

Chimie

Programme de Chimie

Unité d'apprentissage 1 : Chimie Organique

Concept 1 : Notion de Stéréochimie

Concept 2 : Les Alcools

Concept 3 : Les Amines

Concept 4 : Les Acides Carboxyliques

Concept 5 : Les Acides α –aminés

Concept 6 : Les Polymères Synthétiques

Concept 7 : Le Glucose

Unité d'apprentissage 2 : Cinétique Chimique

Concept 1 : Généralités sur la Cinétique Chimique

Concept 2 : Catalyse et Mécanisme Réactionnel

Unité d'apprentissage 3 : Equilibre Chimique

Unité d'apprentissage 4 : Acide et Base en Solution Aqueuse

Concept 1 : Couples Acide/Base

Concept 2 : Réactions Acido-basiques

Concept 3 : Les Engrais

Séquence 1**Unité d'apprentissage 1 : Chimie Organique****Concept 1 : Notion de Stéréochimie****Introduction :**

Le personnage que tu observes tous les jours dans ta glace, c'est toi, certes ; Mais si ce personnage se manifestait, tu verras qu'il ne peut se superposer à toi : Son cœur par exemple serait du côté droit ! Et pourtant sa constitution est la même que la tienne.

Au niveau des molécules ce phénomène correspond à une nouvelle forme d'isomérisation que nous allons étudier.

Pré évaluation :

- Quels sont les différents types d'isomères que vous connaissez ?
- Qu'est-ce que le carbone tétraédrique ?

Rappels :

L'isomérisation est la recherche (ou étude) de la relation qui existe entre deux isomères. Les isomères sont des composés organiques de même formule brute, mais de formules semi développées différentes.

Il existe deux types d'isomérisation, qui sont : L'isomérisation de constitution (ou isomérisation plane) et la stéréo-isomérisation.

L'isomérisation plane comporte :

- **L'isomérisation de chaînes** : Ces types d'isomères diffèrent par la nature de la chaîne carbonée.

Par exemple : C₄H₁₀

CH₃ – CH₂ – CH₂ – CH₃ Chaîne linéaire

CH₃ – CH(CH₃) – CH₃ Chaîne ramifiée

- **L'isomérisation de positions** : Ces types d'isomères diffèrent par la position d'un même groupement (ou ramification) sur la chaîne carbonée principale.

Par exemple : C₃H₈O

CH₃ – CH₂ – CH₂ – OH propan – 1 – ol

CH₃ – CH(OH) – CH₃ propan – 2 – ol

- **L'isomérisation de fonctions** : Ces types d'isomères diffèrent par la nature des fonctions chimiques.

Par exemple : C₃H₆O₂

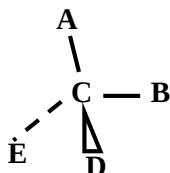
CH₃ – CO – O – CH₃ Ester

CH₃ – CH₂ – CO – OH Acide carboxylique

Carbone tétraédrique :

Un carbone tétraédrique est un atome de carbone qui établit quatre liaisons covalentes simples avec quatre atomes (ou groupes d'atomes). Il se trouve au centre géométrique d'un tétraèdre.

Il est représenté conventionnellement dans l'espace de la manière suivante : l'espace est défini par un plan imaginaire de référence dans lequel se trouve l'atome de carbone en question et une liaison est représentée par — ; en avant duquel une liaison est représentée par  ; en arrière duquel une liaison est représentée par ---



Activité 1 : Notion de Stéréochimie

La stéréochimie ou stéréo-isomérisation est l'étude de la structure des molécules dans l'espace.

- Définissez les Stéréo-isomères.
- A partir du modèle moléculaire montez la structure de : CH_4 et $\text{CH}_2\text{Br} - \text{CH}_2\text{Cl}$. Puis faites leurs représentations conventionnelles.

A savoir : la chaîne carbonée est toujours représentée dans le plan.

Synthèse 1 :

I. Notion de stéréochimie :

1. Définition :

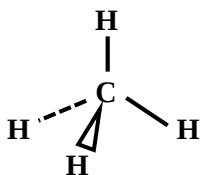
La stéréochimie ou stéréo-isomérisation est l'étude de la structure des molécules dans l'espace.

On appelle stéréo-isomères, des molécules ayant la même constitution mais qui diffèrent par la disposition de ses atomes dans l'espace.

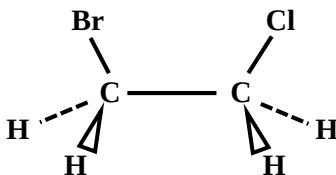
2. Représentation conventionnelle (ou de Cram) d'une molécule dans l'espace :

Elle permet de rendre compte de la géométrie de la molécule dans l'espace. Cette représentation est analogue au carbone tétraédrique.

Exemple 1 : CH_4



Exemple 2 : $\text{CH}_2\text{Br} - \text{CH}_2\text{Cl}$



Activité 2 : Conformation

Considérons la représentation conventionnelle précédente de la molécule de : $\text{CH}_2\text{Br} - \text{CH}_2\text{Cl}$

- Tournez le carbone lié à l'atome de chlore à un angle de 180° . Que constatez-vous ? Définis-les.
- Observez chacune de ces molécules précédentes obtenues, suivant l'axe de la chaîne carbonique $\text{C} - \text{C}$ de sorte que les deux atomes de carbones se retrouvent au même point d'observation. Représentez-les dans cette vue, en faisant la projection des autres atomes autour d'eux sur un cercle dont le plan est perpendiculaire à l'axe $\text{C} - \text{C}$

Synthèse 2 :

II. Isomérisation de conformation :

1. Rotation autour de l'axe d'une liaison simple carbone-carbone :

Dans une simple liaison carbone-carbone : $\text{C} - \text{C}$, le nuage électronique a une symétrie de rotation de révolution autour de l'axe de la liaison ; de ce fait, la rotation de l'un des atomes de carbone par rapport à l'autre autour de l'axe de la liaison, ne modifie pas sa position dans l'espace. A la température ordinaire, l'énergie d'agitation thermique est suffisante pour effectuer cette rotation.

2. Définitions :

La conformation est la Stéréo-isomérisation de rotation (rotation d'un atome de carbone d'une liaison carbone-carbone).

Les différentes formes de molécules obtenues sont des isomères de conformation. Les conformations d'une molécule sont les différentes structures spatiales, qu'elle peut prendre par suite de rotation autour d'une ou plusieurs liaisons simples : carbone-carbone.

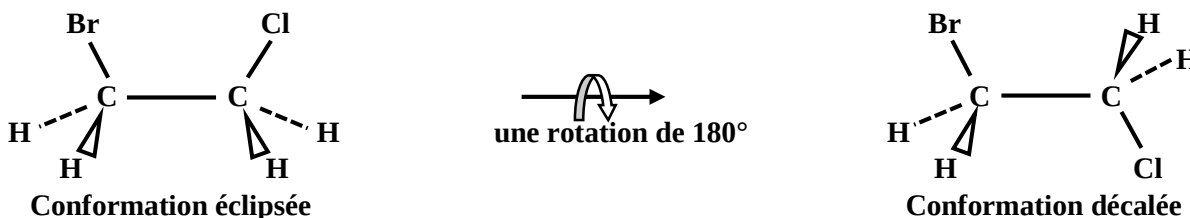
3. Représentation conventionnelle (ou de Cram) des isomères de conformation :

Elle permet de rendre compte de la géométrie des conformations dans l'espace.

Une conformation est dite éclipsée si les deux atomes (ou groupes d'atomes) dans le plan sont du même côté de la liaison carbone-carbone. Et ces deux atomes (ou groupes d'atomes) dans le plan sont dits aussi éclipsés.

Une conformation est dite décalée si les deux atomes (ou groupes d'atomes) dans le plan sont de part et d'autre de la liaison carbone-carbone. Et ces deux atomes (ou groupes d'atomes) dans le plan sont dits aussi décalés.

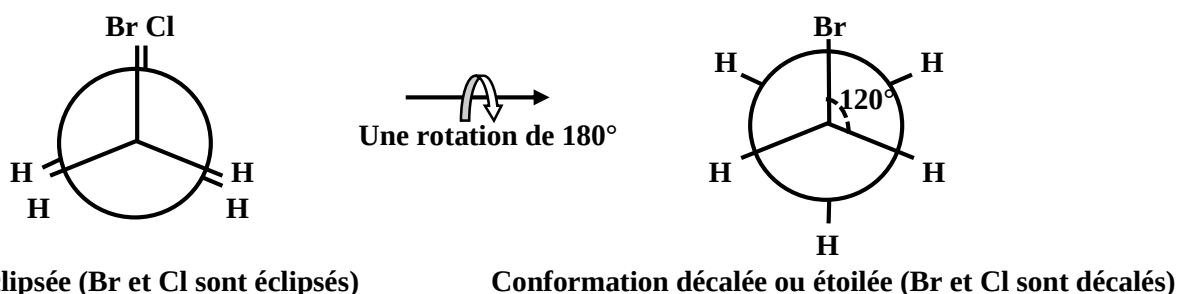
Exemple : $\text{CH}_2\text{Br} - \text{CH}_2\text{Cl}$



4. Représentation de Newman des isomères de conformation :

Elle consiste à représenter les autres atomes ou groupes d'atomes liés à l'axe carbone-carbone, sur un cercle centré sur cet axe et perpendiculaire à celui-ci.

Exemple : $\text{CH}_2\text{Br} - \text{CH}_2\text{Cl}$



Remarque :

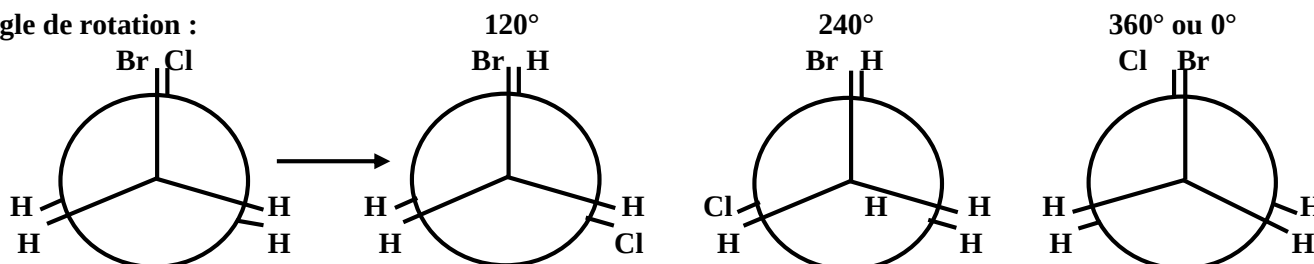
Deux représentations d'une même molécule correspondent à des stéréo-isomères de conformation si l'on peut passer de l'une à l'autre par simple rotation autour d'une ou plusieurs liaisons simples carbone-carbone. On considère ces conformations comme des molécules identiques.

A partir d'une conformation, toute rotation d'un angle quelconque donne une autre conformation. Les conformations éclipsée et décalée sont des conformations remarquables ou particulières.

A partir d'une conformation éclipsée, toute rotation de : **120°, 240°, 360° ou 0°**, donne une autre conformation éclipsée. Elles sont d'énergie supérieure (instable). Ainsi les mêmes rotations pour une conformation décalée.

