réduction

C'est un processus au cours duquel il y'a diminution du nombre d'oxydation d'un même élément chimique. Elle correspond à un gain d'électrons.

Le corps qui subit une réduction est appelé **Oxydant**.

16.1.3 Réaction d'oxydoréduction

C'est une réaction au cours de laquelle il y'a simultanément l'oxydation et la réduction (gain et perte d'électrons).

16.2 NOMBRE D'OXYDATION

La détermination du nombre d'oxydation d'un élément dans une espèce chimique obéit à certaines règles.

16.2.1 Règle N°1

Le nombre d'oxydation d'un élément à l'état atomique est égal à 0.

Exemple : Fe ; S ; Na ; ...

$n.o (Fe) = 0$; $n.o (S) = 0$ et $n.o (Na) = 0$

16.2.2 Règle N°2

Le nombre d'oxydation d'un élément dans un ion monoatomique est égal à la charge de l'ion.

Exemple : $n.o (Cl^-) = -1$ et $n.o (Na^+) = +1$

16.2.3 Règle N°3

Dans une molécule la somme de nombre d'oxydation des tous les éléments est égal à 0.

N.B : Dans la majorité des composés, le nombre d'oxydation de l'élément :

- Hydrogène vaut +1 ;

- Oxygène vaut – II.

Exemple : Détermine le nombre d'oxydation des molécules suivantes Al_2O_3 et H_2SO_4 .

16.2.4 Règle N°4

Dans un ion poly atomique, la somme des nombre d'oxydation des tous les éléments chimiques est égale à la charge de l'ion.

Exemple : Détermine le nombre d'oxydation de $Cr_2O_7^{2-}$.

16.3 REACTION D'OXYDOREDUCTION

16.3.1 Notion de couples redox

Dans une réaction d'oxydoréduction, il y'a toujours deux couples redox.

Un couple redox s'écrit de la manière suivante : **Oxydant / réducteur.**

Exemple : MnO_4^- / Mn^{2+}

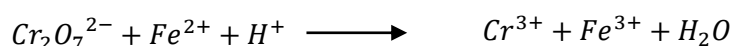
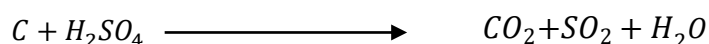
16.3.2 Comment équilibrer une équation d'oxydoréduction en milieu acide par la méthode des demi - équations ? :

Chaque couple redox correspond à une demi - équation.

Pour équilibrer une demi - équation redox en milieu acide, il faut :

1. Equilibrer d'abord les éléments autres que l'oxygène et l'hydrogène.
2. Equilibrer l'oxygène en ajoutant autant des molécules d'eau dans le membre déficitaire en oxygène.
3. Equilibrer l'hydrogène en ajoutant autant des ions H^+ dans le membre déficitaire en hydrogène ;
4. Enfin, équilibrer les charges en ajoutant les électrons dans le membre où il y'a plus des charges.

Exemple : Equilibrer les équations suivantes



PHYSIQUE

OPTIQUE GEOMETRIQUE

Chapitre 17 SOURCES ET RECEPTEURS DE LUMIERE

17.1 SOURCES DE LUMIERE

Une source de lumière est tout corps capable de produire ou d'émettre de la lumière dans toutes les directions.

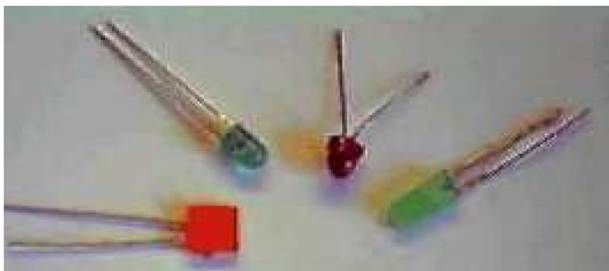
Exemples : Le soleil, les étoiles, ...

Il existe deux (02) sortes de source de lumière : les sources primaires et les sources secondaires.

17.1.1 Source primaire

Une source lumineuse **primaire** est un objet qui produit la lumière qu'il émet.

Exemples : Le soleil, les étoiles, le feu, les lucioles, l'écran de TV, les D.E.L...



17.1.2 Source secondaire ou corps éclairé

C'est une source qui diffuse dans toutes les directions la lumière reçue d'une source primaire.

Exemple : L'écran de cinéma, la lune, le parapluie utilisé par le photographe, saturne.



N.B : Une source primaire ou secondaire peut être soit ponctuelle, soit étendue.

17.1.3 Source ponctuelle

Une source ponctuelle est tout corps lumineux de très faibles dimensions, assimilable à un point lumineux.

Exemple : les étoiles

17.1.4 Source étendue

Une source étendue est un ensemble des points lumineux ayant des dimensions considérables.

Exemples : Le soleil, la lune, ...

Remarque : Parmi ces sources de lumières, on distingue : Les sources naturelles et les sources artificielles.

17.2 RECEPTEURS DE LA LUMIERE

Un récepteur de la lumière est un corps qui réagit ou dont les propriétés varient en présence de la lumière.

Exemples :

- L'œil transforme la lumière reçue en impulsion nerveuse analysé par le cerveau.
- La cellule photographique transforme la lumière reçue en énergie chimique.
- Photo résistance transforme la lumière reçue en énergie électrique.

Chapitre 18 CARACTERISTIQUES DES MILIEUX DE PROPAGATION DE LA LUMIERE ET LES RAYONS LUMINEUX

18.1 MILIEUX DE PROPAGATION

18.1.1 Milieu transparent

Un milieu transparent est un milieu qui se laisse traversé par la lumière est au travers duquel on voit distinctement les objets.

Exemples : L'air, le verre, l'eau, la cellophane, ...

18.1.2 Milieu translucide

Un milieu translucide est un milieu qui se laisse traverser par une partie de la lumière et au travers duquel on ne peut distinguer les objets.

Exemples : Papier huilé ; papier calque ; le verre dépoli ;...

18.1.3 Milieu opaque

Un milieu opaque est un milieu qui ne laisse pas traverser la lumière et qui fait intervenir la notion d'ombre.

Exemples : Le tableau, le mur, le bois, la pierre, les métaux, etc.

Remarque : La transparence et l'opacité sont toutefois des propriétés relatives qui dépendent de l'épaisseur des milieux traversés. Ainsi par exemple une feuille d'or très mince (quelque micromètre) devient translucide ; d'autre part, l'eau sous une épaisseur de quelques dizaines de mètres, devient opaque.

18.1.4 Frontière entre deux milieux : Notion de dioptre

Un dioptre plan est un système de deux milieux transparent, homogène et isotrope d'indice différent séparé par une surface plane.

18.1.5 Définition d'un milieu homogène et isotrope

18.1.5.1 Milieu homogène

Un milieu est dit homogène, si les propriétés physiques sont les même en tous points de l'espace.

18.1.5.2 Milieu isotrope

Un milieu est dit isotrope si les propriétés physiques sont les même par rotation d'axe. **Remarque :** Un milieu homogène n'est pas nécessairement isotrope.

18.1.6 Indice de réfraction absolu

L'indice de réfraction absolu noté n est une grandeur physique qui caractérise le milieu de propagation de la lumière.

Exemples : $n(eau) = \frac{4}{3} = 1,33$; $n(verre) = \frac{3}{2} = 1,5$; $n(air) = 1$

18.2 RAYONS LUMINEUX ET FAISCEAU LUMINEUX

18.2.1 Rayon lumineux

On appelle rayon lumineux tout trajet rectiligne suivi par la lumière.

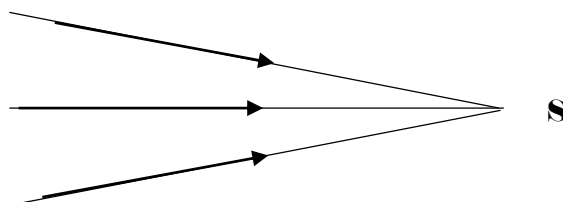
Un rayon lumineux est toujours orienté par une flèche dans le sens de la propagation de la lumière.

18.2.2 Faisceaux lumineux

Un faisceau lumineux est un ensemble des rayons lumineux issu d'une même source. On distingue (03) trois sortes des faisceaux lumineux.

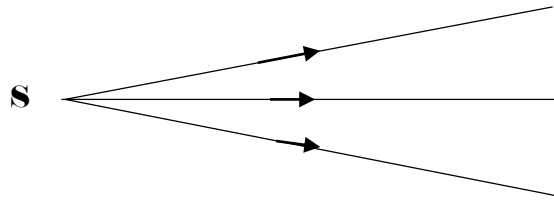
18.2.2.1 Faisceaux convergents

Un faisceau lumineux convergent représente l'ensemble des rayons lumineux provenant des différentes sources et convergent en un point.



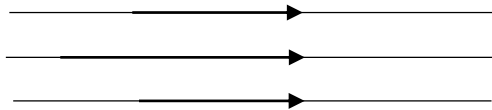
18.2.2.2 Faisceaux divergents

Un faisceau lumineux divergent représente l'ensemble des rayons lumineux issus d'un point lumineux qui se propage dans toutes les directions.



18.2.2.3 Faisceaux parallèles

Un faisceau lumineux parallèle représente l'ensemble des rayons lumineux parallèles.



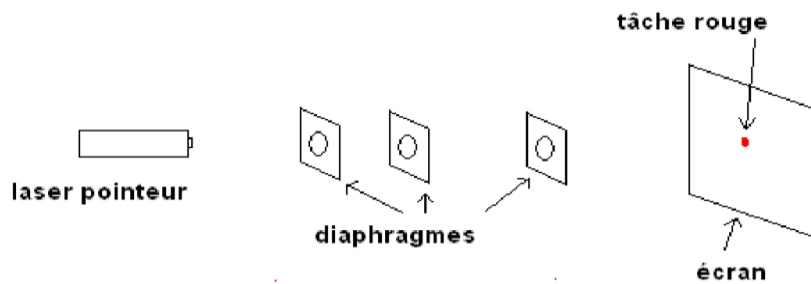
Chapitre 19 MODE DE PROPAGATION DE LA LUMIERE, LUMIERES MONOCHROMATIQUE ET PLYCHROMATIQUE

19.1 PRINCIPE DE LA PROPAGATION RECTILIGNE

19.1.1 Expérience

On allume un laser pointeur et on place entre celui-ci et l'écran des diaphragmes de sorte de toujours obtenir sur l'écran une tâche rouge.

D'autre part, on fait tomber un peu de poudre de craie sur le dispositif.



19.1.2 Observation

On ne voit pas la lumière du laser se propager dans l'air. Cependant, quand de petits obstacles (poussières de craie, gouttelettes d'eau, etc..) diffusent une partie de la lumière vers les yeux de l'observateur, on voit apparaître son trajet.



On constate que les diaphragmes sont alignés les uns par rapport aux autres. De même, le faisceau laser qui apparaît est parfaitement droit.

19.1.3 Conclusion

Dans un milieu **transparent et homogène**, la lumière **se propage en ligne droite**. On parle de **propagation rectiligne de la lumière**.

Remarque

Dans un milieu non homogène, la lumière ne se propage plus en ligne droite : une application de ce phénomène est le mirage.

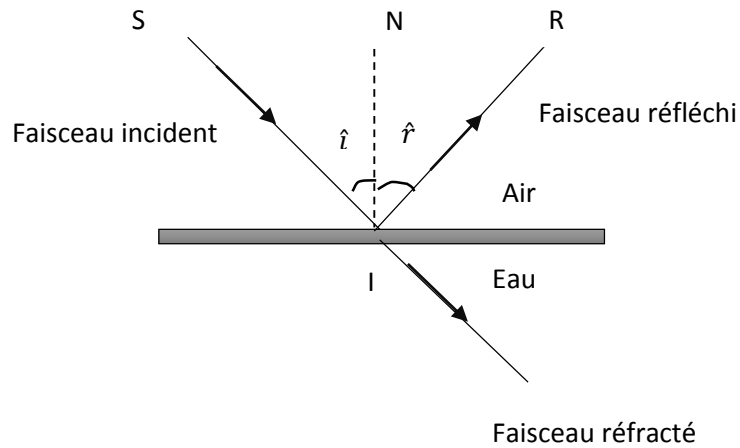


A travers les nuages, il est facile de percevoir la propagation rectiligne de la lumière.