Exemple : $\text{CH}_2\text{Br} - \text{CH}_2\text{Cl}$

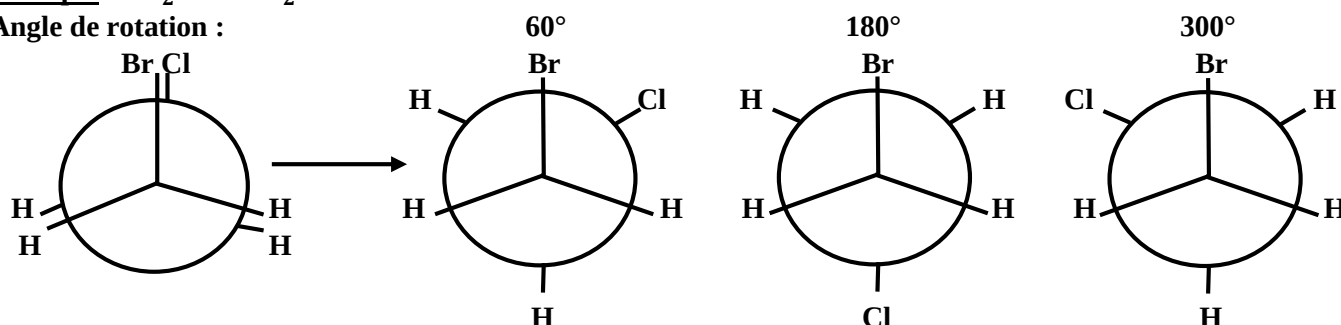
Angle de rotation :



A partir d'une conformation éclipsée, toute rotation de : **60°, 180° ou 300°**, donne une conformation décalée. D'un point de vue énergétique, les conformations stables sont les conformations décalées dont la plus stable est celle obtenue par **180°**. Elles sont d'énergie minimale. Et réciproquement à partir d'une conformation décalée, les mêmes rotations donnent une conformation éclipsée.

Exemple : $\text{CH}_2\text{Br} - \text{CH}_2\text{Cl}$

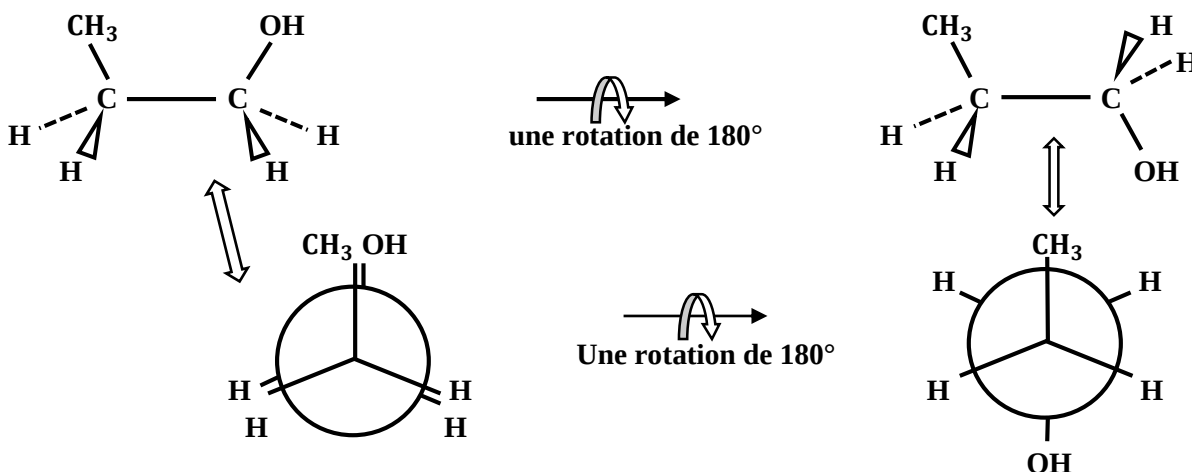
Angle de rotation :



A savoir :

Si la chaîne carbonée contient plus de deux atomes de carbone, nous ne considérons que deux atomes de carbones comme l'axe de rotation carbone-carbone.

Exemple : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$



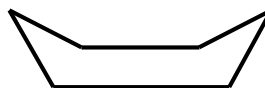
Conformation éclipsée (CH_3 et OH sont éclipsés) : instable

Conformation décalée ou étoilée (CH_3 et OH sont décalés) : stable

Exemple d'une autre Isomérisie : La molécule cyclohexane C_6H_{12}



Cyclohexane chaise (stable)



Cyclohexane bateau (instable)

Activité 3 : Configuration

Considérons les molécules : **A** = $\text{OH} - \text{CHCl} - \text{CH}_3$, **B** = $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ et **D** = $\text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CHOH} - \text{CH}_3$

- Dans la molécule A, un atome est lié à quatre atomes ou groupes d'atomes différents. Marque cet atome. Faites la représentation de cram de cet atome de carbone puis présente-le devant un miroir. Que constates-tu ?
- Donne la formule développée de la molécule B puis permute l'atome H et le groupe CH_3 d'un même atome de carbone de la double liaison. Parmi ces deux molécules obtenues, l'une est-elle l'image de l'autre dans un miroir ?
- Marque les deux atomes de carbones asymétriques dans la molécule D. Fais sa représentation de cram à partir de ces deux atomes de carbones puis fais une permutation entre deux atomes ou groupe d'atomes d'un même atome de carbone asymétrique, ne contenant pas dans le plan. Parmi ces deux molécules obtenues, l'une est-elle l'image de l'autre dans un miroir ?

Synthèse 3 :**III. Isomérisation de configuration :**

1. **Définition** : La configuration est la Stéréo-isomérisation de permutation (briser et former des liaisons).

2. **Carbone asymétrique** :

Un carbone asymétrique est un atome de carbone tétraédrique lié à quatre atomes ou groupes d'atomes différents, les uns des autres, on le note C*.



3. **La chiralité** :

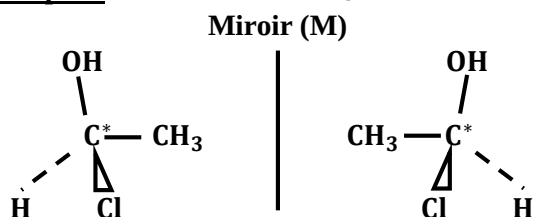
La chiralité exprime la propriété, qui, à un objet de ne pas être superposable en son image dans un miroir plan. Une molécule chirale est une molécule non superposable à son image dans un miroir plan.

La présence d'un carbone asymétrique dans une molécule, est une condition suffisante pour qu'elle soit chirale ; donc toute molécule possédant un atome de carbone asymétrique est chirale.

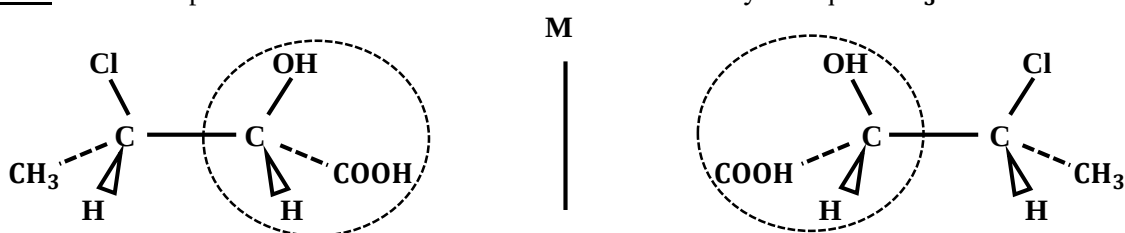
4. **Enantiomères** :

Une molécule chirale et son image dans un miroir plan sont dites énantiomères. Les énantiomères sont des stéréoisomères de configuration dont l'un est l'image de l'autre dans un miroir plan et non superposables.

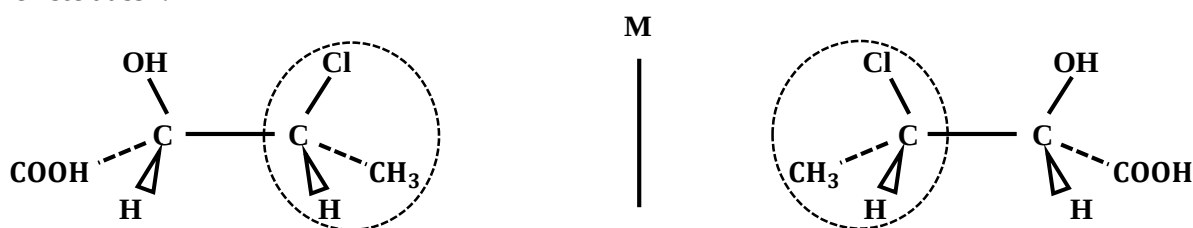
Exemple 1 : OH – CHCl – CH₃



Exemple 2 : Deux couples d'énantiomères à deux atomes carbonés asymétriques : CH₃ – CHCl – CHOH – COOH



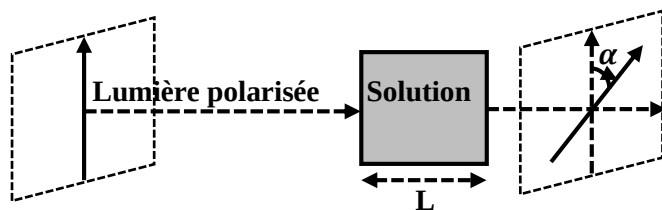
Il existe aussi :



Remarque : pour obtenir réellement la molécule image, il faut effectuer une permutation entre deux atomes ou groupes d'atomes de deux plans différents.

A savoir : Les énantiomères sont appelés les isomères optiques car ils ont un effet de rotation sur le plan de la lumière polarisée (Soit déviée d'un angle (positif) à droite : Dextrogyre ou d'un autre angle (négatif) à gauche : Lévoogyre).

Pour chacun des 2 énantiomères d'une molécule chirale, on définit un **pouvoir rotatoire spécifique** : $[\alpha] = \frac{\alpha}{L.C}$



α : est positif dans le sens de l'aiguille d'une montre et négatif dans le sens inverse.

Dans les conditions de température et de longueur d'onde définies.

α : Angle de rotation optique observée (en degrés),

L : longueur de la cuve contenant la solution (en dm),

C : concentration de la solution (en g/mL).

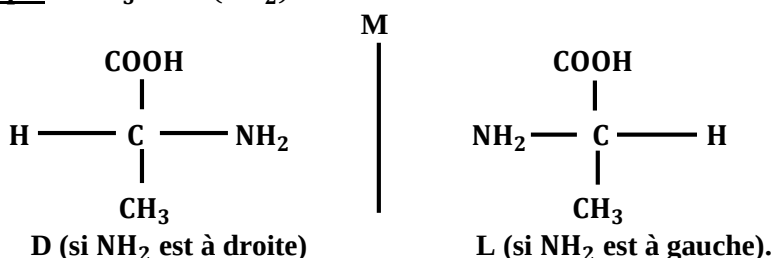
Un mélange équimolaire de deux énantiomères est appelé mélange racémique. Il n'a aucun effet de rotation sur le plan de la lumière polarisée, c'est-à-dire optiquement inactif.

5. Représentation de Fisher des énantiomères :

La représentation de Fisher nous permet d'obtenir deux isomères de configuration à l'aide d'un miroir ; des molécules possédant au moins un carbone asymétrique et deux fonctions chimiques en générale (plus particulièrement les acides α -aminés) de la manière suivante :

- Le carbone asymétrique est placé au centre d'une croix ;
- La chaîne carbonée contenant le carbone asymétrique, est disposée verticalement de telle sorte que la fonction aldéhyde, cétone ou acide carboxylique soit en haut ; la deuxième fonction soit à droite de ce carbone (configuration D) ou soit à gauche de ce carbone (configuration L).

Exemple : $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$



6. Dia-stéréo-isomérisie :

Tous les composés éthyléniques du type $\text{AXC} = \text{CBX}$ (où $\text{X} \neq \text{A}$, $\text{X} \neq \text{B}$ et $\text{A} \neq \text{B}$; et X, A, B sont des atomes ou groupes d'atomes) représentent l'isomérisie de configuration Z/E. L'une est obtenue par simple permutation entre A et X ou B et X d'un même atome de carbone.

Les deux configurations sont telles que l'une n'est pas l'image de l'autre dans un miroir plan et non superposables, elles sont dite dia-stéréo-isomères.

Exemple : $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$



Les molécules contenant deux atomes de carbone asymétriques, peuvent aussi être des dia-stéréo-isomères, en faisant une permutation entre deux atomes ou groupes d'atomes d'un même atome de carbone asymétrique, plus généralement l'un en avant du plan et l'autre en arrière du plan.

Les deux molécules ne seront pas superposables dans un miroir plan, mais aussi l'une n'est pas l'image de l'autre dans un miroir plan, elles sont dite dia-stéréo-isomères.

Exemple : $\text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CHOH} - \text{CH}_3$

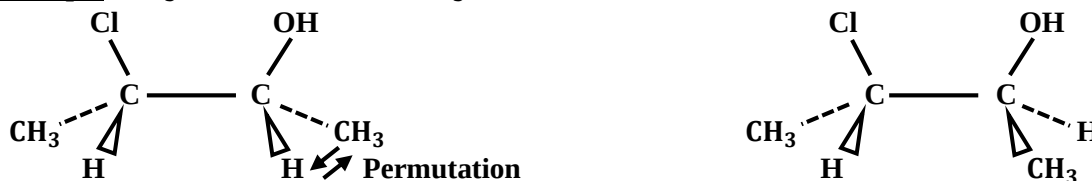
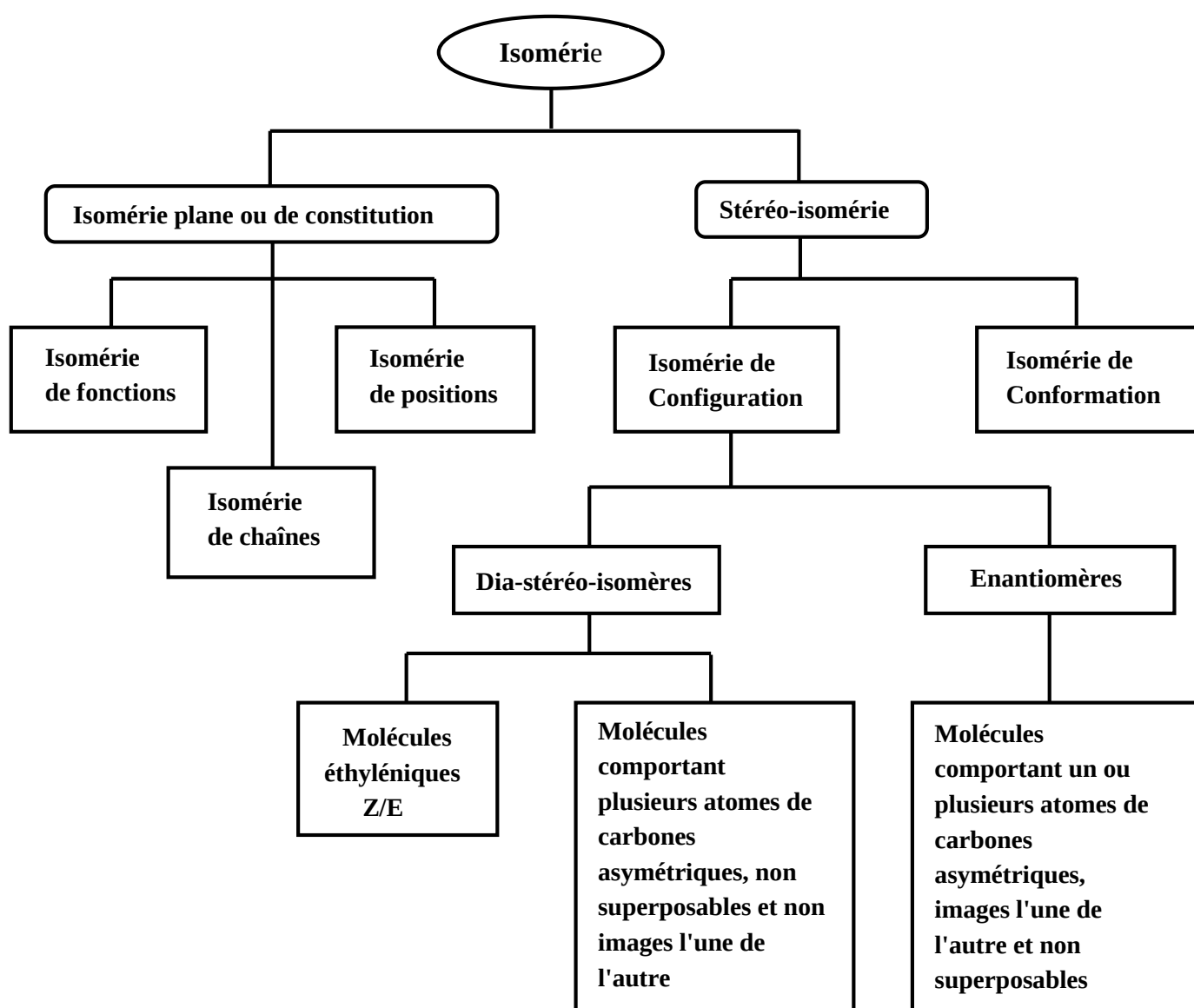


Diagramme du résumé



Séquence 2Unité d'apprentissage 1 : Chimie OrganiqueConcept 2 : Les AlcoolsIntroduction :

Nous entendons souvent l'expression boisson alcoolisée dans les restaurants. Ces boisson en contiennent de l'alcool analogue à certains hydrocarbures oxygénés contenant d'au moins un groupement d'hydroxyle lié à un carbone tétraédrique dont certains peuvent être déterminés à partir de l'hydratation des alcènes.

Etudions les alcools.

Pré-évaluation :

- Ecrivez l'équation bilan de l'hydratation d'un alcène.
- Quel est le groupement fonctionnel des alcools ?
- Qu'est-ce qu'un carbone fonctionnel ?

Rappels :

- En présence de H_2SO_4 : $\text{R} - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{H} - \text{OH} \longrightarrow \begin{cases} \text{R} - \text{CHOH} - \text{CH}_3 & \text{produit majoritaire} \\ \text{R} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH} & \text{produit minoritaire} \end{cases}$
- Le groupe hydroxyle ($-\text{OH}$) est le groupement fonctionnel des alcools.
- Un carbone fonctionnel est un carbone qui porte le groupement fonctionnel.

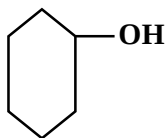
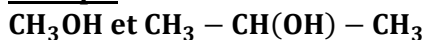
Activité 1 : Définition et Structure des Alcools

A partir de vos connaissances :

- Définissez un alcool.
- Donnez la formule générale des alcools puis en déduire leur masse molaire en fonction du nombre d'atome (n) de carbone qu'ils contiennent.
- Donnez la structure des alcools.

Synthèse 1 :I. Définition et structure des alcools :1. Définition :

Un alcool est un composé organique dans lequel le groupe hydroxyle ($-\text{OH}$) est lié à un atome de carbone tétraédrique.

Exemple :

La formule générale des alcools saturés est $\text{R} - \text{OH}$ dont R est un groupe d'alkyle.

Si $\text{R} = \text{C}_n\text{H}_{2n+1}$, alors l'alcool est dit aliphatique (chaîne ouverte) de formule brute $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$ et de masse molaire $\text{M} = 14n + 18$

Si $\text{R} = \text{C}_n\text{H}_{2n-1}$, alors l'alcool est cyclique de formule brute $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ et de masse molaire $\text{M} = 14n + 16$

IL existe aussi les polyalcools, qui sont des composés dans lesquels plusieurs groupes hydroxyles ($-\text{OH}$) sont liés à des atomes de carbone tétraédrique différents. Leur formule brute s'écrit : $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}_x$ dont x est le nombre de groupement fonctionnel (x = 2 pour un diol, x = 3 pour un triol).

Exemple :

$\text{CH}_2(\text{OH}) - \text{CH}_2(\text{OH})$ dialcool et $\text{CH}_2(\text{OH}) - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_2(\text{OH})$ trialcool

2. Structure :

Un alcool dérive d'un alcane dans lequel un atome d'hydrogène est remplacé par le groupe ($-\text{OH}$) par conséquent, la structure des alcools est identique à celle de l'eau dans laquelle un atome d'hydrogène est remplacé par un atome de carbone tétraédrique.



Activité 2 : Classe d'Alcool

Considérons l'alcool suivant : $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$

Ecrivez les formules semi-développées possibles. Puis comparez les atomes de carbone fonctionnel. Concluez.

Synthèse 2 :

II. Classes d'alcool :

Il existe trois classes d'alcool, qui sont : les alcools primaires, les alcools secondaires et les alcools tertiaires.

Les alcools sont caractérisés par la liaison : $\text{C} - \text{OH}$, qui leur confère la structure suivante, lorsque le carbone porteur du groupe OH est lié à :

- Zéro ou un seul alkyle, alors l'alcool est primaire : $(\text{R}_1 - \text{CH}_2 - \text{OH})$;
- Deux alkyles, alors l'alcool est secondaire : $(\text{R}_1 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{R}_2)$;
- Trois alkyles, alors l'alcool est tertiaire : $(\text{R}_1 - \text{C}(\text{OH})\text{R}_2 - \text{R}_3)$.

Exemple :

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2(\text{OH})$ Alcool Primaire
 $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_3$ Alcool Secondaire
 $\text{CH}_3 - \text{C}(\text{OH})\text{CH}_3 - \text{CH}_3$ Alcool Tertiaire

Activité 3 : Nomenclature

Considérons les formules semi-développées obtenues dans l'activité précédente.

Nommez-les sachant que la chaîne principale est celle contenant le groupement fonctionnel et le « e » terminal de l'alcane correspondant est remplacé par « ol ».

Synthèse 3 :

III. Nomenclature :

Les alcools sont nommés de la manière suivante :

- On cherche la chaîne la plus longue (ou chaîne principale) contenant le carbone fonctionnel ;
- On remplace la terminaison « e » du nom de l'alcane correspondant à la chaîne principale par « ol » ;
- On indique la position (le numéro le plus petit possible) du groupe OH en faisant suivre le nom obtenu à la deuxième étape d'un tiret suivi du numéro de l'atome de carbone fonctionnel.

Exemple :

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2(\text{OH})$ butan-1-ol
 $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_3$ butan-2-ol
 $\text{CH}_3 - \text{C}(\text{OH})\text{CH}_3 - \text{CH}_3$ 2-méthyl-propan-2-ol

Pour les polyalcools, on applique la même règle adoptée pour les mono-alcools alcools, mais le nombre de groupe hydroxyle est indiqué par un préfixe di, tri, tétra, ... Et La position de chaque groupe hydroxyle est précisée par un indice.

Exemple :

$\text{CH}_2(\text{OH}) - \text{CH}_2(\text{OH})$ ethan – 1, 2 – diol

$\text{CH}_2(\text{OH}) - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_2(\text{OH})$ propan – 1, 2, 3 – triol

$\text{CH}_2(\text{OH}) - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_3$ 2 – methyl – butan – 1, 3 – diol

A savoir : Nomenclature de certains groupes d'alkyle

$\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) -$ est l'isopropyle

$\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 -$ est isobutyle

$\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$ est isopentyle

$\text{CH}_3 - \text{C}(\text{CH}_3)(\text{CH}_3) -$ tertibutyle

$\text{CH}_3 - \text{C}(\text{CH}_3)(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 -$ est néopentyle

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{CH}_3) -$ est secbutyle

Exemple : $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

|
 $\text{CH}(\text{CH}_3)(\text{CH}_3)$ 4 – isopropyl – 3 – méthyl heptan – 2 – ol

Activité 4 : Propriétés Chimiques

- Ecrivez l'équation bilan de déshydratation d'un alcool, sachant que la déshydratation est la réaction inverse de l'hydratation.
- Comme tout composé organique, écrivez l'équation bilan de combustion d'un alcool.
- Réalisons l'expérience de réaction de chacune des trois classes d'alcool avec le dichromate de potassium $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en solution aqueuse dans un milieu de l'acide sulfurique. Puis identifions les produits obtenus à l'aide des réactifs appropriés.
- Ecrivez l'équation de la réaction d'un alcool avec un acide carboxylique.
- Ecrivez l'équation bilan de la réaction d'un alcool avec le sodium.