19.2 PROPAGATION DE LA LUMIERE A LA TRAVERSEE D'UN DIOPTRE

19.2.1 Expérience

On envoie un faisceau lumineux par la surface de séparation entre l'air et l'eau.



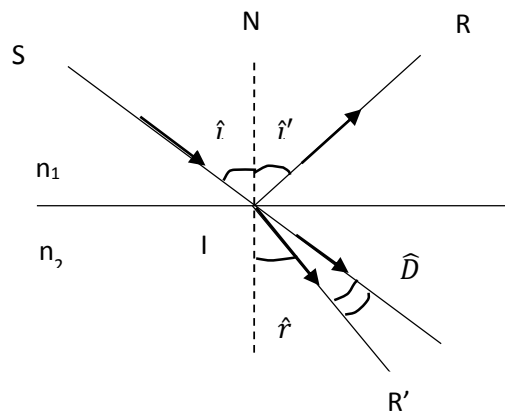
19.2.2 Observation

- Une partie de la lumière incidente est envoyée dans le premier milieu suivant une direction bien déterminée.
- Une deuxième partie traverse le second milieu suivant une autre direction bien déterminée.

19.2.3 Conclusion

- La lumière renvoyée dans le premier milieu est le faisceau réfléchi. Ce phénomène est la réflexion de la lumière.
- La lumière qui traverse dans le second milieu est le faisceau réfracté. Ce phénomène est la réfraction de la lumière.

Schéma simplifié



SI : Rayon incident ;

IR : Rayon réfléchi ;

IR' : Rayon réfracté

S: Source;

I : Point d'incidence ;

N : La normale ;

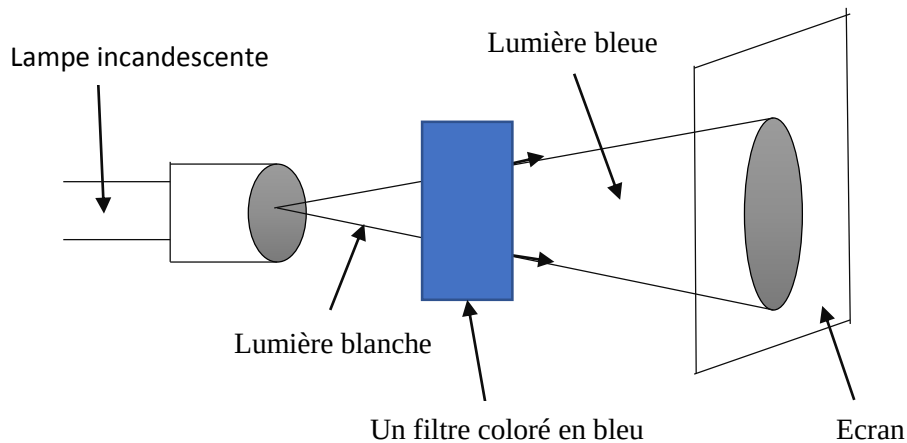
$\hat{i}$: Angle d'incidence ;

$\hat{r}$: Angle de réfraction

$\hat{D}$: La déviation

19.2.4 Filtre

19.2.4.1 Mise en évidence expérimentale



L'expérience montre que le filtre absorbe toutes les couleurs et fait passer la couleur correspondante à sa propre couleur.

Un filtre vert transmet la couleur verte. Celui de couleur rouge transmet la couleur rouge ; Par contre un filtre de couleur blanche laisse passer la couleur blanche.

19.2.4.2 Conclusion

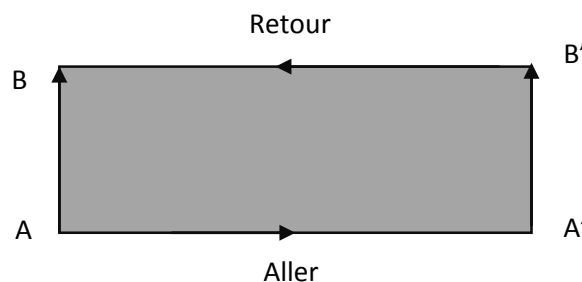
Tout corps transparent qui absorbe partiellement ou totalement les couleurs issues d'une source incandescente et transmet la lumière correspondante à sa couleur est appelé filtre.

19.2.4.3 Définition d'un filtre

Un filtre est une lame de verre ou de matière plastique transparente et colorée.

19.3 PRINCIPE DU RETOUR INVERSE DE LA LUMIERE

19.3.1 Mise en évidence



L'observation fait à travers l'expérience montre que le chemin suivi par la lumière, pour aller de A vers A' est le même que pour aller de B' vers B : Le trajet n'est pas modifié.

19.3.2 Conclusion

Le trajet suivi par la lumière ne dépend pas du sens de propagation c'est – à – dire si on considère le sens inverse, la lumière emprunte le même chemin.

$$LAA' = -LB'B$$

19.4 LUMIERE MONOCHROMATIQUE

Une lumière monochromatique est constituée d'une seule couleur.

Exemple : La lumière jaune du sodium.

19.5 LA LUMIERE POLYCHROMATIQUE

La lumière polychromatique est formée par la superposition de plusieurs couleurs différentes que notre œil peut distinguer.

Exemple : La couleur blanche du jour.

Chapitre 20 APPLICATIONS DE LA PROPAGATION DE LA LUMIERE

20.1 VITESSE DE PROPAGATION DE LA LUMIERE

La lumière se propage dans le vide à la vitesse de 3×10^8 m/s. Cette vitesse varie avec l'indice du milieu.

Exercice d'application : Déterminer le temps que met la lumière du soleil à parcourir

la distance Soleil – Terre.

On donne : $D_{\text{Soleil - Terre}} = 150\,000\,000$ km ; Vitesse de la lumière : $V = 300\,000$ km /s

20.2 ANNEE LUMIERE

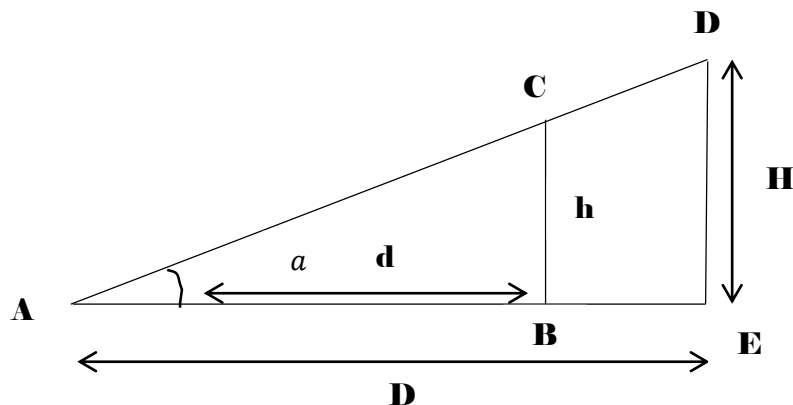
L'année lumière est la distance parcourue par la lumière en une année. C'est une unité de longueur utilisée en astronomie.

$$d = C \times t \rightarrow d = 3 \times 10^8 \times 365 = 3 \times 10^8 \times 365 \times 24 \times 60 \times 60$$

$$1 \text{ a.l} = 9,5 \times 10^{12} \text{ km}$$

20.3 DETERMINATION DES LONGUEURS

Pour mesurer la hauteur d'un immeuble ou d'un monument, on peut utiliser une règle graduée ; Par visée avec une règle tenue à bout de bras tendus en mesure la hauteur apparente h d'un immeuble à une distance d . L'utilisation du théorème de THALES permet de calculer la hauteur réelle H .



Considérons les triangles semblables (ABC) et (AED)

D'après le théorème de THALES

$$\frac{BC}{ED} = \frac{AB}{AE} \rightarrow \boxed{\frac{h}{H} = \frac{d}{D}}$$

Application de la relation trigonométrique dans le triangle ABC

$$\tan a = \frac{BC}{AB} \rightarrow \boxed{\tan a = \frac{h}{d}}$$

$$\tan a = \frac{DE}{AE} \rightarrow \boxed{\tan a = \frac{H}{D}}$$

$$\text{On pose } \tan a = \tan a \rightarrow \frac{h}{d} = \frac{H}{D} \rightarrow \boxed{\frac{h}{H} = \frac{d}{D}}$$

Exercice d'application : Un visiteur à Paris veut connaître la hauteur de la tour Eiffel. Pour cela, il se place au pont de l'Alma et vise la tour à travers une règle translucide qu'il tient verticalement à bout de bras. La règle est à $d = 60$ cm de son œil. En alignant le zéro de la règle avec l'esplanade de la tour (qu'il devine), il constate que le sommet s'aligne avec la graduation 24 cm.

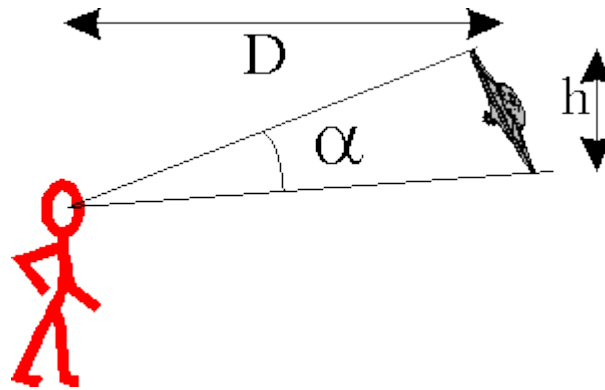
Il mesure une distance $L = 750$ m entre le milieu du pont où il se trouve et le centre de la base de la tour.

1. Représente sur un schéma clair les deux visées.
2. Déterminer la hauteur H de la tour Eiffel.

20.4 DIAMETRE APPARENT

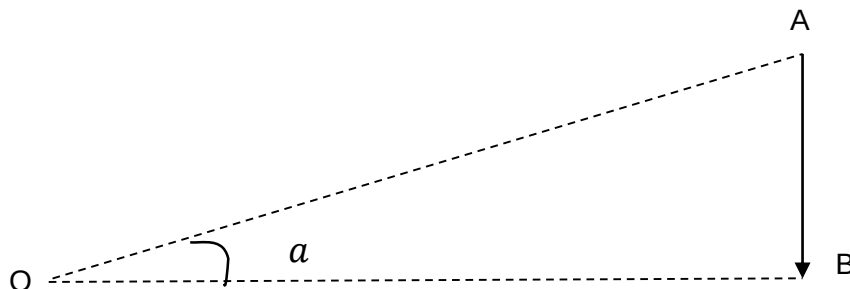
C'est l'angle sous lequel est vu l'objet depuis l'observateur.

Voilà un petit schéma pour mieux le comprendre : Ici, D et h sont respectivement la distance de l'objet et sa taille réelle dans la même unité. Par exemple, le diamètre apparent de la Lune est de $0,5^\circ$, ou 30 min d'angle. D'habitude, pour un objet astronomique, seul ce diamètre apparent est mesurable directement depuis la Terre.



$$a = \tan^{-1}\left(\frac{h}{D}\right) \quad \text{si } \alpha \text{ est faible, alors } \tan \alpha \approx \alpha \quad \rightarrow \quad \boxed{a = \frac{h}{D}}$$

Exercice d'application : Un observateur dont l'œil est placé en O, regarde un objet d'extrémité AB. On appelle angle apparent sous lequel AB est vu par O, l'angle a égal à (AOB) exprimé en radians.

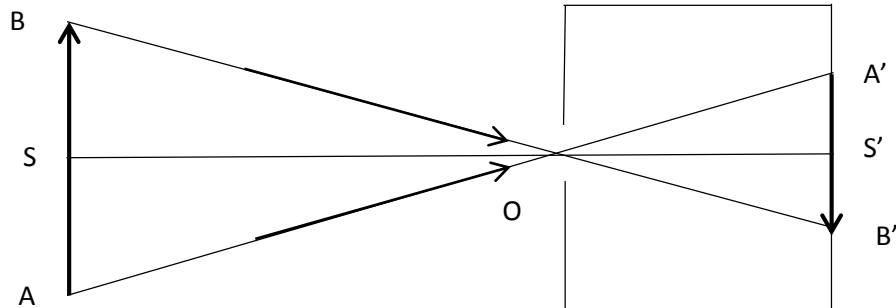


Rosny observe un immeuble distant de 4km sous un angle apparent de $2,5 \times 10^{-3}$ rads. Quelle est la hauteur de l'immeuble ?