Synthèse 4 :

IV. Propriétés chimiques :

1. Déshydratation :

a. Déshydratation intramoléculaire :

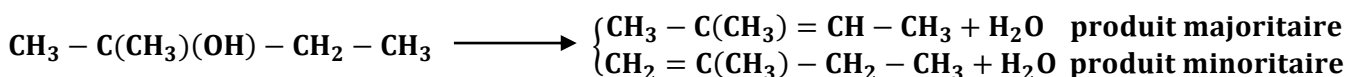
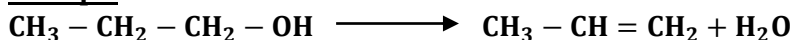
La déshydratation d'un alcool en présence de Al_2O_3 potée à 400°C conduit à la formation d'un ou de deux alcènes.

On obtient de manière préférentielle l'alcène le plus substitué c'est à dire le moins hydrogéné sur les deux atomes de carbone qui s'engagent dans la double liaison.

Dont l'équation générale s'écrit :



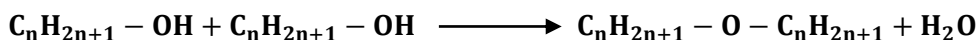
Exemple :



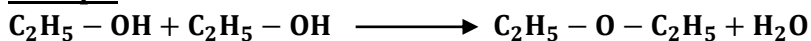
b. Déshydratation intermoléculaire :

Au cours de cette réaction, il y a élimination d'une molécule d'eau entre deux molécules d'alcools. Elle s'effectue dans des conditions moins douce caractérisées par un chauffage vers 140°C en présence d'acide sulfurique concentré : H_2SO_4 , ou à 200°C sur l'alumine Al_2O_3 . On obtient un éther-oxyde.

Dont l'équation générale s'écrit :



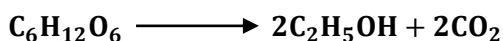
Exemple :



En fait, les deux types de déshydratation se produisent simultanément. A température élevée il se forme majoritairement l'alcène, à température moyenne l'éther-oxyde.

Remarque :

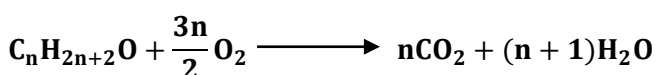
- D'une manière générale on obtient les alcools par hydratation des alcènes.
- On obtient aussi par fermentation alcoolique des sucres contenus dans les fruits, de l'amidon des graines (mil, riz, maïs, ...) En effet certains sucres en présence d'enzymes particulières se décomposent selon la réaction suivante



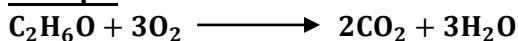
2. Oxydations :

a. Oxydation brutale (ou combustion) des alcools :

L'oxydation brutale ou combustion des alcools est une réaction d'oxydation qui détruit le squelette carboné des alcools. C'est une réaction exothermique qui conduit au dioxyde de carbone et de l'eau. Elle s'écrit :



Exemple :



A savoir :

L'oxydation des alcools par le dioxygène de l'air, catalysée par un fil de cuivre ou de platine portée en rouge (chaud), donne des résultats suivants :

- **Alcool primaire :** $\text{R} - \text{CH}_2 - \text{OH} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{R} - \text{CO} - \text{H}$ (aldéhyde)
- **Alcool secondaire :** $\text{R} - \text{CH}(\text{OH}) - \text{R}_1 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{R} - \text{CO} - \text{R}_1$ (cétone)
- **Alcool tertiaire :** $\text{R} - \text{CH}(\text{OH})\text{R}_1 - \text{R}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{rien}$

Cette oxydation conserve la chaîne carbonée donc elle est dite ménagée par opposition aux combustions.

b. Oxydation par la solution oxydante (ou oxydation ménagée) :

L'oxydation ménagée des alcools permet de différencier les trois classes d'alcool.

Les solutions oxydantes utilisées sont :

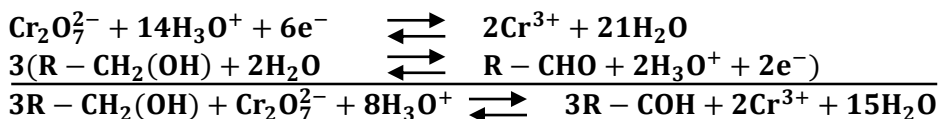
- Le permanganate de potassium : $\text{MnO}_4^- + \text{K}^+$ (violette) $\longrightarrow \text{Mn}^{2+}$ (incolore)
- Le dichromate de potassium : $2\text{K}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^-$ (jaune orangée) $\longrightarrow \text{Cr}^{3+}$ (verte)

Au cours de l'oxydation des solutions des trois classes d'alcool par une solution oxydante, on a obtenu les résultats suivants :

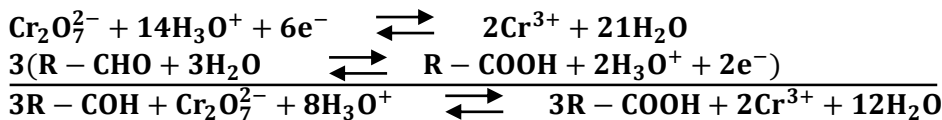
- Alcool primaire donne aldéhyde ($\text{R} - \text{CHO}$) et l'oxydation d'un aldéhyde donne un acide carboxylique (ou tout simplement l'oxydation en excès d'un alcool primaire donne un acide carboxylique de formule : $\text{R} - \text{COOH}$)
- Alcool secondaire donne cétone : $\text{R}_1 - \text{CO} - \text{R}_2$
- Alcool tertiaire ne donne rien.

L'équation bilan de l'oxydation ménagée d'un alcool primaire :

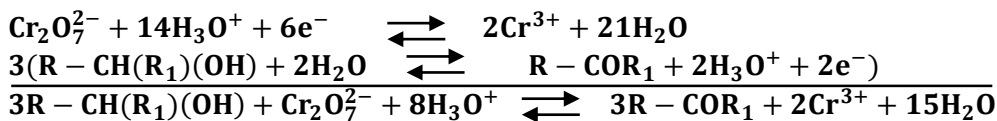
- Passage de l'alcool à l'aldéhyde :



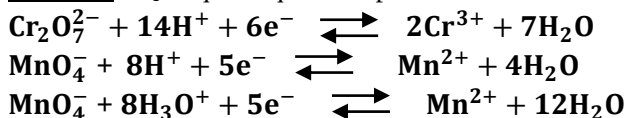
- Passage de l'aldéhyde à l'acide carboxylique :



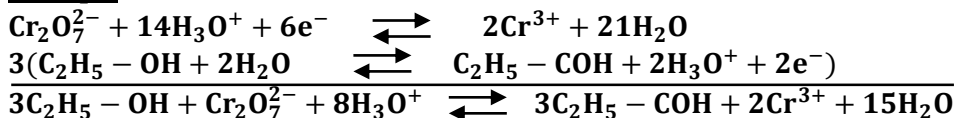
L'équation bilan de l'oxydation ménagée d'un alcool secondaire :



A savoir : Quelques équations pour les deux solutions oxydantes



Exemple :

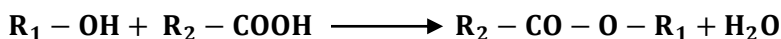


Les réactifs utilisés pour mettre en évidence les produits de l'oxydation des alcools sont :

- La DNPH (2,4 dinitro phényl hydrazine) qui donne un précipité jaune avec l'aldéhyde ou la cétone.
- Le réactif de Schiff qui rosie en présence d'un aldéhyde et ne donne rien avec la cétone.
- La liqueur de Fehling qui donne un précipité rouge en présence d'un aldéhyde et ne donne rien avec la cétone.
- Le réactif de Tollens (solution de nitrate d'argent) en milieu ammoniacal, caractérise la présence des aldéhydes par formation d'un miroir d'argent et ne donne rien avec la cétone.

3. Estérification directe :

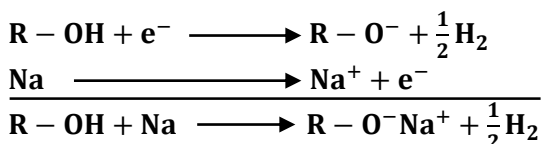
L'estérification consiste à faire réagir un alcool avec un acide carboxylique en présence de l'acide sulfurique pour former un ester et de l'eau suivant l'équation bilan :



Cette réaction est lente, inversible, athermique et limitée par la réaction inverse appelée hydrolyse.

4. Réaction d'un alcool avec le sodium :

La réaction d'un alcool avec le sodium conduit à un alcoolate de sodium. C'est une réaction d'oxydoréduction entre les couples Na^+/Na et ROH/RO^- .



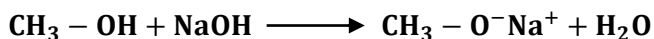
Exemple :



La réaction entre l'alcool et le sodium est donc une réaction d'oxydoréduction résultant du transfert d'électron du sodium vers l'alcool.

A savoir :

Même caractéristique que la réaction entre l'alcool et l'hydroxyde de sodium.



Activité 5 : Polyalcools

- Définissez un polyalcool.
- Le glycol ou éthan-1, 2-diol est un dialcool, écrivez sa formule semi-développée.
- Le glycérol ou propan-1, 2, 3-triol est un trialcool, écrivez sa formule semi-développée.

Synthèse 5 :

V. Polyalcools :

1. Définition :

Un polyalcool ou polyol est un composé organique comportant plusieurs groupes hydroxyles ($-\text{OH}$) portés par des atomes de carbones tétraédriques différents.

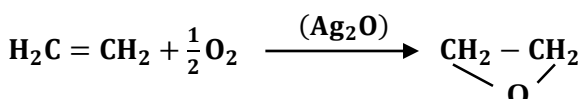
2. Le glycol :

Le glycol ou éthan-1, 2-diol a pour formule développée : $\text{CH}_2(\text{OH}) - \text{CH}_2(\text{OH})$

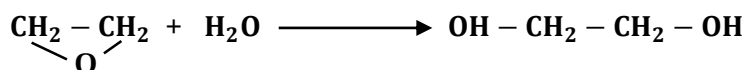
C'est un diol, liquide très visqueux à température ambiante, qui fond à -16° , bout à 197° et est miscible à l'eau en toutes proportions.

Sa préparation se fait en deux étapes :

- Oxydation de l'éthylène par le dioxyde en présence de Ag_2O conduisant à l'oxyde d'éthylène. La réaction se passe à 300°C



- Hydrolyse de l'oxyde d'éthylène :



Il est utilisé dans la fabrication des antigels ; dans le système de refroidissement des moteurs d'automobiles ; dans la fabrication de fibres synthétiques (comme le tergal) et dans la fabrication d'explosifs.

3. Le glycérol :

Trialcool ou triol de formule : $\text{CH}_2(\text{OH}) - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_2(\text{OH})$. Il est liquide jusqu'à 290°C mais au-delà de cette température il se décompose.

Le glycérol ou glycérine est utilisée pour la synthèse des produits pharmaceutiques ou cosmétiques. Il est essentiellement utilisé dans la fabrication des poudres explosives.