20.5 CHAMBRE NOIRE

Une chambre noire est une boîte opaque percée à l'avant d'un trou appelé diaphragme de diamètre variable. Elle est formée à l'arrière par un écran translucide.

Elle donne d'un objet une image nette et renversée.



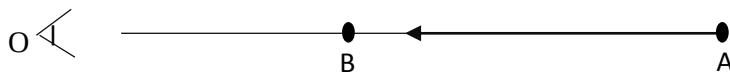
Considérons les triangles semblables (OAB) et (OA'B')

D'après le théorème de THALES

$$\frac{AB}{A'B'} = \frac{OS}{OS'}$$

Exercice d'application : La distance qui sépare l'ouverture de la chambre noire de l'écran translucide est $d=12,5\text{cm}$, la hauteur maximale de l'écran est $h=20\text{cm}$. A quelle distance minimale de l'ouverture de la chambre noire, doit se trouver un homme de hauteur $H=1,80\text{m}$ pour être vu entier sur l'écran.

20.6 VISEE ET ALIGNEMENT

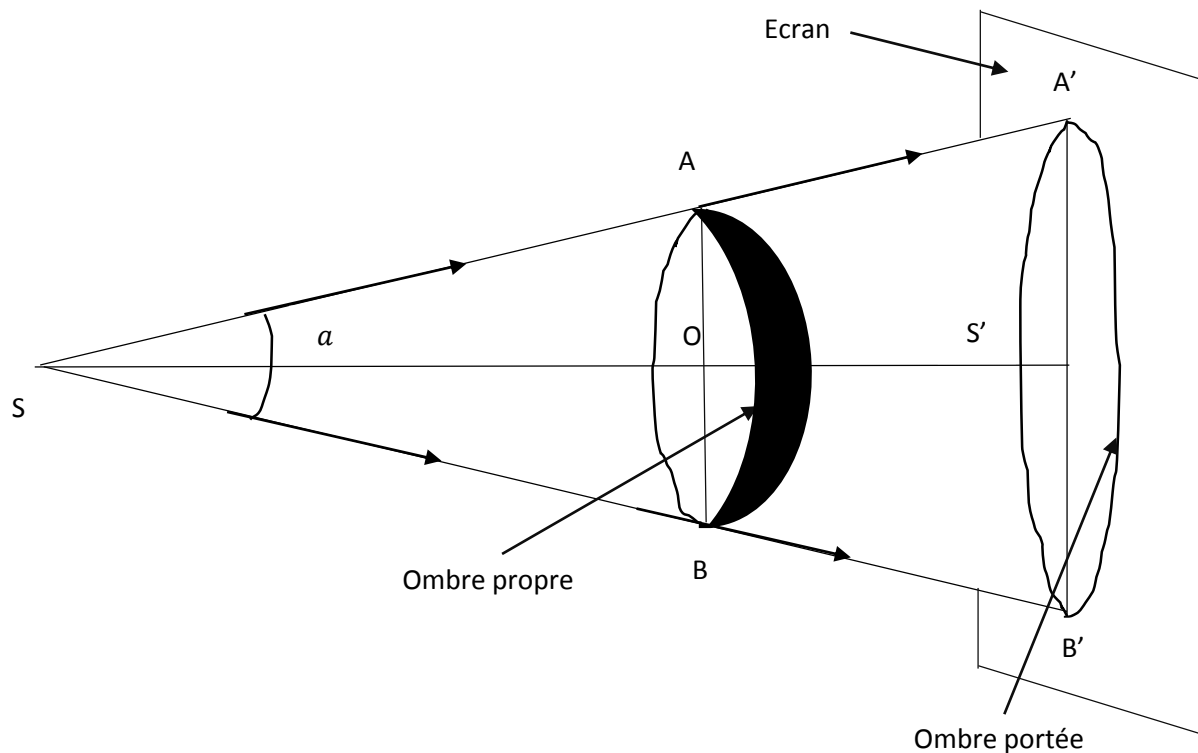


Nous constatons que le rayon lumineux issu du point A est capable d'être capté par l'œil de l'observateur en O ; Le rayon lumineux est arrêté par le point B donc le point B se trouve sur la AO.

Le principe de propagation rectiligne de la lumière permet d'expliquer facilement l'existence des points alignés le long d'un rayon lumineux.

20.7 OMBRE ET PENOMBRE

20.7.1 Cas d'une source ponctuelle



Définitions :

- On appelle ombre propre, la zone non éclairée de l'objet.
- On appelle ombre portée, la zone obscure de l'image sur l'écran.

Triangle semblables (SAB) et (SA'B')

$$\frac{AB}{A'B'} = \frac{OS}{SS'} = \frac{\text{Aire}(AB)}{\text{Aire}(A'B')}$$

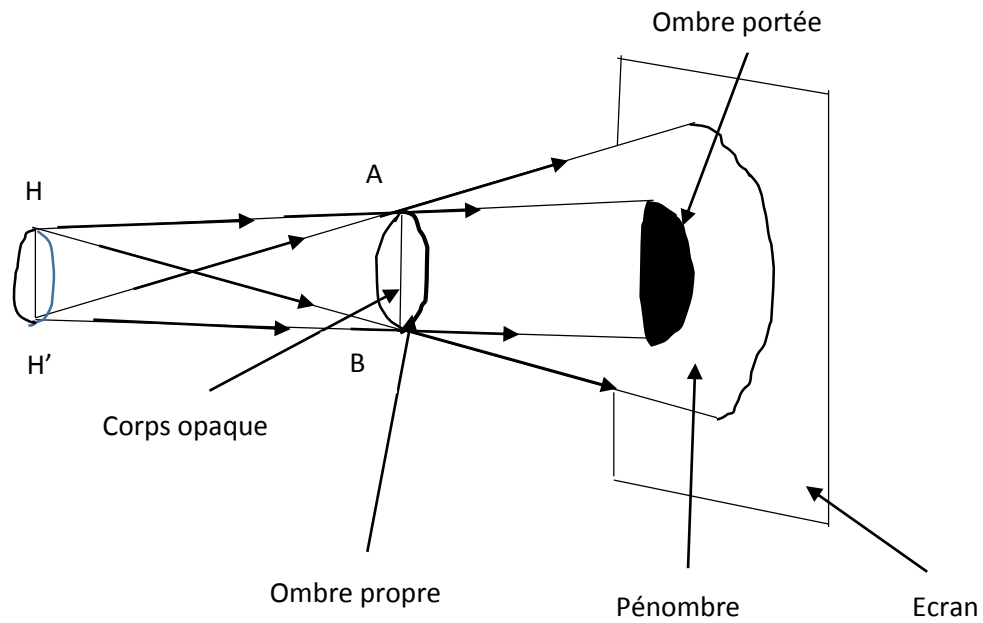
$$SS' = SO + OS'$$

Exercice d'application : Une source ponctuelle est placée à 1m, sur l'axe passant par le centre d'un disque opaque éclairé par cette source, le disque projette sur un écran placé à une distance d' de lui une ombre. La surface du disque est égale à 1/6 de celle de l'ombre. Calculer la distance à laquelle est placée l'écran par rapport à la source.

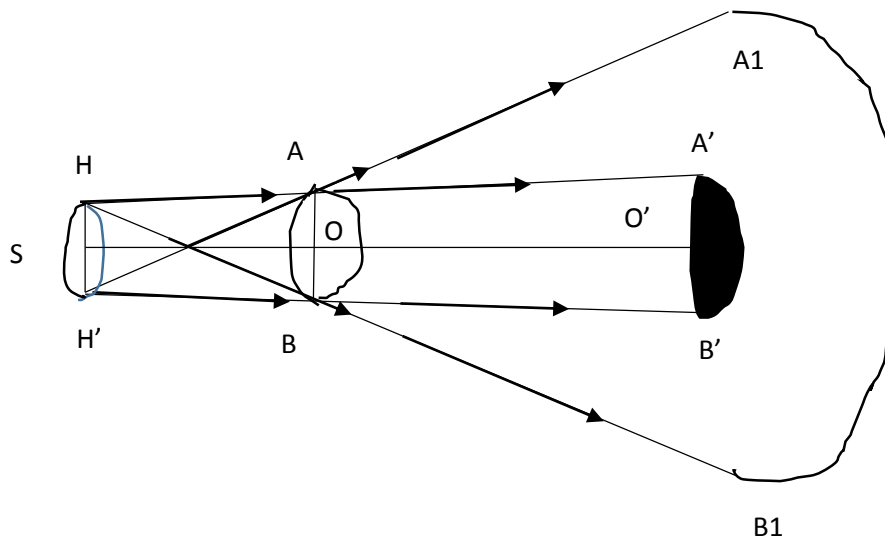
20.7.2 Cas d'une source étendue

L'ombre portée et l'ombre propre on leurs contours délimités, leurs bords entourer d'une zone intermédiaire appelée pénombre.

La pénombre est la surface qui n'est pas entièrement éclairée.



▪ **Schéma opérationnel :**



▪ **Calcul de la pénombre (A'A1) :**

Considérons les triangles (HH'A) et (AA₁A')

D'après le théorème de THALES

$$\frac{HH'}{A_1A'} = \frac{OS}{OO'}$$

▪ **Calcul de l'ombre portée (A'B') :**

$$A1B' = A1A' + A'B' \quad \rightarrow$$

$$A'B' = A1B' - A1A'$$

Cherchons A1B'

Considérons les triangles (H'AB) et (H'A1B')

D'après le théorème de THALES

$$\frac{AB}{A1B'} = \frac{OS}{SO'}$$

Avec $SO' = SO + OO'$

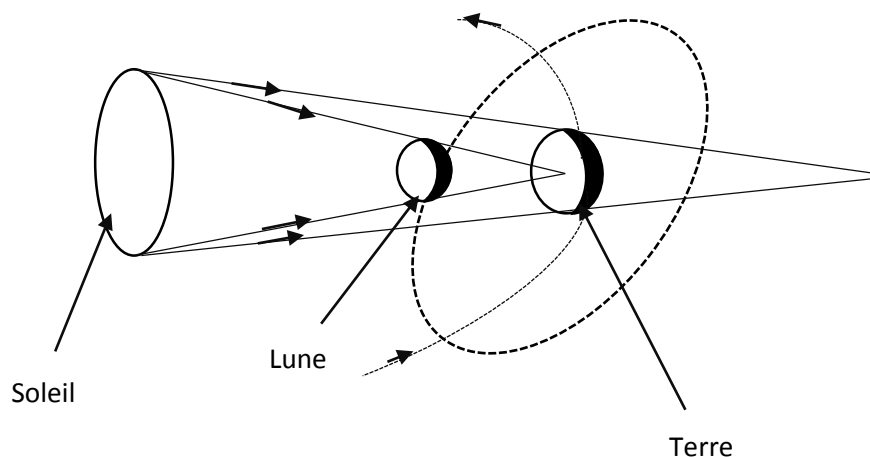
Exercice d'application : Un disque lumineux de 0,5m de diamètre envoie un faisceau lumineux sur un disque opaque de 2,5m de diamètre qui est placé à 25cm de la source.

Si l'écran est situé à 1m du disque opaque, calculer les dimensions de l'ombre portée et de la pénombre.

20.8 ÉCLIPSE

Le phénomène d'éclipse se produit lorsqu'un astre passe dans l'ombre ou la pénombre d'un autre. On distingue deux types d'éclipses mettant en jeu : La terre, la lune et le soleil.

20.8.1 Éclipse solaire

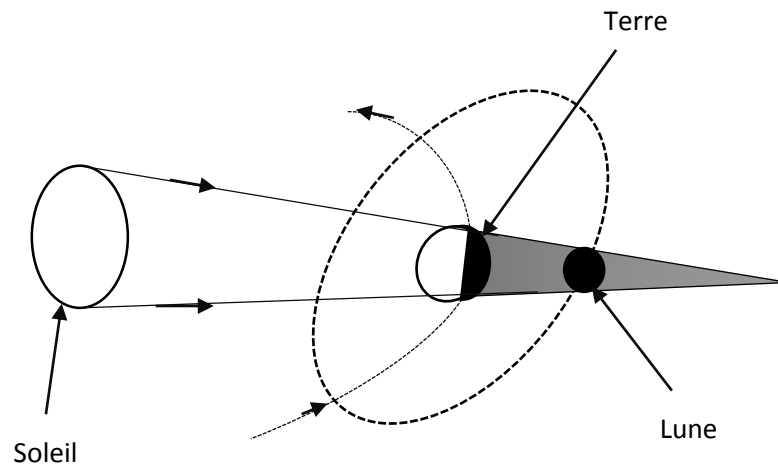


Il y'a éclipse solaire lorsque la lune se trouve entre le soleil et la terre, l'ombre portée de la lune tombe sur la terre.

Pour des points situés dans la zone de cône d'ombre de la lune, l'éclipse solaire est totale.

Pour des points situés dans la zone de pénombre, l'éclipse est partielle.

20.8.2 Éclipse de la lune

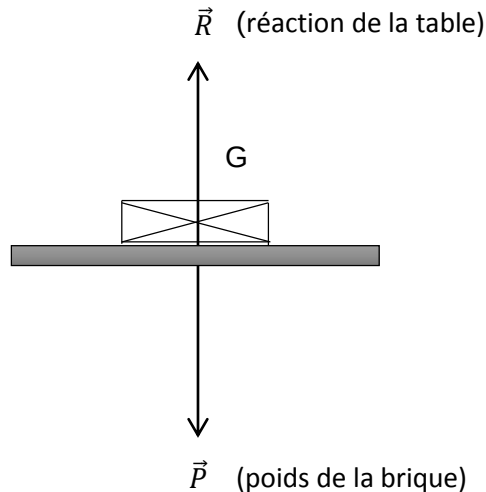


Il y'a éclipse de lune si la terre se trouve entre le soleil et la lune, il arrive que la lune se trouve toute entière dans la zone de cône d'ombre de la terre.

Il y'a éclipse totale de lune si la lune s'obscurcit totalement ou complètement.

Il y'a éclipse partielle de lune si la lune passe dans le cône de ténèbres de la terre et une partie de la lune seulement est obscurcit.

MECANIQUE



On aura $\vec{P} = -\vec{R}$ ou $P = R$

Remarque : Le principe des interactions est un principe fondamental de la mécanique. Il constitue la troisième loi de NEWTON.

Les forces à distance ou de contact peuvent être soit les forces à action réparties soit à action localisées.

Les forces à action réparties sont des forces qui s'exercent sur une large surface du solide qui la subit ou sur la totalité de son volume.

Exemple : Un livre posé sur une table (le poids de ce livre est réparti sur la totalité de son volume).

Une force à action localisée est celle qui se manifeste en un point déterminé (point d'application) ; C'est – à – dire c'est une force qui se manifeste sur une surface de petite dimension.

Exemple : Force exercée par un fils sur un objet attaché.

Chapitre 22 CARACTERISTIQUES D'UNE FORCE

Une force est caractérisée par :

- Son point d'application : C'est le lieu où s'exerce l'action mécanique (force) sur le corps qui la subit ; c'est – à – dire le point de contact du corps où agit cette force.
- Sa direction : c'est la droite suivant laquelle la force s'exerce ; c'est – à – dire la droite du mouvement du corps sous l'action de cette force. Elle peut être verticale, horizontale ou oblique.
- Son sens : Celui dans lequel l'action mécanique s'exerce ; c'est – à – dire le sens indiqué par le mouvement du déplacement du corps.

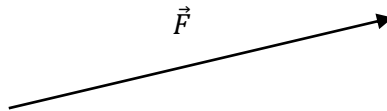
- Son intensité (exprimée en Newton N) : Elle est égale à la norme du vecteur force $\vec{F}$ notée $\|\vec{F}\|$ ou F . C'est une grandeur physique mesurable.

22.1 REPRESENTATION D'UNE FORCE

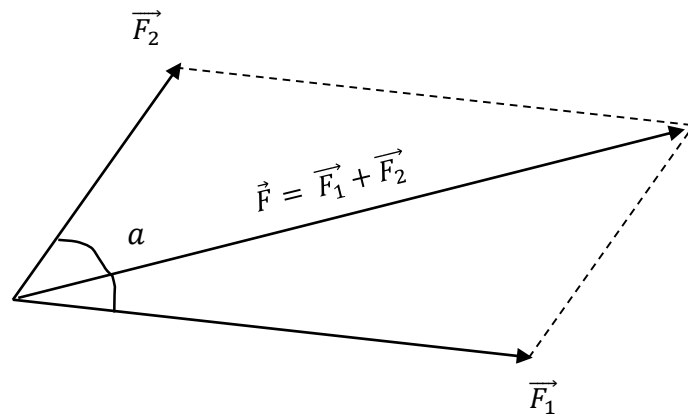
La force est représentée par un vecteur. Cette représentation dépend de l'échelle adopter.

Exemple : Représente de la force $F = 10 \text{ N}$.

Echelle : $1 \text{ cm} \rightarrow 2 \text{ N}$



Somme de deux forces



$$\vec{F} = \vec{F}_1 + \vec{F}_2 \quad \rightarrow \quad F^2 = (\vec{F}_1 + \vec{F}_2)^2$$

$$F = \sqrt{F_1^2 + F_2^2 + 2\vec{F}_1 \times \vec{F}_2 \cos a}$$

Dans un repère orthonormé si $(\vec{F}_1 \perp \vec{F}_2) \rightarrow a = 90^\circ$

$$F = \sqrt{F_1^2 + F_2^2}$$

22.2 Cas du poids d'un corps

22.2.1 Caractéristiques du poids

Le poids est caractérisé par :

- **Sa direction :** C'est la verticale
- **Son sens :** Vers le bas (sens descendant)
- **Son point d'application :** Le centre de gravité

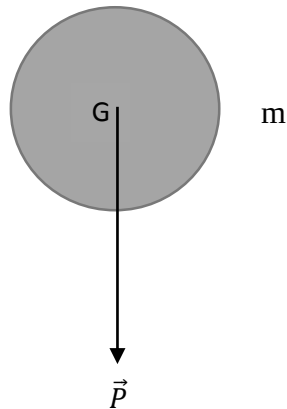
- **Son intensité** : Le poids d'un corps est calculé par la relation suivante

$$P = m \times g$$

P : Poids du corps (en Newton N) ;

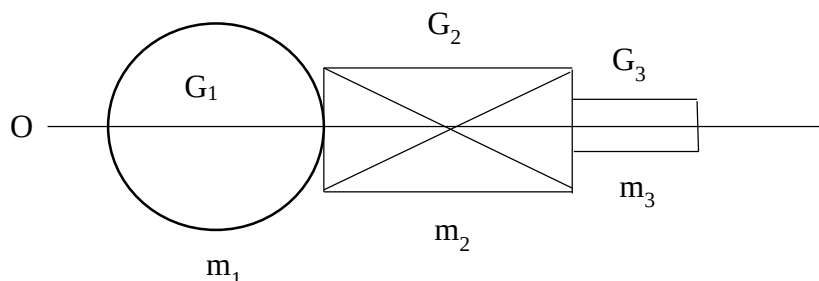
m : masse du corps (en kilogramme kg) ;

g : intensité du champ de pesanteur (en N/kg)



22.2.2 Détermination du centre de gravité

Par exemple pour un solide homogène et rigide, constitué de 3 parties.

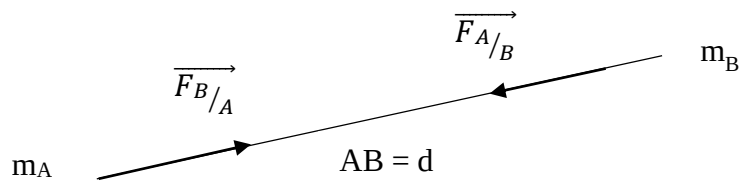


Soit G le centre de gravité de l'ensemble, sa position par rapport à O est tel que :

$$\overrightarrow{OG} = \frac{m_1 \overrightarrow{OG_1} + m_2 \overrightarrow{OG_2} + m_3 \overrightarrow{OG_3}}{m_1 + m_2 + m_3}$$

22.2.3 Variation du poids d'un corps avec le lieu

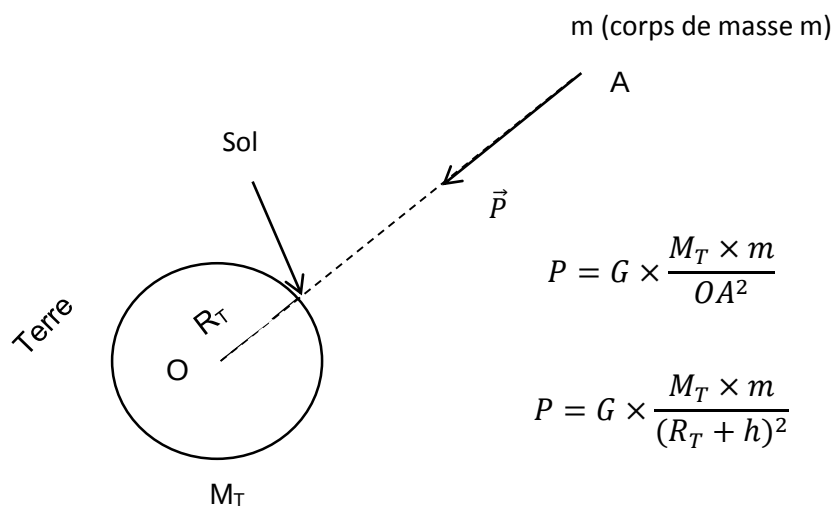
Loi d'attraction universelle (loi de Newton) : Deux masses ponctuelles s'attirent mutuellement.



$$F_{A/B} = F_{B/A} = G \times \frac{m_A \times m_B}{d^2}$$

G : Constante de la gravitation universelle, sa valeur est de $6,67 \times 10^{-11}$ S.I

- **Cas d'un solide à l'altitude h de la terre :**



$$P = G \times \frac{M_T \times m}{OA^2}$$

$$P = G \times \frac{M_T \times m}{(R_T + h)^2}$$

$$P = m \times \frac{M_T \times G}{(R_T + h)^2} \quad (1) \quad \text{or} \quad P = m \times g_h \quad (2)$$

$$(1)=(2)$$

$$g_h = G \times \frac{M_T}{(R_T + h)^2}$$

g_h : est l'intensité de la pesanteur à l'altitude h de la terre.

- **Au sol h = 0**

$$g_0 = G \times \frac{M_T}{R_T^2}$$

- **Relation entre g_h et g_0**

$$g_h = \frac{R_T^2}{(R_T + h)^2} g_0$$

Remarque :

Si h augmente, le poids diminue.

Si h diminue, le poids augmente.

Quelques valeurs de g :

- ✦ Sur la terre $g = 9,81 \text{ N/kg}$
- ✦ Sur la lune $g = 1,62 \text{ N/kg}$
- ✦ Sur les pôles $g = 9,83 \text{ N/kg}$
- ✦ Sur l'équateur $g = 9,78 \text{ N/kg}$

N.B : La masse d'un corps ne varie pas.

Exercice d'application : Le 21 juillet 1969, Neil Armstrong et Buzz Aldrin ont marché sur la lune. Les deux astronautes ont ramassé 21,7 kg de roches lunaires.

1. Quel était le poids des roches sur la lune ?
2. Quels étaient la masse et poids de ces roches une fois rapportées sur la Terre ?

On donne : $g_L = 1,6 \text{ N/kg}$ et $g_0 = 9,8 \text{ N/kg}$.

22.3 LE POIDS VOLUMIQUE, MASSE VOLUMIQUE ET DENSITE D'UN CORPS

22.3.1 Poids volumique

Le poids volumique d'un corps noté ω est le rapport du poids P de ce corps par unité de volume V.

$$\omega = \frac{P}{V}$$

ω : poids volumique d'un corps (en N/m^3) ;

P : poids de ce corps (en N) ;

V : volume de ce corps en (m^3)

22.3.2 Masse volumique

La masse volumique d'un corps notée ρ est le rapport de sa masse par unité de volume. Elle s'exprime en kg/m^3 .

$$\rho = \frac{m}{V}$$

22.3.3 Densité d'un corps par rapport à l'eau

La densité d'un corps par rapport à l'eau est le rapport de la masse m de ce corps par la masse m' de l'eau d'un même volume et prit dans les C.N.T.P.

$$d = \frac{m}{m'} = \frac{\rho_{\text{corps}}}{\rho_{\text{eau}}}$$

N.B : La densité d'un corps est une grandeur sans unité.