Séquence 3

Unité d'apprentissage 1 : Chimie Organique

Concept 3 : Les Amines

Introduction :

Les amines sont des produits de base très important dans l'industrie.

Etudions-les afin de donner le principe d'utilisation industrielles de : l'éthanamine, l'aniline, ...

Pré évaluation :

Rappelez la structure de Lewis de l'atome d'azote.

Rappels :

L'azote a pour numéro atomique $Z = 7$ alors sa configuration électronique est : $(K)^2(L)^5$

Par conséquent la structure de Lewis de l'azote est : $\bullet \overline{\text{N}} \bullet$

Il a cinq électrons périphériques dont trois électrons célibataires.

Activité 1 : Définition et Structure des Amines

Considérons un composé A de formule moléculaire : $R - NH_2$ obtenu par substitution d'un atome d'hydrogène de l'ammoniac par un alkyle ($-R$). A est une amina.

- Alors définissez les amines puis donnez trois exemples.
- Faites la représentation convention de la molécule d'ammoniac : NH_3

Synthèse 1 :

I. Définition et Structure :

1. Définition :

Les amines dérivent de l'ammoniac NH_3 par substitution d'un ou plusieurs atomes d'hydrogène par un ou plusieurs groupes alkyle ou aryle (c'est-à-dire radical dérivé des composés benzéniques).

Exemple :

$CH_3 - NH_2$ Amine non substituée

$CH_3 - NH - CH_2 - CH_3$ Amine monosubstituée

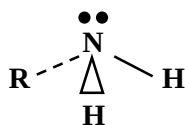
$CH_3 - CH_2 - N(CH_3) - CH_2 - CH_2 - CH_3$ Amine di-substituée

La formule générale des amines est : $R - NH_2$ avec $R = C_nH_{2n+1}$ pour les amines aliphatiques.

La formule brute des amines est : $C_nH_{2n+3}N$ alors leur masse molaire est : $M = 14n + 17$

2. Structure :

La structure des amines est telle que les trois substituant de l'atome d'azote occupent trois sommets d'un tétraèdre régulier et la paire d'électrons libres occupe le quatrième sommet.



A savoir :

Il n'y a pas d'énantiomères pour les amines car l'azote peut s'inverser très rapidement à température ambiante.

Activité 2 : Classes d'Amine

En comparant les amines non substituées aux amines monosubstituées et aux amines di-substituées, identifiez les classes d'amines. Puis donnez un exemple pour chacune d'elles.

Synthèse 2 :

II. Les classes d'amine :

Il existe trois classes d'amines : Primaire, secondaire et tertiaire.

Une amine est dite primaire, secondaire ou tertiaire, lorsque l'atome d'azote est lié respectivement à : un, deux ou trois atomes de carbone.

- Amine primaire : $R - NH_2$ non substituée ;
 - Amine secondaire : $R - NH - R_1$ mono substituée ;
 - Amine tertiaire : $R - NR_1 - R_2$ di-substituée.
- R, R_1 et R_2 sont des groupes d'alkyle

Exemple :

$CH_3 - NH_2$ Amine primaire ou amine non substituée

$CH_3 - NH - CH_2 - CH_3$ Amine secondaire ou amine monosubstituée

$CH_3 - N(C_2H_5) - CH_2 - CH_2 - CH_3$ Amine tertiaire ou amine di-substituée

Activité 3 : Nomenclature

Considérons un composé A de formule moléculaire : $R - NH_2$, son nom peut être déterminé en remplaçant la terminaison « e » de l'alkyle correspondant par « amine ». Comment nommez-vous les amines ?

Synthèse 3 :

III. Nomenclature :

Les amines sont nommées de la manière suivante :

- **Pour toutes les amines quel que soit la classe :**

On écrit les groupes d'alkyle par ordre alphabétique sans la terminaison « e » et le nom se termine par « amine ».

Exemple :

$CH_3 - NH_2$ Méthylamine

$CH_3 - CH_2 - NH - CH_3$ Ethylméthylamine

$CH_3 - CH_2 - NH - CH_2 - CH_3$ Diéthylamine

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - N(CH_3) - CH_2 - CH_3$ Ethylméthylpropylamine

- **Pour les amines non substituées : c'est à dire les amines primaires.**

On remplace la terminaison « e » de la chaîne la plus longue liée à l'azote de l'alcane correspondant par « amine » précédé de son indice de position (indice du carbone porteur de l'azote).

Exemple :

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - NH_2$ Butanamine ou Butan-1-amine

$CH_3 - CH_2 - CH(NH_2) - CH_3$ Butan-2-amine

$CH_3 - CH(CH_3) - CH(NH_2) - CH_2 - CH_3$ 2-méthylpentan-3-amine

On utilise le préfixe « amino » pour les amines non substituées en indiquant sa position et on ajoute le nom de l'alcane correspondant.

Exemple :

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - NH_2$ Amino-1 butane ou 1-Aminobutane

$CH_3 - CH_2 - CH(NH_2) - CH_3$ Amino-2 butane ou 2-Aminobutane

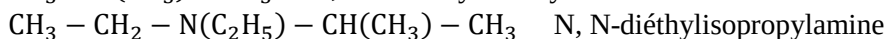
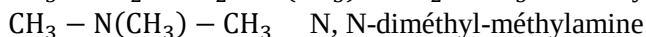
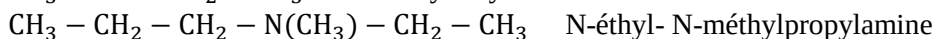
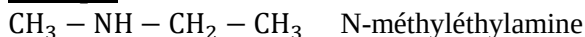
$CH_3 - CH(CH_3) - CH(NH_2) - CH_2 - CH_3$ Amino-3 2-méthylpentane ou 3-Amino-2-méthylpentane

A savoir : Cette nomenclature est utilisée généralement pour les composés contenant d'au moins deux fonctions chimiques dont la fonction amine n'est pas prioritaire.

▪ **Pour les amines substituées : c'est-à-dire les amines secondaires et tertiaires.**

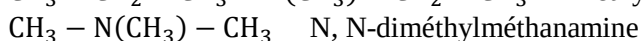
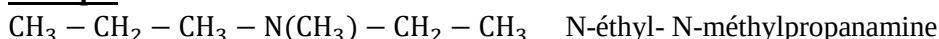
On remplace la terminaison « e » du nom du groupe d'alkyle contenant la chaîne la plus longue par « amine » et en considérant N comme l'indice de position des autres groupes d'alkyle.

Exemple :



Ou on remplace la terminaison « e » du nom de l'alcane correspondant contenant la chaîne la plus longue par « amine » et en considérant N comme l'indice de position des autres groupes d'alkyle.

Exemple :



Activité 4 : Propriétés Chimiques

En considérant le doublet d'électrons libre de l'atome d'azote, donnez les caractéristiques de :

- L'ionisation d'une amine primaire $\text{R} - \text{NH}_2$ dans l'eau.
- La réaction d'une tertiaire $\text{R} - \text{NRR}$ avec un alcool $\text{R} - \text{OH}$. Votre conclusion.

Synthèse 4 :

IV. Propriétés chimiques :

1. Caractère basique :

L'atome d'azote possède un doublet électronique libre qu'il peut céder au proton H^+ qui n'en possède pas. Donc les amines sont des bases :

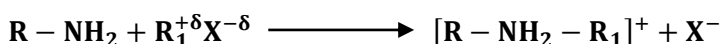


Dont les couples acides/bases sont : $\text{R} - \text{NH}_3^+ / \text{R} - \text{NH}_2$ et $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

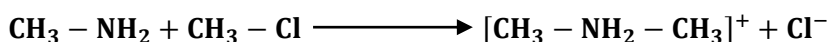
Donc l'amine est une base dans le milieu acide

2. Caractère nucléophile :

Le doublet électronique de l'atome d'azote représente un centre riche en électron susceptible d'attaquer un atome possédant une charge partielle positive et d'établir avec lui une liaison covalente dans laquelle il fournit, lui seul le doublet de la liaison.



Exemple :



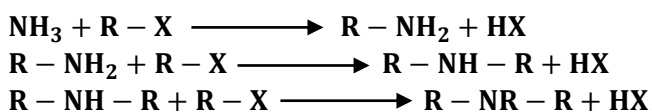
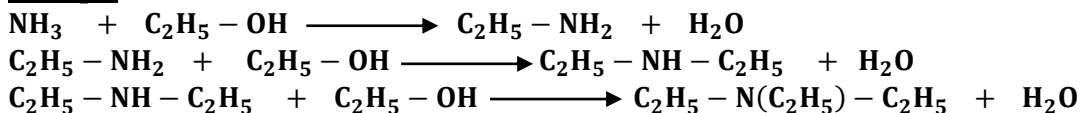
Activité 5 : Obtention des Amines

Ecrivez la réaction de formation d'eau entre :

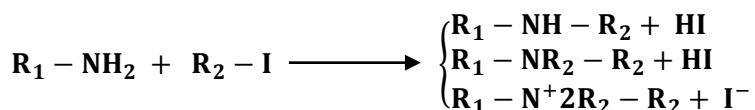
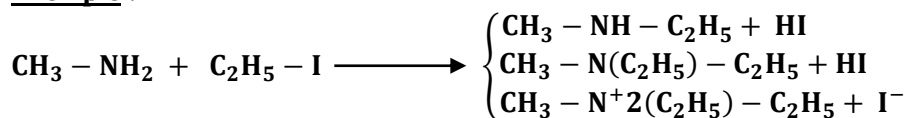
- L'ammoniac et un alcool $\text{R} - \text{OH}$
- Le produit A obtenu dans la réaction précédente et $\text{R} - \text{OH}$
- Le produit B obtenu dans la réaction précédente et $\text{R} - \text{OH}$. Votre conclusion.

Synthèse 5 :**V. Préparation :****1. Par la méthode de Sabatier :**

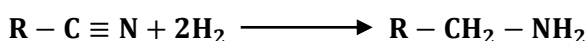
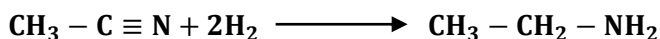
Action de l'ammoniac sur un composé du type $R - X$ (R un groupe d'alkyle) ou sur un alcool ($R - OH$) aboutit à la formation des trois classes d'amine.

**Exemple :****2. Par la méthode d'Hofmann :**

La réaction d'une amine primaire sur un dérivé mono halogéné conduit à un mélange complexe contenant entre autre des molécules d'amine secondaire, tertiaire et l'ion quaternaire.

**Exemple :****Remarque :**

L'hydrogénation d'un nitrile donne aussi une amine primaire particulièrement.

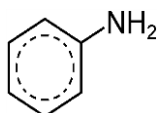
**Exemple :****Activité 6 : Utilisation des Amines**

Donnez au moins une utilisation des amines.

Synthèse 6 :**VI. Utilisation de quelques amines :**

L'éthylamine est l'intermédiaire en synthèse organique pour la fabrication d'agents tensio-actifs, de produits phytosanitaires ou pharmaceutiques, de colorants, de plastifiants ... C'est un solvant extractif, notamment pour le raffinage d'huiles minérales ou végétales : $CH_3 - CH_2 - NH_2$

La phénylamine ou aniline est utilisée dans l'industrie chimique comme base de préparation de nombreux produits. La substance brute est incolore, odoriférante et d'aspect huileux. C'est un produit cancérigène et mutagène :



Séquence 4**Unité d'apprentissage 1 : Chimie Organique****Concept 4 : Les Acides Carboxyliques****Introduction :**

Dans le concept sur les alcools, il a été certifié qu'en milieu acide l'Oxydation ménagée d'un Alcool Primaire donne un Aldéhyde et l'Oxydation d'un Aldéhyde donne un Acide carboxylique ou tout simplement l'oxydation en excès d'un Alcool Primaire donne un Acide carboxylique de formule moléculaire **R – COOH** où le groupement carboxyle (**– COOH**) est le groupement fonctionnel.