Chapitre 23 DETERMINATION DES FORCES

23.1 DEFINITION, MESURES PRATIQUES ET UNITE DE MESURE DANS LE SI

23.1.1 Définition

On appelle force toute cause capable de déformer un corps, de le mettre en mouvement ou de modifier son mouvement.

23.1.2 Appareil de mesure d'une force

L'intensité d'une force est une grandeur mesurable. On mesure l'intensité d'une force à l'aide d'un dynamomètre.

23.1.3 Unité de mesure d'une force

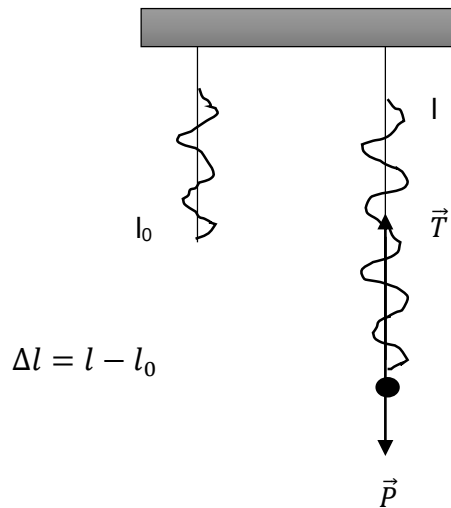
L'unité de mesure d'une force est le newton (N).

23.2 METHODE DE DETERMINATION D'UNE FORCE

On peut déterminer une force par la méthode pratique (expérimentale) ou par la méthode algébrique.

23.2.1 Méthode pratique (étalonnage d'un ressort)

L'étalonnage d'un ressort consiste à déterminer l'allongement d'un ressort sous l'action de la force $\vec{F}$ ou du poids $\vec{P}$ et de tracer la caractéristique (courbe) $T = f(\Delta l)$



l_0 : Longueur à vide du ressort

Δl : Allongement du ressort

- Pour un ressort à spires non jointives la tension T est proportionnelle à l'allongement.

$$T = K \times \Delta l$$

$$T = K(l - l_0)$$

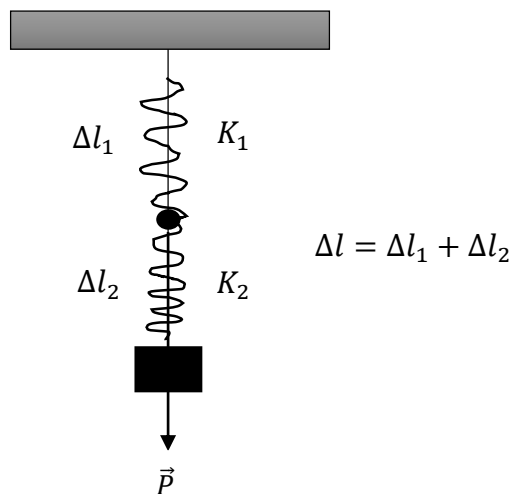
K : Constante de raideur du ressort (en N/m) ;

T : Tension du ressort (en N)

- D'après le principe d'interaction

$$\vec{P} = -\vec{T} \quad P = T \quad \text{ou} \quad m \cdot g = K \times \Delta l$$

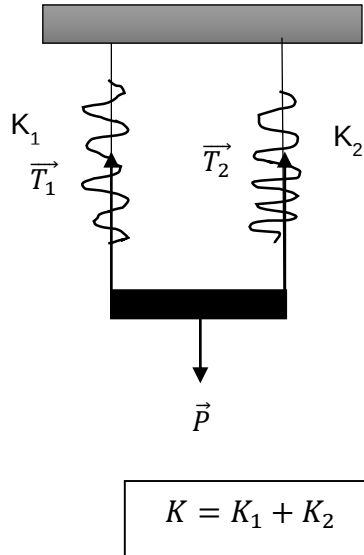
- Si on considère deux ressorts en série :



$$\frac{1}{K} = \frac{1}{K_1} + \frac{1}{K_2}$$

K : Constante de raideur du ressort équivalent.

- Si on associe deux ressorts en parallèle (dérivation) :



23.2.2 Méthode algébrique

La détermination de l'intensité d'une force par la méthode algébrique nécessite l'utilisation des expressions algébrique ou formules.

$$T = K \times \Delta l$$

Exercice d'application : On considère le tableau suivant :

Force(en N)	0	50	100	200
Longueur (en cm)	150	225	300	450

Echelle : Sur Ox 1 cm $\rightarrow$ 50 cm ; sur Oy 1 cm $\rightarrow$ 50 N.

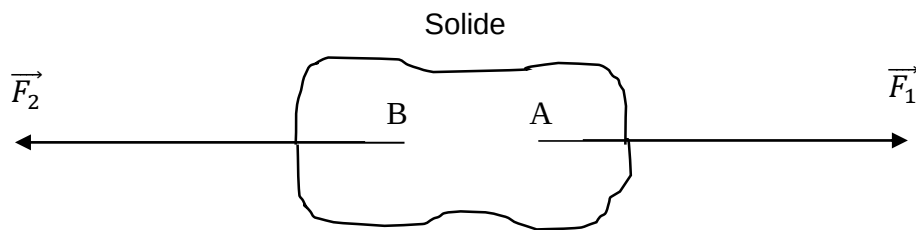
1. Tracer la courbe $F=f(l)$.
2. Démontrer par calcul que la longueur à vide du ressort vaut 1,5m.
3. Quelle est la longueur du ressort sous l'action d'une force de 150 N ?
4. Déduire la constante de raideur du ressort d'abord par calcul puis à partir de la courbe.

Chapitre 24 EQUILIBRE D'UN CORPS SOLIDE SOUMIS A DES FORCES CONCOURANTES OU PARALLELES

24.1 FORCES CONCOURANTES

On appelle force concourante les forces dont les droites d'action passent par un même point.

24.1.1 Cas d'un solide soumis à deux forces



24.1.2 Condition d'équilibre

Lorsqu'un solide soumis à 2 forces $\vec{F}_1$ et $\vec{F}_2$ est en équilibre nécessairement la somme vectorielle des forces est nulle.

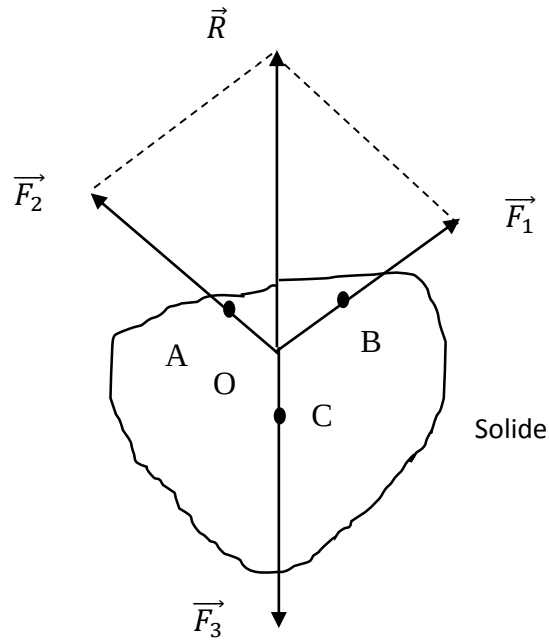
$$\vec{F}_1 + \vec{F}_2 = \vec{0}$$

$$\vec{F}_1 = -\vec{F}_2$$

$$F_1 = F_2$$

$\vec{F}_1$ et $\vec{F}_2$ ont un même support

24.1.3 Cas d'un solide soumis à 3 forces



$\vec{R}$ est la résultante des forces $\vec{F}_1$ et $\vec{F}_2$

24.1.4 Condition d'équilibre

Lorsqu'un solide soumis à 3 forces $\vec{F}_1$, $\vec{F}_2$ et $\vec{F}_3$ est en équilibre nécessairement la somme vectorielle de ces forces est nulle, les supports de trois forces sont concourants.

$$\vec{F}_1 + \vec{F}_2 + \vec{F}_3 = \vec{0}$$

Si on remplace $\vec{F}_1$ et $\vec{F}_2$ par leur résultante $\vec{R}$ la condition d'équilibre dévient :

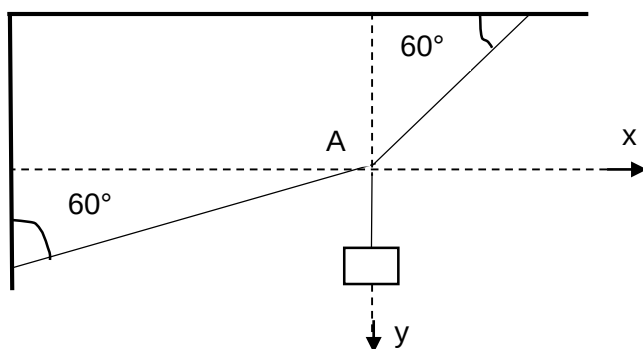
$$\vec{R} + \vec{F}_3 = \vec{0}$$

Remarque : D'après le principe de LAME

$$\frac{F_1}{\sin(\vec{F}_2, \vec{F}_3)} = \frac{F_2}{\sin(\vec{F}_1, \vec{F}_3)} = \frac{F_3}{\sin(\vec{F}_1, \vec{F}_2)}$$

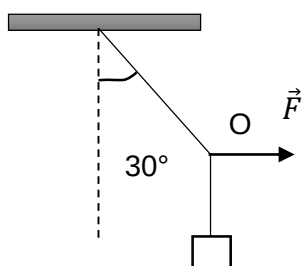
Exercices d'applications :

Exercice 1 : Un solide de poids $P = 40 \text{ N}$ est suspendu comme l'indique la figure.



1. Représente les tensions des trois brins de fils qui s'exercent en A, ainsi que les forces expliquant l'équilibre du solide.
2. Détermine la valeur de chacune de ces tensions (Utilise la méthode de projection).

Exercice 2 : On suspend à l'aide d'un fil inextensible, un solide de $P = 10 \text{ N}$. Pour le maintenir en équilibre, on exerce en un point A du fil, une force horizontale $\vec{F}$, comme l'indique la figure.



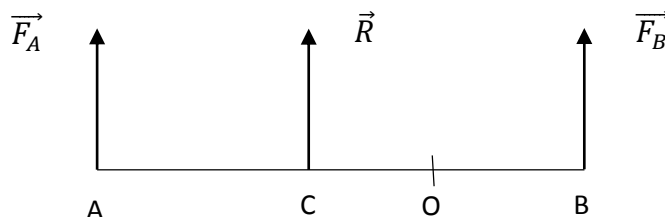
1. Représente les forces s'exerçant sur le solide et les tensions des brins de fil en O.
2. Ecrire les conditions d'équilibre du solide et du point O.
3. Détermine les valeurs de la force $\vec{F}$ et des tensions des fils.

24.2 FORCES PARALLELES

24.2.1 Définition

On appelle force parallèle les forces dont les droites d'action sont parallèles.

24.2.2 Résultante de deux forces parallèles de même sens



$$R = F_A + F_B$$

- Si $F_A > F_B$ le point d'application de R est proche de F_A . $CA < CB$.
- Si $F_B > F_A$ le point d'application de R est proche de F_B . $AC > CB$.

A l'équilibre :

$$F_A \times AC = F_B \times CB$$

- La position de l'une des forces est donnée par :

$$\frac{F_A}{CB} = \frac{F_B}{CA} \quad \rightarrow \quad \frac{F_A + F_B}{BC + CA} = \frac{R}{BA} \quad \begin{cases} \frac{F_A}{CB} = \frac{R}{BA} \\ \frac{F_B}{CA} = \frac{R}{BA} \end{cases}$$

- Pour équilibrer la barre on applique au point C la force $\vec{F}_C$ opposée à $\vec{R}$ tel que :

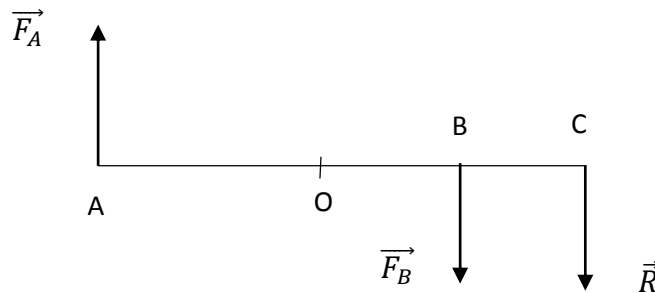
$$\vec{R} + \vec{F}_C = \vec{0}$$

$$\vec{F}_C = -\vec{R} \quad \rightarrow$$

$$F_C = R$$

Exercice d'application : Considérons deux forces $\vec{F}_1$ et $\vec{F}_2$, parallèles d'intensités respectives $F_1 = 50 \text{ N}$ et $F_2 = 30 \text{ N}$, qui s'appliquent en A et B deux points d'une barre rigide, tels que $AB = 50 \text{ cm}$. Déterminer les caractéristiques de la résultante de ces forces et la position du point d'application C de cette résultante sur la barre par rapport à B, dans le cas où les deux forces ont le même sens.