Etudions les acides carboxyliques et leurs dérivées.

Activité 1 : Définition et Nomenclature des Acides Carboxyliques

- Définir les acides carboxyliques.
- Donner la règle de nomenclature des acides carboxyliques. Sachant que le carbone fonctionnel porte le numéro 1.

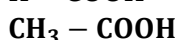
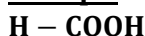
Synthèse 1 :**I. Définition-nomenclature :****1. Définition :**

On appelle acide carboxylique, tout composé organique contenant le groupement fonctionnel **– COOH**, appelé groupe carboxylique.

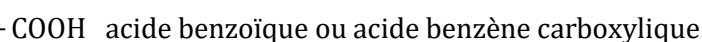
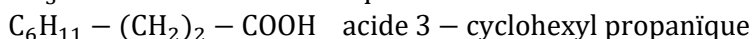
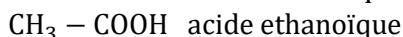
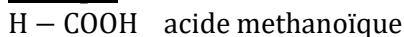
La formule générale des monoacides acides carboxyliques est donc : **R – COOH**

Un monoacide carboxylique est dit :

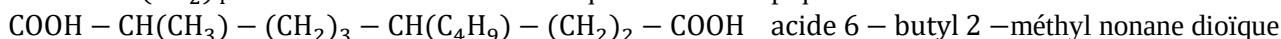
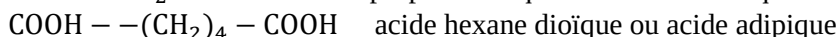
- Saturé si R est un groupe Alkyle, linéaire ou ramifié ; dont la formule générale est **C_nH_{2n+1} – COOH** ou **C_nH_{2n}O₂** alors leur masse molaire est **M = 14n + 32**.
- Aromatique si R est un groupe Aromatique (comme le noyau benzénique par exemple)

Exemple :**2. Nomenclature :**

On choisit la chaîne carbonée la plus longue contenant le groupe fonctionnel **–COOH**. On nomme l'acide d'après cette chaîne, en remplaçant la terminaison « e » de l'hydrocarbure correspondant par « oïque » et en faisant précéder ce mot par le mot acide. L'atome de carbone fonctionnel porte toujours le numéro un. On indique en suite la nature et la place des substituant (comme pour les alcanes).

Exemple :

Les noms des diacides s'obtiennent en remplaçant la terminaison « oïque » par « e dioïque ».



Activité 2 : Fonctions Dérivées des Acides Carboxyliques

Un dérivé d'un acide carboxylique est un composé organique obtenu à partir d'un acide carboxylique dans lequel on remplace le groupe (OH) du carbone fonctionnel par un atome ou un groupe d'atomes noté Z. Donc la formule générale des dérivés d'acides carboxyliques est : $R - COZ$

- Donner la formule générale et la nomenclature des chlorures d'acyle dont $Z = Cl$;
- Donner la formule générale et la nomenclature des anhydrides d'acide dont $Z = O - CO - R$;
- Donner la formule générale et la nomenclature des amides dont $Z = NH_2$;
- Donner la formule générale et la nomenclature des esters dont $Z = OR_1$.

Synthèse 2 :**II. Fonctions dérivées des acides carboxyliques :****1. Chlorures d'acyles :**

On appelle chlorure d'acyle, le dérivé d'un acide carboxylique, dont la formule moléculaire générale est : $R - COCl$

Le nom du chlorure d'acide dérivé d'un monoacide carboxylique est obtenu, en remplaçant le mot « acide » par « chlorure de » et la terminaison « oïque » du nom de l'acide par « oyle ».

Exemple :

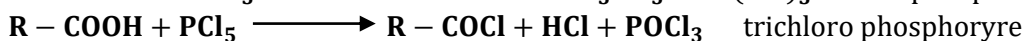
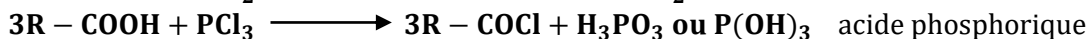
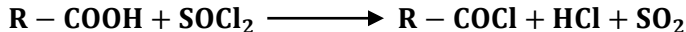
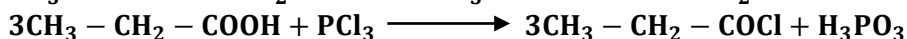
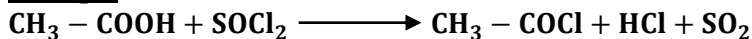
$C_2H_5 - COCl$ chlorure de propanoyle

$CH_3 - CH(CH_3) - COCl$ chlorure de 2 - methyl propanoyle

$COCl - COCl$ chlorure 1,2 - d'éthanedioyle

- $CH_2 - COCl$ chlorure de 2 - phenyl ethanoyle

Les chlorures d'acyles ne sont pas naturels et sont préparés à partir des acides carboxyliques, par action d'un réactif tel que le chlorure de thionyle $SOCl_2$, le trichlorure de phosphore PCl_3 ou le pentachlorure de phosphore PCl_5 telles que :

**Exemple :****2. Anhydrides d'acides :**

Leur formule générale est : $R - CO - O - CO - R$

Leur nom s'obtient, en remplaçant dans le nom de l'acide, le mot acide par anhydride. Pour le cas mixte, les noms des acides sont cités dans l'ordre alphabétique.

Exemple :

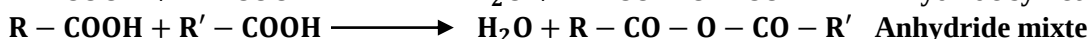
$H - CO - O - CO - H$ anhydride méthanoïque

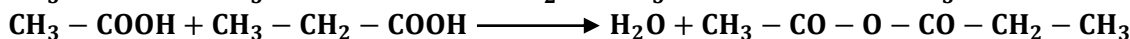
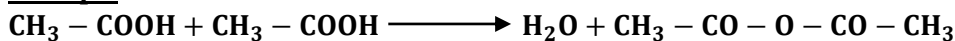
$CH_3 - CO - O - CO - CH_3$ anhydride éthanoïque

$CH_3 - CH(CH_3) - CO - O - CO - CH(CH_3) - CH_3$ anhydride 2 - methyl propanoïque

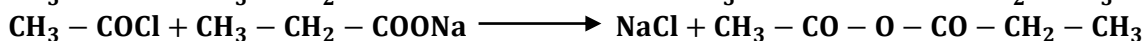
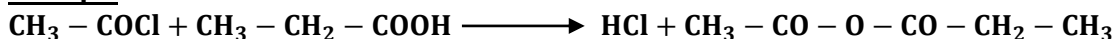
$CH_3 - CO - O - CO - CH_2 - CH_3$ anhydride éthanoïque propanoïque

Ils résultent d'une déshydratation entre deux molécules d'acide carboxylique. La réaction nécessite une température élevée et déshydratant énergétique tel que l'oxyde de phosphore P_4O_{10} .



Exemple :

Les anhydrides s'obtiennent aussi, à partir d'un chlorure d'acyle sur un acide carboxylique ou un carboxylate de sodium.

**Exemple :****3. Amides :**

La formule générale des amides est : $\text{R} - \text{CO} - \text{NAB}$

- Si A = H et B = H alors on a : $\text{R} - \text{CONH}_2$ amide non substitué,
- Si Si A = H et B = R_1 alors on a : $\text{R} - \text{CONHR}_1$ (R_1 est un autre groupe alkyle) amide monosubstitué,
- Si Si A = R_1 et B = R_2 alors on a : $\text{R} - \text{CONR}_1\text{R}_2$ (R_2 est un autre groupe alkyle) amide di-substitué.

La nomenclature se fait en utilisant la terminaison « amide » à la place de « oïque » et la position des groupes substituant (R_1 ou R_2) est N.

Exemple :

$\text{H} - \text{CO} - \text{NH}_2$ méthanamide

$\text{C}_3\text{H}_7 - \text{CO} - \text{NH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ N - éthyl butanamide

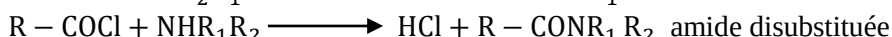
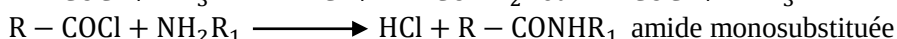
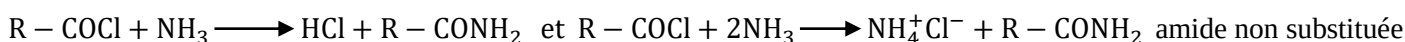
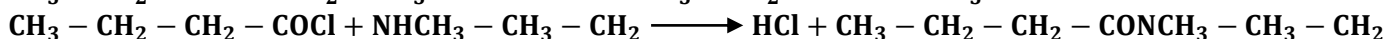
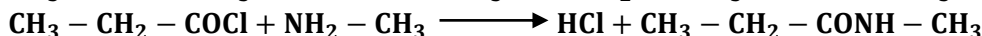
$\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{N}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$ N,N - diméthyl éthanamide

$\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{N}(\text{CH}_3) - \text{C}_3\text{H}_7$ N - méthyl N - propyl éthanamide

Les amides sont préparées à partir d'un acide carboxylique sur l'ammoniac NH_3 . La réaction se fait en deux étapes :



Elles peuvent être obtenues à partir d'un chlorure d'acyle :

**Exemple :****4. Esters :**

La formule générale est : $\text{R} - \text{COOR}_1$ (R_1 est un autre groupe alkyle)

Le nom s'obtient à partir du nom de l'acide carboxylique correspondant dans lequel on supprime le mot acide, et la terminaison « oïque » est remplacée par « oate » suivit du nom du radicale R_1 .

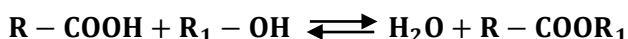
Exemple :

$\text{H} - \text{CO} - \text{O} - \text{CH}_3$ méthanoate de méthyle

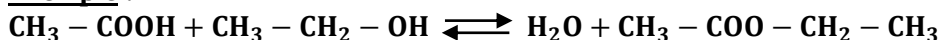
$\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CO} - \text{O} - \text{CH}_3$ 2 - méthyl propanoate de méthyle

$\text{C}_3\text{H}_7 - \text{CO} - \text{O} - \text{C}_2\text{H}_5$ butanoate d'éthyle

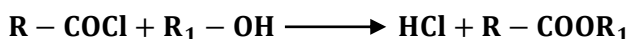
Les esters s'obtiennent par action d'un acide carboxylique sur un alcool. La réaction est réversible, athermique et lente. Elle aboutit à un équilibre chimique, appelée estérification-hydrolyse).



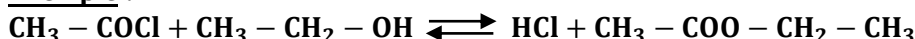
Exemple :



Les esters peuvent être aussi déterminés par action d'un alcool sur un dérivé d'acides carboxylique tel que le chlorure d'acyle dont la réaction est rapide, totale, exothermique et irréversible.



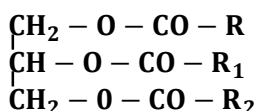
Exemple :



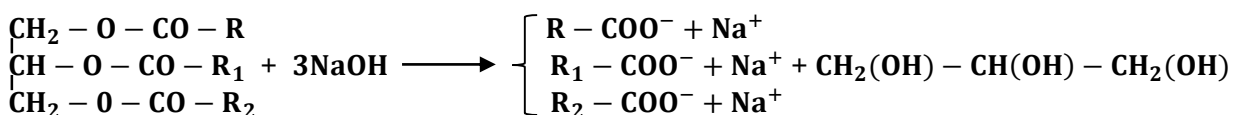
La saponification des esters est leur hydrolyse en milieu basique. Elle est totale et rapide (non réversible). Elle se fait en présence d'une base forte, tel que la soude NaOH ou KOH.



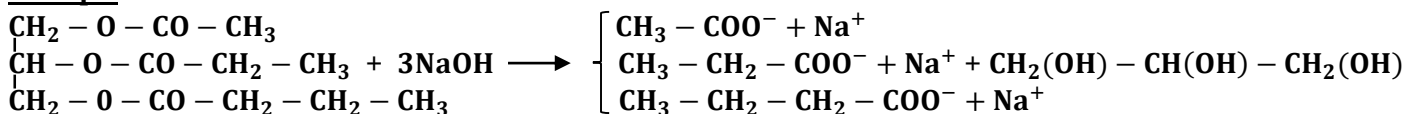
Les corps gras : graisses (solide) ou huiles (liquide) sont pour la plus part des triesters de glycérol ou d'acide gras : ces esters sont appelés triglycéride de formule générale :



L'hydrolyse des triglycérides en milieu basique permet d'obtenir les savons d'où le nom de saponification à cette réaction.

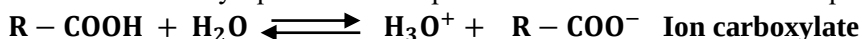


Exemple :



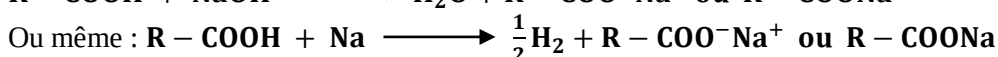
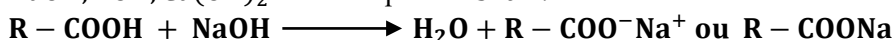
Remarque :

Les solutions aqueuses d'acides carboxyliques ont un $pH < 7$ à $25^\circ C$. Elles constituent donc des solutions acides. Les acides carboxyliques s'ionisent partiellement dans l'eau selon l'équation-bilan :



Cette réaction n'est pas totale, elle est limitée par une réaction inverse : on dit que les acides carboxyliques sont des acides faibles.

Les solutions aqueuses d'acides carboxyliques peuvent-être dosées par des solutions aqueuses basiques telles que NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$ selon l'équation-bilan :



Séquence 5**Unité d'apprentissage 1 : Chimie Organique****Concept 5 : Les Acides α –aminés****Introduction :**

Chez l'homme, comme chez tous les êtres vivants, les protéines sont constitués de nombreux d'acides aminés. Les protéines sont des bio-polymères appelés polypeptides d'acide aminés.

Les acides aminés dans les protéines sont liés entre eux par une liaison peptidique. Et sont des composés bi-fonctionnels comme leur nom l'indique, les fonctions acide carboxylique et amine sont à la fois portées par le même carbone tétraédrique, d'où l'appellation acides α –aminés.

Etudions les acides α –aminés afin de comprendre la structure des protéines.

Activité 1 : Définition et Formule Générale

A partir des informations ci-dessus, définissez et donnez la formule générale, des acides α –aminés.

Synthèse 1 :**I. Définition et formule générale :**

Les acides aminés ou amino acides carboxyliques sont des composés polyfonctionnels dont chaque molécule renferme à la fois une fonction acides carboxylique et une fonction amine. Parmi les acides aminés une catégorie joue un rôle particulièrement important en biologie : ce sont les acides α –aminés.

On appelle acides α –aminés des composés di-fonctionnels dans lesquels les deux groupements – COOH et – NH₂ sont portés par le même carbone.

Leur formule générale s'écrit : R – CH(NH₂) – COOH où R est un alkyle et leur masse molaire est : M = 14n + 75

Activité 2 : Nomenclature

Nommez les acides α –aminés en considérant la fonction amine comme une substitution **2** –amino ou α –amino.

Synthèse 2 :**II. Nomenclature :**

A cause de leur importance naturelle, tout acide α –aminé à un nom particulier et désigné par une abréviation.

Le nom d'un acide α –aminé s'obtient aussi, en remplaçant le mot « acide » par « acide α –amino » dans le nom de l'acide correspondant.

Exemple :

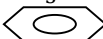
H – CH(NH₂) – COOH Glycine Gly ou acide α –amino éthanoïque

CH₃ – CH(NH₂) – COOH Alanine Ala ou acide α –amino propanoïque

CH₃ – CH(CH₃) – CH(NH₂) – COOH Valine ou Val ou acide α –amino 3-méthylbutanoïque

CH₃ – CH(CH₃) – CH₂ – CH(NH₂) – COOH Leucine Leu ou acide α –amino 4-méthylpentanoïque

CH₃ – CH₂ – CH(CH₃) – CH(NH₂) – COOH Isoleucine ou Iso ou acide α –amino 3-méthylpentanoïque

 – CH₂ – CH(NH₂) – COOH Phenylalanine Phé ou acide α –amino 3-phénylpropanoïque

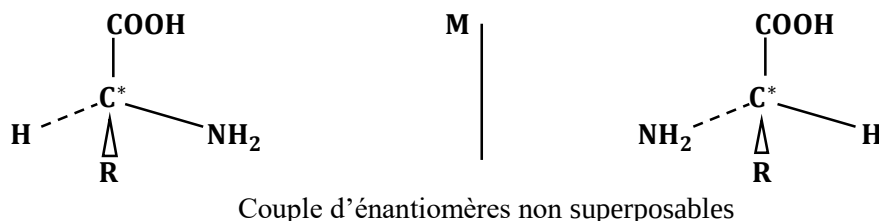
Activité 3 : Isomérisation de Configuration des Acides α –aminés

En considérant leur formule générale. Sont-ils chirales ? Si oui représentez leur couple énantiomères puis faites leur représentation de Fisher.

Synthèse 3 :**III. Isomérisation de configuration des acides α –aminés :****1. Chiralité des acides α –aminés :**

Les acides α –aminés ont tous un carbone asymétrique sauf la Glycine. Les molécules d'acide α –aminé sont chirales. Chaque molécule d'acide α –aminé possède deux énantiomères qui agissent sur la lumière polarisée (Isomères optiques)

Exemple : $\text{R} - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$



2. Utilisation de la représentation de Fisher :

La représentation de Fisher des acides α –aminés fait apparaître deux configurations : D (si NH_2 est à droite) et L (si NH_2 est à gauche).

Dans la représentation de Fischer la chaîne carbonée est toujours disposée verticalement et le groupement -COOH est en haut.

Exemple : $\text{R} - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$



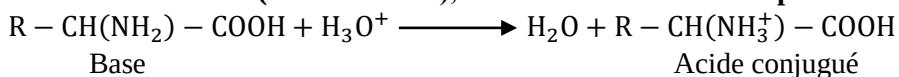
Activité 4 : Propriétés Chimiques des Acides α –aminés

Donnez les propriétés chimiques des acides α –aminés en solution aqueuse en tenant compte de la fonction acide et le caractère basique de la fonction.

Synthèse 4 :

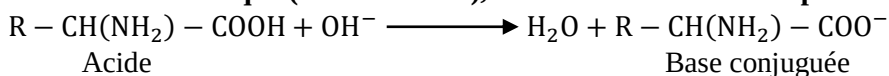
IV. Propriétés chimiques des acides α – aminés :

- En milieu acide ($\text{pH} < 7$ à 25°C), l'acide α -aminé se comporte comme base :



Le couple acide/base est : $\text{R}-\text{CH}(\text{NH}_3^+) - \text{COOH} / \text{R}-\text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$

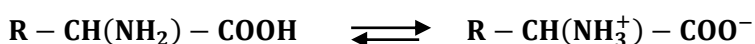
- En milieu basique ($\text{pH} > 7$ à 25°C), l'acide α -aminé se comporte comme acide :



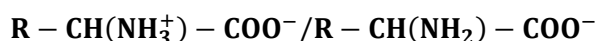
Le couple acide/base est : $\text{R}-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}/\text{R}-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COO}^-$

Donc, l'espèce $R - CH(NH_2) - COOH$ n'existe pas en solution aqueuse : elle se transforme, par suite d'une réaction acido-basique interne (échange d'un proton entre deux fonctions de la même molécule), la molécule obtenue est appelée Amphion de formule :

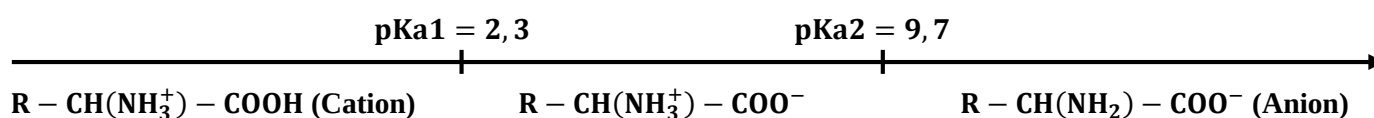
$\text{R}-\text{CH}(\text{NH}_3^+) - \text{COO}^-$ ou Zwitterion. L'Amphion est à la fois acide et base.



Les deux couples acide/base sont : $\text{R}-\text{CH}(\text{NH}_3^+) - \text{COOH} / \text{R}-\text{CH}(\text{NH}_3^+) - \text{COO}^-$



Le Domène de prédominance d'un acide aminé en fonction de la nature de la solution aqueuse est :



En solution aqueuse, l'acide α-aminé se présente sous quatre formes :

R – CH(NH₂) – COOH , cette espèce est ultra-minoritaire quel que soit le pH de la solution ;

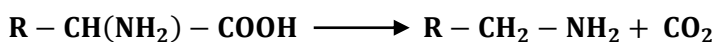
R – CH(NH₃⁺) – COOH, cette espèce est majoritaire si pH < pKa1 ;

R – CH(NH₃⁺) – COO⁻, cette espèce est majoritaire si pKa1 ≤ pH ≤ pKa2 ;

R – CH(NH₂) – COO⁻, cette espèce est majoritaire si pH > pKa2.

Savoir : La décarboxylation des acides α-aminés

La décarboxylation d'un composé est la perte d'une molécule de gaz carbonique (CO₂) par ce composé. La décarboxylation d'une molécule d'acide α-aminé conduit à une amine.



Activité 5 : Protéines

Ecrivez l'équation bilan de la réaction de déshydratation entre deux acides α –aminés en obtenant une fonction amide.

Synthèse 5 :

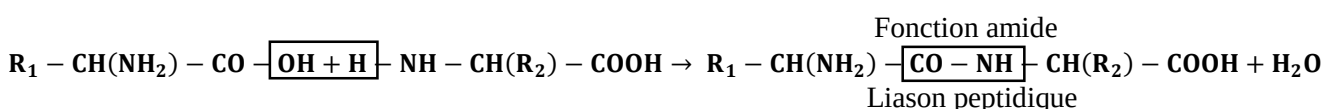
V. Les protéines :

1. La liaison peptidique :

La liaison peptidique résulte de l'élimination d'une molécule d'eau entre le groupement carboxyle d'un acide α –aminé et le groupement amino d'une autre molécule d'acide α –aminé : on remplace les deux régissantes (COOH et NH₂) par une fonction amide et la molécule obtenue est un dipeptide.

La condensation de plusieurs acides α –aminés, donne un polypeptide.

Schématiquement, on peut écrire :



2. Passage aux protéines :

A partir d'un dipeptide, on peut ajouter une troisième molécule pour obtenir un tri-peptide. Lorsque le nombre d'acide α –aminé augmente, on obtient les protéines, constituants fondamentaux de la matière vivante.

Les protéines sont des macromolécules formées par enchaînement d'acides α –aminés, ces acides étant liées entre eux par des liaisons peptidiques.