24.2.3 Résultante de deux forces parallèles de sens contraires



Deux forces $\vec{F}_A$ et $\vec{F}_B$ parallèles de sens contraires admettent une résultante parallèle à ces forces.

Les caractéristiques de $\vec{R}$ sont :

- Le point d'application : c'est le point C situé à l'extrémité de AB et du côté de la force la plus grande.
- La direction : parallèle aux deux autres forces.
- Le sens : même sens que la plus grande force.
- L'intensité :

Si $F_A > F_B$

$$R = F_A - F_B$$

Si $F_B > F_A$

$$R = F_B - F_A$$

- Condition d'équilibre :

$$F_A \times AC = F_B \times CB$$

$$\frac{F_A}{CB} = \frac{F_B}{CA} \quad \rightarrow \quad \frac{F_B - F_A}{AC - BA} = \frac{R}{AB}$$

Exercice d'application : Considérons deux forces $\vec{F}_1$ et $\vec{F}_2$, parallèles d'intensités respectives $F_1 = 50 \text{ N}$ et $F_2 = 30 \text{ N}$, qui s'appliquent en A et B deux points d'une barre rigide, tels que $AB = 50 \text{ cm}$.

Déterminer les caractéristiques de la résultante de ces forces et la position du point d'application C de cette résultante sur la barre par rapport à B si les deux forces sont de sens contraires.

24.3 EQUILIBRE D'UN SOLIDE POSE SUR UN PLAN HORIZONTAL

Un solide posé sur un plan horizontal peut être soit en équilibre stable, soit en équilibre instable ou en équilibre indifférent.

24.3.1 Equilibre stable

Un solide posé sur un plan horizontal est en équilibre stable lorsque son énergie potentielle est minimale ; C'est – à – dire ce corps écarté de sa position d'équilibre aura tendance à y revenir en effectuant des oscillations.

24.3.2 Equilibre instable

Un corps solide posé sur un plan horizontal est en équilibre instable lorsque son énergie potentielle est maximale ; c'est – à – dire le solide, écarté de sa position d'équilibre, n'y revient plus.

24.3.3 Equilibre indifférent

Un solide posé sur un plan horizontal est en équilibre indifférent lorsque son énergie potentielle est constante ; C'est – à – dire ce solide écarté de sa position d'équilibre, son centre de gravité reste le même dans toutes les positions. Le solide reste en équilibre quelque la position qu'on lui donne.

Remarque

Dans les deux cas (équilibre stable et instable) l'action mécanique est caractérisé par deux forces opposées qui n'ont pas le même support. Un tel système produit un effet de rotation appelé couple de force.

Chapitre 25 EQUILIBRE D'UN SOLIDE EN ROTATION AUTOUR D'UN AXE FIXE

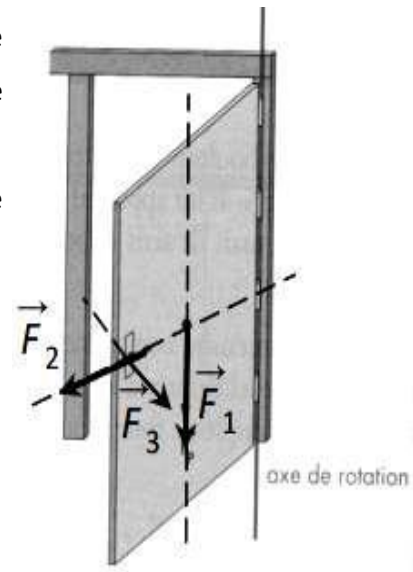
25.1 EFFET D'UNE FORCE SUR LA ROTATION D'UN SOLIDE

25.1.1 Expérience

Observons une porte mobile autour d'un axe matérialisé sur la ligne de ses gonds. Cette porte peut tourner autour de l'axe si on la soumet à des forces convenablement choisies.

On dit qu'elle est en **mouvement de rotation** autour de l'axe.

- si on exerce sur elle une force F_1 parallèle à l'axe de rotation, celle-ci ne tourne pas.
- si on exerce sur cette porte une force F_2 dont la droite d'action coupe l'axe, elle ne tourne pas non plus
- une force F_3 perpendiculaire à l'axe de rotation provoque une rotation. L'efficacité de la rotation



25.1.2 Conclusion

Pour provoquer un effet de rotation sur un solide mobile autour d'un axe, il faut exercer une force dont la droite d'action :

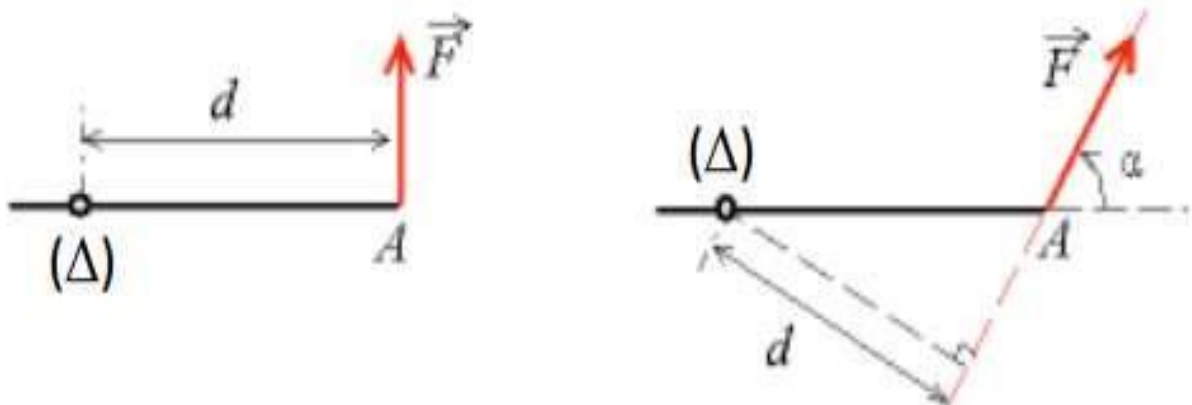
- Ne rencontre pas l'axe de rotation ;
- Ne soit pas parallèle à l'axe de rotation.

25.2 MOMENT D'UNE FORCE PAR RAPPORT A UN AXE

25.2.1 Définition du moment d'une force

Le moment d'une force par rapport à un axe fixe (Δ) est égal au produit de l'intensité de la force $\vec{F}$ par la distance d entre l'axe de rotation et la droite d'action de la force.

$$M_{\Delta}(\vec{F}) = F \times d$$



La notation $M_{\Delta}(\vec{F})$ ou $M_{\vec{F}/\Delta}$ se lit le moment de la force $\vec{F}$ par rapport à l'axe (Δ) .

Le moment d'une force par rapport à un axe traduit son efficacité à produire un effet de rotation du solide autour de cet axe. C'est une grandeur algébrique dont le signe dépend du sens positif arbitrairement choisi.

Remarques

- Le moment d'une force $\vec{F}$ dont la droite d'action est parallèle à l'axe de rotation est nul.

$$M_{\Delta}(\vec{F}_1) = 0$$

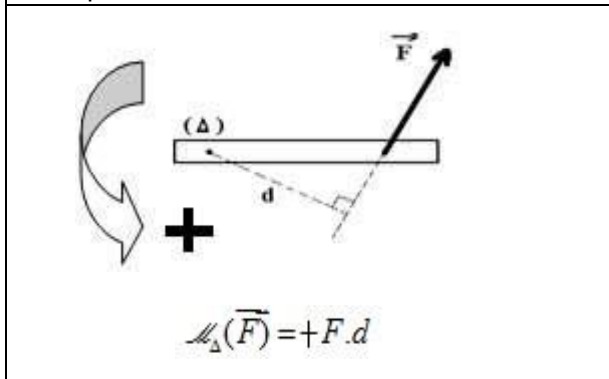
- Le moment d'une force dont la droite d'action rencontre l'axe de rotation est nul.

$$M_{\Delta}(\vec{F}_2) = 0$$

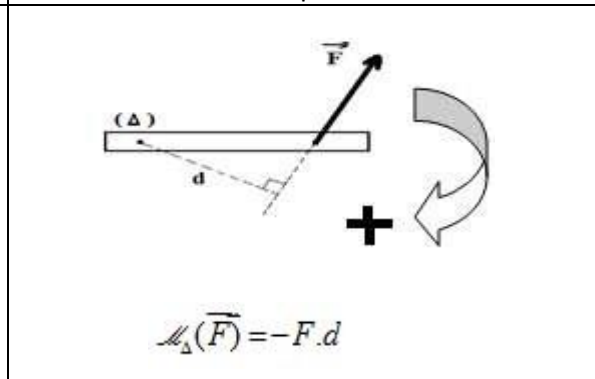
25.2.2 Moment : grandeur algébrique

Afin de distinguer les deux possibilités de sens de rotation nous évaluerons algébriquement le moment d'une force par rapport à l'axe par l'une des expressions suivantes:

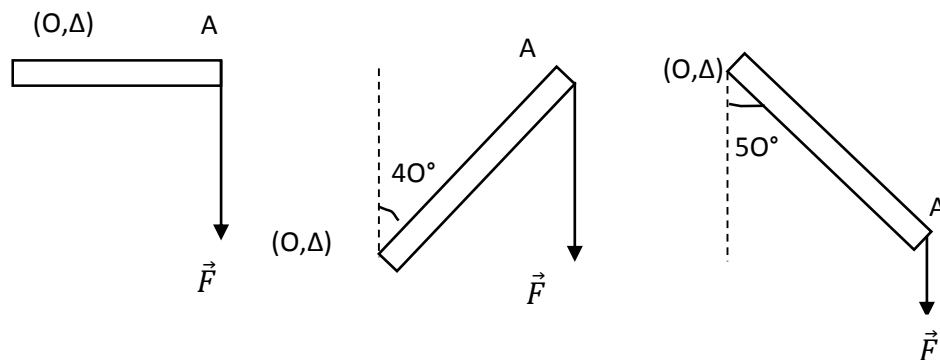
lorsque F tend à faire tourner le solide dans le sens positif choisi



lorsque F tend à faire tourner le solide dans le sens contraire au sens positif choisi



Exercice d'application : Le pied d'un cycliste exerce sur la pédale de sa bicyclette, une force verticale dirigée vers le bas et de valeur $F = 90\text{N}$. Si O est la position de l'axe de rotation de direction horizontale et A , le point d'application de la force, tel que $OA = d = 20\text{ cm}$. Voir figure.



Calculer le moment de la force F par rapport à l'axe, dans les trois cas.

25.3 THEOREME DES MOMENTS

Lorsqu'un solide, mobile autour d'un axe fixe, est en équilibre, la somme algébrique des moments, par rapport à cet axe, de toutes les forces extérieures appliquées à ce solide est nulle :

$$\sum M_{\Delta}(\vec{F}_{ext}) = 0$$

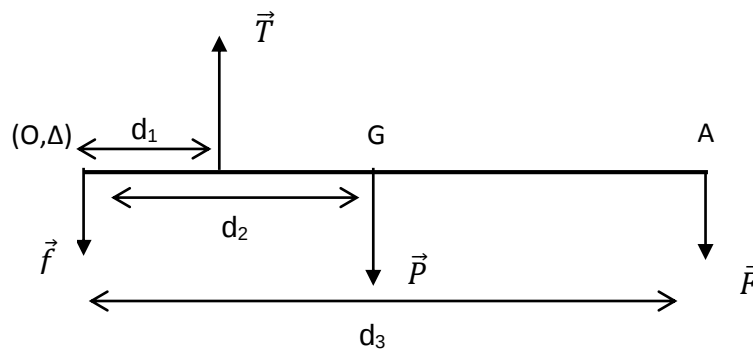
Remarque : Conditions générales d'équilibre

Lorsqu'un solide est en équilibre, deux conditions doivent être satisfaites :

- Immobilité du centre de gravité $G \sum (\vec{F}_{ext}) = 0$
- Absence de rotation autour de l'axe $\sum M_{\Delta}(\vec{F}_{ext}) = 0$

Exercice d'application : Une personne tient dans sa main une boule. On a modélisé les forces qui s'exercent sur l'avant – bras horizontal, par le schéma ci – dessous.

Le cubitus et le radius sont schématisés par une barre. Le point O correspond à l'articulation du coude. La force $\vec{T}$ représente la tension exercée par le biceps sur le radius. La force $\vec{P}$ représente le poids de l'ensemble du bras, qui s'applique au centre de gravité G de celui – ci. La force $\vec{F}$ est la force exercée par l'objet (la boule) sur la main.



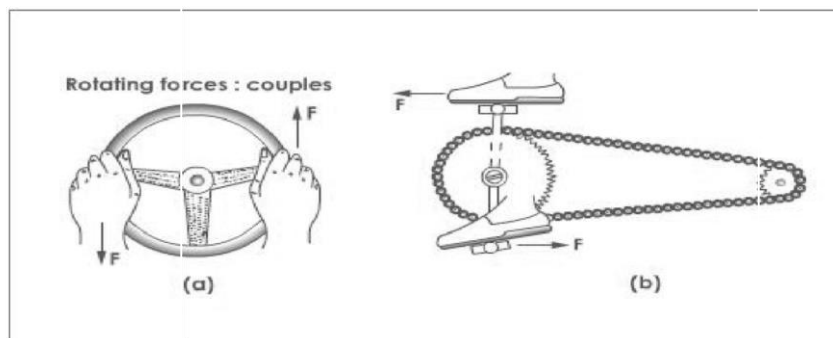
1. Etablir la condition d'équilibre par rapport à l'axe passant par O.
2. Calculer l'intensité de la tension du biceps.

On donne : $d_1 = 5\text{cm}$; $d_2 = 15\text{cm}$; $d_3 = 24\text{cm}$; $P = 12\text{N}$; $F = 6\text{N}$.

25.4 COUPLES DE FORCES

25.4.1 Définition d'un couple de forces

Un couple de force est un système de deux forces parallèles, de sens contraires, de même intensité et n'ayant pas la même droite d'action (lignes d'action différentes).



25.4.2 Moment d'un couple de forces : $M_{\Delta}(C)$

Le moment d'un couple de force ne dépend pas de la position de l'axe de rotation mais seulement de la distance des deux lignes d'action.

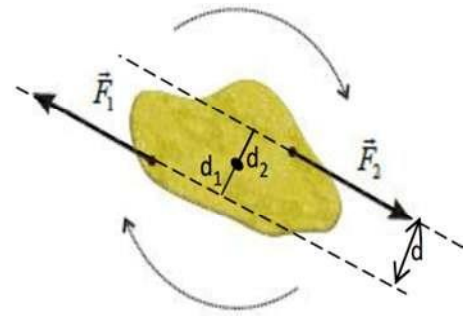
$$M_{\Delta}(\vec{F}_1; \vec{F}_2) = M_{\Delta}(\vec{F}_1) + M_{\Delta}(\vec{F}_2)$$

$$= F_1 \times d_1 + F_2 \times d_2 \text{ or } F = F_1 = F_2$$

$$\rightarrow M_{\Delta}(\vec{F}_1; \vec{F}_2) = F(d_1 + d_2)$$

$$\text{Avec } d_1 + d_2 = d \rightarrow M_{\Delta}(\vec{F}_1; \vec{F}_2) = F \times d$$

d est la distance séparant les deux droites d'action.



En générale Le moment d'un couple de force est :

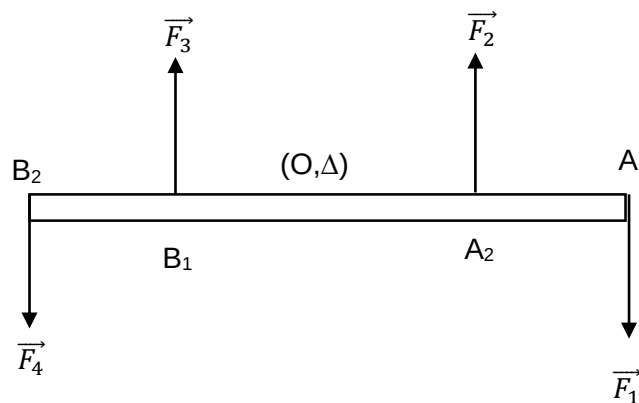
$$M_{\Delta}(C) = \pm F \times d$$

Exercice d'application : Sur le schéma ci – dessous, l'axe de rotation de la règle est orthogonal au plan de la figure et passe par le centre d'inertie de la règle.

On donne : $F_1 = F_2 = 3\text{N}$; $OA_1 = 50\text{cm}$; $OA_2 = 30\text{cm}$

$F_3 = F_4 = 2\text{N}$; $OB_1 = 25\text{cm}$; $OB_2 = 50\text{cm}$.

1. Définir le couple de forces. Quelles sont alors les couples qui s'appliquent sur la règle ?
2. Calcule le moment algébrique de chaque couple de forces par rapport à l'axe.
3. Calcule la somme des moments des couples qui s'exercent sur la règle.
4. La règle peut – elle être en équilibre ? Pourquoi ?

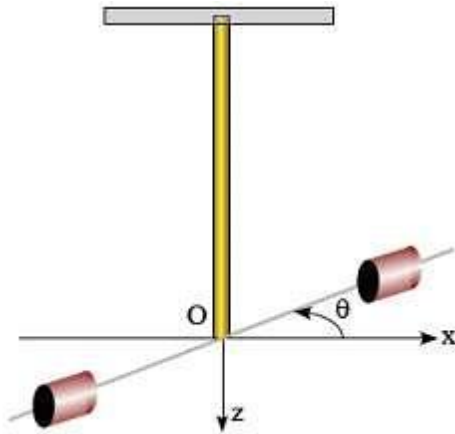


25.5 COUPLE DE TORSION

Un pendule de torsion est un solide suspendu à un fil vertical, le centre de masse étant sur l'axe du fil, l'autre extrémité du fil étant maintenue fixe dans un support.

Quand le solide tourne autour de l'axe du fil, celui – ci réagit à la torsion en exerçant des forces de rappels équivalents à un couple dont le moment par rapport à l'axe est proportionnel à l'angle de torsion θ en radian

$$M_{\Delta}(C) = -C \times \theta$$



La constante C dite constante de torsion dépend de la longueur et du diamètre du fil (supposé cylindrique) et de la nature du matériau constituant le fil en N.m/rad .

Chapitre 26 TRAVAIL ET PUISSANCE D'UNE FORCE

26.1 TRAVAIL D'UNE FORCE

26.1.1 Introduction

Considérons des **objets qui subissent des forces dont le point d'application se déplace** : Par exemple :

On peut faire changer un solide d'altitude : imaginons une grue transportant une palette, la force de tension du fil à son point d'application qui se déplace (puisque le solide se déplace), on arrive à lever le chargement.

On dit alors dans ce cas que la force exercée par la grue **travaille**.

26.1.2 Travail d'une force constante lors d'un déplacement rectiligne

26.1.2.1 Définition

- Une force est dite constante lorsque sa **valeur, son sens et sa direction ne varient pas** au cours du temps.
- Le travail d'une force constante $\vec{F}$ pour un déplacement rectiligne $\overrightarrow{AB}$ de son point d'application est le produit scalaire de $\vec{F}$ par $\overrightarrow{AB}$. Il est noté W (Work) :

$$W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \times \overrightarrow{AB} = F \times AB \times \cos \alpha$$

$W_{AB}(\vec{F})$: travail exprimé en Joules (J)

F : valeur de la force en Newton (N)

AB : longueur du déplacement

α : Angle entre $\vec{F}$ et $\overrightarrow{AB}$ en degré (°)

26.1.2.2 Le travail : grandeur algébrique, différents types de travail

Selon la valeur de l'angle α , le travail peut être **positif, négatif ou nul**, c'est pour quoi on dit que c'est une grandeur algébrique.

Différents types de travail

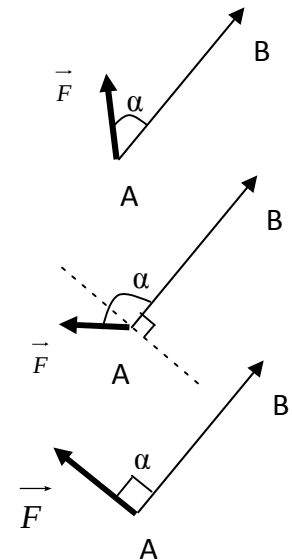
- Si $\alpha < 90^\circ$ alors $\cos \alpha > 0$ et $W > 0$ (**travail positif**).

On remarque que la force va favoriser le mouvement dans le sens du déplacement $\overrightarrow{AB}$. On dit que le **travail est moteur**.

- Si $\alpha > 90^\circ$ alors $\cos \alpha < 0$ et $W < 0$ (**travail négatif**).

La force va alors s'opposer au mouvement du solide, on dit qu'elle effectue un **travail résistant**.

- Si $\alpha = 90^\circ$ alors $\cos \alpha = 0$ et $W = 0$ (**travail nul**).



Exercice d'application

Un remorqueur tire un pétrolier sur une distance de 600 m avec une force constante de valeur $F =$

200 kN. La droite d'action de la force et la direction du déplacement rectiligne font un angle de 30° .

a. Calculer le travail fournit par la force exercée par le câble sur le pétrolier. Comment qualifie-t-on le travail ?

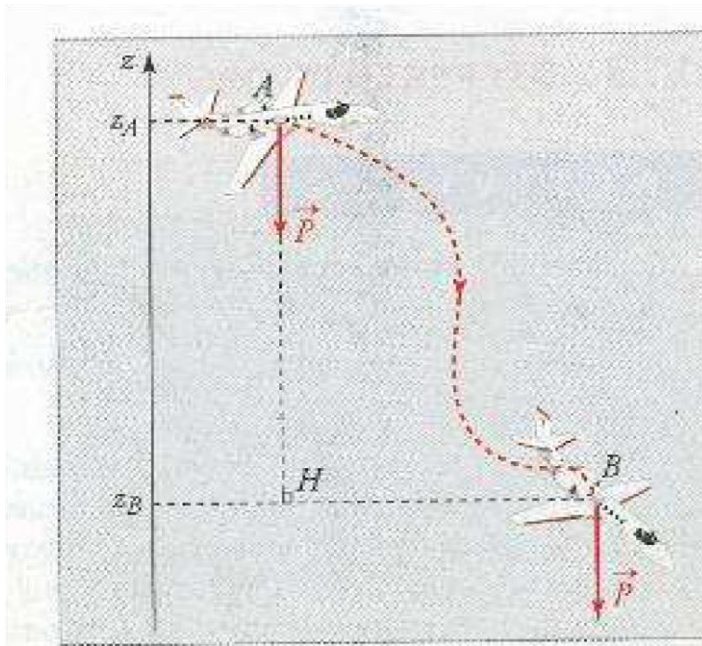
b. Si l'angle était de 150° , quel serait la valeur du travail, comment le qualifierai-t-on ?

26.1.3 Travail d'une force lors d'un déplacement quelconque

26.1.3.1 Le travail du poids

On pourra considérer que dans une zone étendue à quelques kilomètres au-dessus de la surface de la terre, le poids est une force constante.

Considérons un avion par exemple dans sa phase d'atterrissage



Calculons le travail du poids au cours de son déplacement entre A et B :

$$\begin{aligned} \text{Le travail s'écrit : } W_{(\vec{P})} &= \vec{P} \times \overrightarrow{AB} \\ &= \vec{P}(\overrightarrow{AH} + \overrightarrow{HB}) \\ &= \vec{P} \times \overrightarrow{AH} + \vec{P} \times \overrightarrow{HB} \end{aligned}$$

Or l'angle entre $\vec{P}$ et $\overrightarrow{HB}$ est un angle de 90° donc le produit scalaire de ces deux grandeurs sera nul.

$$\text{Soit } W_{AB}(\vec{P}) = \vec{P} \times \overrightarrow{AH}$$

$$\text{De plus } \overrightarrow{AH} = Z_A - Z_B \text{ et } P = m \times g$$

Finalement

$$W_{AB}(\vec{P}) = m \times g(Z_A - Z_B)$$

Conclusion

Lorsque le **centre d'inertie** G d'un corps passe **d'un point A à un point B**, le **travail du poids** dépend seulement de l'altitude Z_A du point de départ et de l'altitude Z_B du point d'arrivée. **Il ne dépend donc pas du chemin suivi.**

Remarque : Selon le signe de la différence d'altitude, le travail est soit moteur, soit résistant.

Exercice d'application

26.1.3.2 Généralisation

- Le travail d'une force constante F dont le point d'application M se déplace d'un point A à un point B ne dépend pas du trajet suivi par M entre A et B.

$$W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \cdot \overrightarrow{AB}$$

- **Travail d'un ensemble de forces**

Soit un ensemble de force $\vec{F}_1 ; \vec{F}_2 ; \dots$ dont les points d'application subissent le même déplacement $\overrightarrow{AB}$ et telles que $\vec{F} = \vec{F}_1 + \vec{F}_2 + \dots$ Alors :

$$W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F}_1 \cdot \overrightarrow{AB} + \vec{F}_2 \cdot \overrightarrow{AB} + \dots = (\vec{F}_1 + \vec{F}_2 + \dots) \cdot \overrightarrow{AB} = \vec{F} \cdot \overrightarrow{AB}$$

26.2 PUISSANCE D'UNE FORCE

26.2.1 Exemple d'introduction

Deux fournisseurs de boissons montent deux caisses d'eau ($m=13\text{ kg}$) au 3^{ème} étage (hauteur : 12 m). Le premier effectue le travail en 5 minutes, le deuxième a besoin de 8 minutes.

Il est clair que les deux hommes effectuent le même travail, à savoir :

$$W = F \times x = P \times x = m \times g \times h = 13 \times 9,81 \times 12 = 1530\text{ J}$$

Or, le client sera plus content du premier fournisseur, comme il effectue le même travail plus rapidement que l'autre. On dit qu'il est **plus puissant**.

26.2.1.1 Définition

On appelle puissance et on note P (power) le travail effectué par unité de temps :

$$P = \frac{W_{\vec{F}}}{t}$$

26.2.1.2 Unité SI

W : travail en Joule (J) ; t : temps en secondes (s) et P : puissance en J/s

On définit : $1 \frac{J}{s} = W$ (Watt), en l'honneur de l'inventeur de la machine à vapeur, James Watt.

Souvent, on utilise aussi des multiples du Watt, par exemple le Kilowatt (kW) ou le Mégawatt (MW)

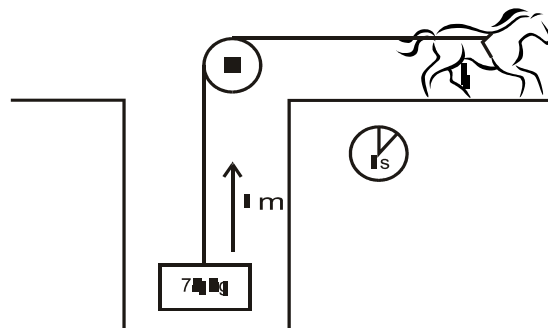
$$1\text{ kW}=1000\text{ W et }1\text{ MW} = 1000\text{ kW} = 10^6\text{ W}$$

Dans l'exemple précédent, le premier fournisseur effectue le travail en un temps $t=5\text{ min}=300\text{s}$. Sa puissance moyenne vaut donc : $P = \frac{W}{t} = \frac{1530}{300} = 5,1W$

L'autre fournisseur a besoin du temps $t=8\text{ min}=480\text{s}$; $P = \frac{W}{t} = \frac{1530}{480} = 3,2W$

26.2.2 Ancienne unité pour la puissance : le cheval vapeur (ch) / Pferdestärke (PS)

Watt a mesuré la puissance d'un cheval. Il a trouvé qu'un cheval peut soulever d'un mètre une charge de 75 kg en une seconde.



On a donc : $m=75\text{ kg} \Rightarrow W=F \cdot x = m \cdot g \cdot h = 75\text{ kg} \times 9,81\text{ N/kg} \times 1\text{ m} = 735,75\text{ J}$ Et la puissance vaut :

$$P = \frac{W}{t} = \frac{735,75}{1} = 735,75W = 0,736 kW$$

$$1 \text{ ch} = 0,736 \text{ kW} = 736 \text{ W}$$

Cette unité n'est plus admise dans les sciences. Cependant, elle est encore souvent utilisée dans la vie de tous les jours (puissance des voitures, ...)

Chapitre 27 ETUDE DES MACHINES SIMPLES

27.1 DEFINITION

On appelle machine simple un système mécanique (sans moteur) qui permet de **réduire la force** pour effectuer une certaine manœuvre. Par exemple :

- levier (Hebel)
- plan incliné (schiefe Ebene)
- poulies (Rollen) / palan (Flaschenzug)

27.2 CORDES ET POULIES

On distingue entre poulies fixes et poulies mobiles.

27.2.1 Poulies fixes

Les **poulies fixes** sont fixées à un support (mur, plafond, sol, ...)

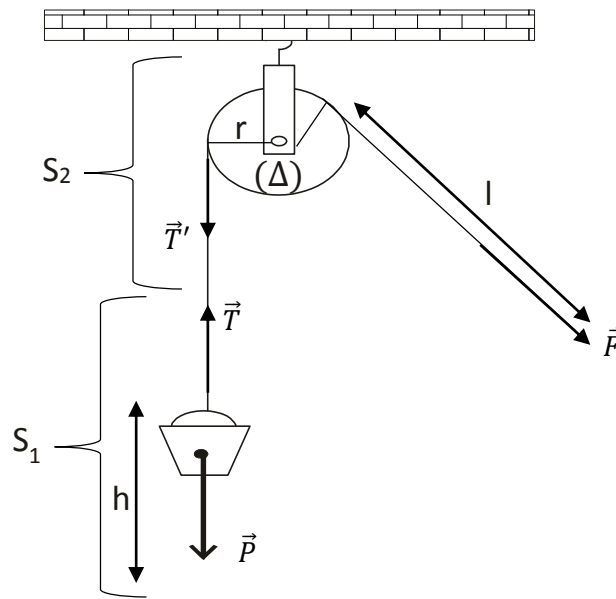
Si on soulève un objet à l'aide d'une poulie fixe, à vitesse constante (ou au repos), alors la tension est la même dans toute la corde. Comme l'objet se trouve alors en équilibre, on a : $T=P$. Comme d'autre part, le bout de la corde est en équilibre, on a aussi : $F=T$.

Finalement : $F=P$

Une poulie fixe ne modifie donc pas la norme d'une force, mais uniquement sa direction et / ou son sens.

Sur la figure, la force ne change pas de direction (qui reste verticale), mais de sens (pour soulever directement l'objet, il faudrait appliquer une force vers le haut, à l'aide de la poulie fixe, la force est appliquée vers le bas).

De plus, on constate que pour soulever le corps d'une hauteur h , il faut déplacer le point d'application de la force $\vec{F}$ d'une distance $x=h$.



Exercice d'application :

27.2.2 Poulies mobiles

Les **poulies mobiles** se déplacent avec la charge à soulever.

Si la charge est en équilibre, on a $\vec{F}_1 + \vec{F}_2 + \vec{P} = \vec{0}$

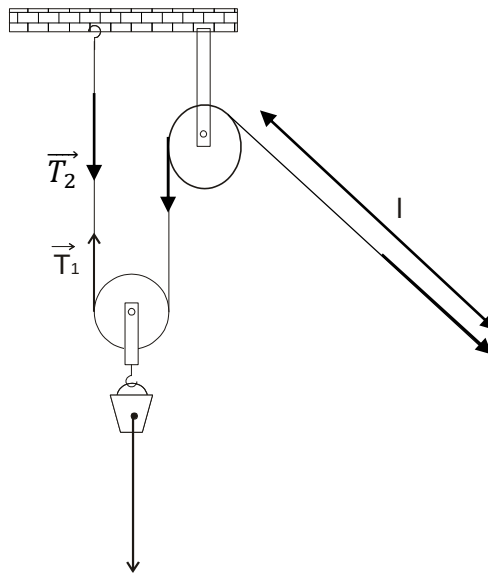
En plus, $\vec{F}_1 = \vec{F}_2$, car la tension dans une corde est partout la même.

On a donc : $2\vec{F}_2 + \vec{P} = \vec{0} \rightarrow \vec{F}_2 = \frac{\vec{P}}{2} \rightarrow F_2 = \frac{P}{2}$

Le corps à soulever est supporté par 2 brins de corde (tragende Seilstücke). Une poulie mobile modifie donc l'intensité d'une force.

Pour soulever la charge d'une hauteur h , il faut déplacer le point d'application de la force de

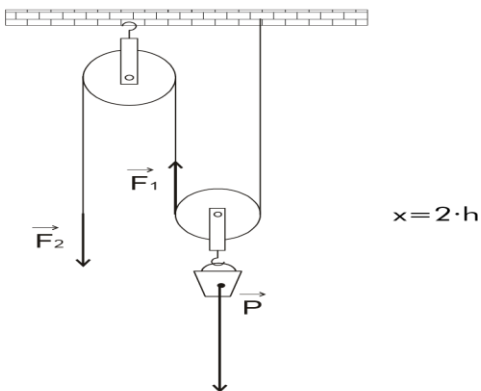
$$x = 2 \times h$$



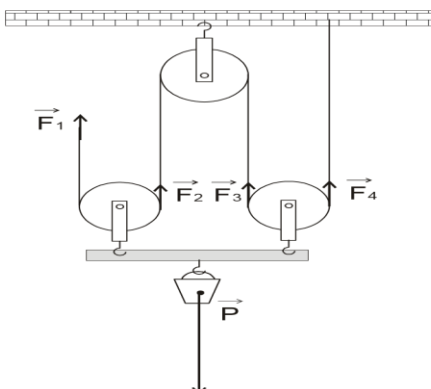
27.3 PALANS

Un palan est une association de plusieurs poulies fixes et mobiles.

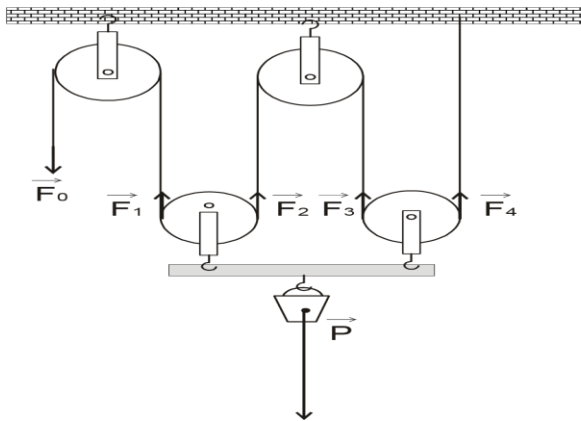
Exemples :



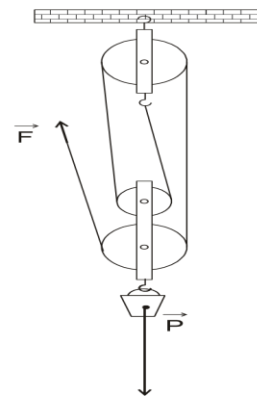
La poulie mobile réduit la force de moitié, la poulie fixe change la direction et le sens de la force : $F_2 = P/2$
Ici encore, la charge est supportée par 2 brins de corde.



La charge est supportée par 4 brins de corde. On a donc : $F_1 = P/4$ Et $x = 4 \cdot h$



La charge est répartie sur 4 brins de corde (elle n'est pas directement suspendue au premier brin de corde !), donc :
 $F_0 = P/4$ et $x = 4 \cdot h$



Et encore un palan où la charge est répartie sur 4 brins de corde.

Conclusion :

Un palan sert à réduire l'intensité d'une force, à changer sa direction et son sens. La force est divisée par le nombre n de brins de corde. En revanche, le chemin que doit parcourir le point d'application de la force est multiplié par le même nombre n :

$$F_2 = \frac{F_1}{n} \quad \text{et} \quad x_2 = n \times x_1$$

De plus, on a : $F_2 \cdot x_2 = F_1 \cdot x_1$ (le produit de la force avec le chemin est constant !)

(F_1 / x_1 : chemin/force à appliquer sans palan ; F_2 / x_2 : chemin/force avec palan)