La séquence R₁, R₂, R₃, ... est rigoureusement définie pour chaque protéine. On remarque également qu'une protéine est un polyamide.

Séquence 6**Unité d'apprentissage 1 : Chimie Organique****Concept 6 : Les Polymères Synthétiques****Introduction :**

Les plastiques représentent la plus grande famille des matériaux de synthèse, qui constitue en fait une large arborescence, allant des élastomères synthétiques aux applications des plastiques en solution : colles, peintures ou vernis. Ce sont, de tous les matériaux, ceux qui ont connu le développement le plus important au cours des dernières années. Cependant, on est encore très loin d'une saturation de l'emploi des matières plastiques, le développement et les besoins restant très porteurs.

Les polymères sont des constituants principaux de ces matières plastiques. Etudions-les.

Pré évaluation :

A partir de vos connaissances définir : Polymère, monomère, polymérisation, degré de polymérisation.

Rappels :**Définition d'un polymère :**

Un polymère est une molécule engendrée par la répétition d'une petite unité structurale appelée motif.

Définition d'un Monomère :

Le monomère est le composé de base dont l'enchaînement de celui-ci conduit à la formation du polymère.

Définition de la Polymérisation :

La polymérisation est la réaction de synthèse des polymères. Il existe deux types de polymérisation :

- La polyaddition où l'enchaînement des molécules du monomère se fait sans élimination d'autres molécules.
- La polycondensation où l'enchaînement des molécules du monomère s'accompagne de l'élimination d'autres molécules telles que : H_2O ou HCl .

Il existe une très grande variété de polymères, qui sont de plus en plus diversifiés.

Degré ou indice de polymérisation :

L'indice de polymérisation n d'un polymère est le nombre de motifs qui le constituent : $n = \frac{M_p}{M}$.

Où M_p est la masse molaire du polymère et M est la masse molaire du monomère ou motif.

Activité 1 : Obtention du Chlorure de Vinyle

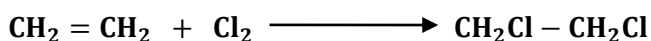
- Ecrivez l'équation bilan de l'addition du di-chlore sur l'éthylène ;
- Ecrivez l'équation bilan de l'élimination du chlorure d'hydrogène dans le 1,2-di-chloro-éthane.

Synthèse 1 :**I. Obtention du chlorure de vinyle :**

Le chloro-éthylène ou chlorure de vinyle $\text{CH}_2 = \text{CHCl}$ est un produit industriel très important. L'industrie le prépare à partir de l'éthylène selon plusieurs méthodes dont l'une d'entre-elles consiste à réaliser les deux réactions suivantes :

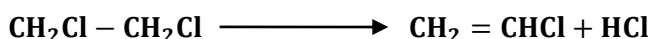
1. Addition du di-chlore sur le l'éthylène :

Le di-chlore se fixe sur l'éthylène en formant le composé 1,2-di-chloro-éthane dont l'équation bilan s'écrit :



2. Élimination du chlorure d'hydrogène dans le 1,2 di-chloro-éthane :

Cette élimination s'opère sous pression et par craquage : chauffage vers 400°C dont la réaction s'écrit :



Activité 2 : Polyaddition

Ecrivez l'équation d'enchaînement de la molécule :

3. De l'éthylène : $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$;
4. Du chlorure de vinyle : $\text{CH}_2 = \text{CHCl}$;
5. Du styrène ou le phényléthylène : $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{C}_6\text{H}_5$;

Synthèse 2 :

II. Polyaddition :

1. Définition :

Les réactions mises en jeu sont des additions, réalisées à partir de composés insaturés ; molécules possédant une ou plusieurs double liaisons. Ce sont des polyadditions.

2. Quelques exemples de polyaddition :

a. Polyéthylène (P.E) :

Le monomère est l'éthylène qui se polymérise par addition pour donner le polyéthylène.



Dont l'éthylène : $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ est le monomère et $-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$ est le motif et de masse molaire $M = 28\text{g/mol}$.

Le polyéthylène est translucide, inerte, facile à manier, résistant au froid. Il est utilisé dans la fabrication des emballages plastiques, des sachets, des films, des bidons, des poubelles, des flacons, des tuyaux, des jouets, des boîtes de conservation, des sacs plastiques,...

b. Polychlorure de vinyle (P.V.C) :

Le monomère est le chlorure de vinyle qui se polymérise par addition pour donner le polychlorure de vinyle.



Dont le chlorure de vinyle : $\text{CH}_2 = \text{CHCl}$ est le monomère et $-\text{CH}_2 - \text{CHCl} -$ est le motif et de masse molaire $M = 62,5\text{g/mol}$.

Le polychlorure de vinyle est rigide, souple, aspect lisse et dur. Il est utilisé pour la fabrication des tuyaux de canalisation, des gaines électriques, des récipients de stockages des liquides.

c. Polystyrène (P.S) :

Le monomère est le styrène ou le phényléthylène qui se polymérise par addition pour donner le polystyrène.



Dont le styrène : $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{C}_6\text{H}_5$ est le monomère et $-\text{CH}_2 - \text{CH}(\text{C}_6\text{H}_5) -$ est le motif et de masse molaire $M = 104\text{g/mol}$.

Le polystyrène est inflammable, combustible, dur et cassant. Il est utilisé dans la fabrication des emballages, des jouets, des verres plastiques, des pots de yaourt, des boîtiers CD, des bacs à douche,...

Activité 3 : Polycondensation

Ecrivez l'équation de la réaction d'élimination d'eau entre l'hexane 1,6-diamine ($\text{H}_2\text{N} - (\text{CH}_2)_6 - \text{NH}_2$) et l'acide hexane dioïque ($\text{HOOC} - (\text{CH}_2)_4 - \text{COOH}$). Conclusion.

Synthèse 3 :

III. Polycondensation :

1. Définition :

C'est une réaction chimique entre de nombreuses molécules de deux espèces différentes avec élimination d'une petite molécule.

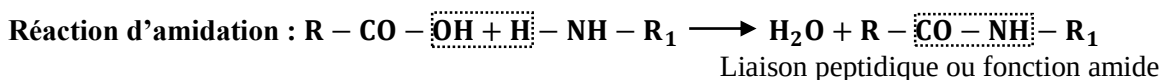
Remarque :

Les protéines sont des polymères naturels de polycondensation d'acides aminés de plusieurs espèces différentes pour donner la soie, la laine, les fibres musculaires, les hormones, et bien d'autres molécules complexes. Elles sont synthétisées dans les organismes vivants (animaux et végétaux).

2. Le Polyamide :

a. Définition :

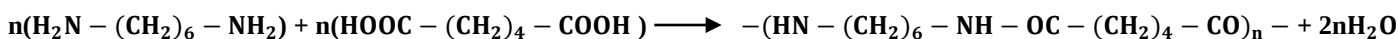
Pour former un polyamide il faut réaliser une poly-amidation entre un diacide et une diamine.



b. Exemple de nylon 6,6 :

Le nylon 6,6 résulte de la polycondensation d'un grand nombre n de molécules de l'hexane 1,6-diamine ($\text{H}_2\text{N} - (\text{CH}_2)_6 - \text{NH}_2$) et l'acide hexane dioïque ($\text{HOOC} - (\text{CH}_2)_4 - \text{COOH}$) ou l'acide adipique avec élimination $2n$ molécules d'eau.

La réaction s'écrit :



Le nylon 6,6 est utilisé dans la fabrication des fibres textiles, des cordes guitare,...

A savoir :

On rappelle que dans un polyamide (x, y) , x représente le nombre d'atomes de carbone C dans la diamine de départ et y le nombre d'atomes de carbone C dans le diacide de départ.

Séquence 7**Unité d'apprentissage 1 : Chimie Organique****Concept 7 : Le Glucose****Introduction :**

Le glucose est un sucre de raisin, il se rencontre en grande quantité dans le mil, le sang, l'urine de diabétique. On le rencontre généralement dans le règne végétal (jus fruit de sucré).

Il se présente à l'état pur sous forme de petits cristaux blancs opaques, se fondant à la température de 146°C, et il est très soluble dans l'eau.

Une substance amorphe de couleur jaunâtre qui se ramollit vers 90° ou 100°C. Il est en particulier moins « sucré » que le saccharose ; il est largement utilisé par l'industrie alimentaire ; il est insoluble dans les solvants usuels (benzène, alcool, aldéhyde, cétone ou éther).

Le glucose agit sur la lumière polarisée, on dit qu'il a un pouvoir rotatoire.

Étudions les propriétés chimiques dues à ses différentes fonctions chimiques.

Pré évaluation :

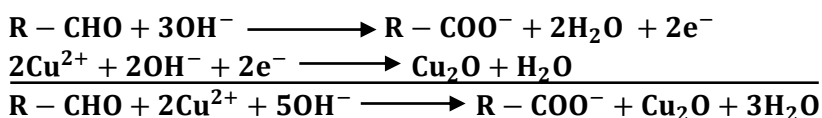
Donnez l'équation bilan de réduction :

- De la Liqueur de Fehling,
- Du réactif de Tollens par un aldéhyde.

Rappels :**Réduction de la liqueur de Fehling par un aldéhyde :**

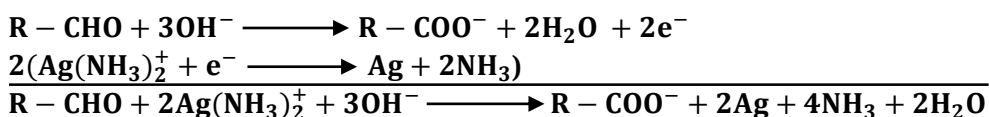
La liqueur de Fehling est une solution de couleur bleue foncée renfermant, sous forme d'ions complexes avec les ions tartrate, des ions Cu^{2+} en milieu basique.

Dans quelques millilitres de liqueur de Fehling, introduisons 1ml d'un aldéhyde et chauffons modérément. Il apparaît un précipité rouge brique d'oxyde de cuivre I (Cu_2O).

**Réduction du réactif de Tollens par un aldéhyde :**

Le réactif de Tollens encore appelé nitrate d'argent ammoniacal contient des ions diamine argent I, de formule $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ en milieu basique.

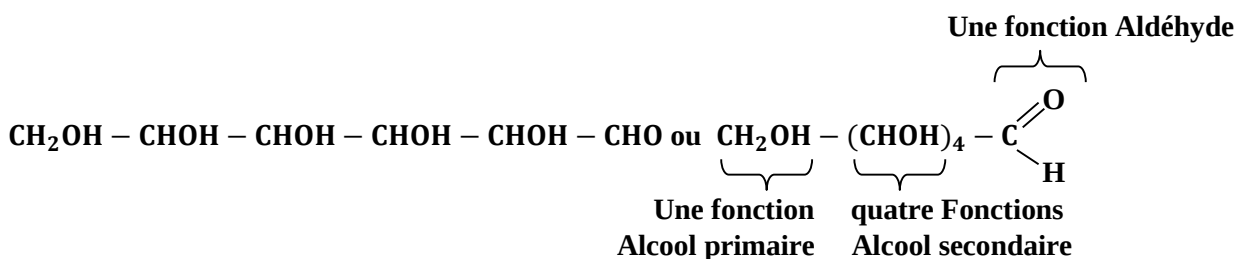
Dans un tube à essai, introduisons quelques millilitres de réactifs de Tollens et d'un aldéhyde. Chauffons le mélange au bain-marie et agitons. Les parois du tube se recouvrent d'un dépôt brillant d'argent.

**Activité 1 : Structure du Glucose**

Donnez la structure du Glucose sachant qu'il contient six atomes de carbone dont cinq fonctions alcool et une fonction aldéhyde.

Synthèse 1 :**I. Structure :**

L'analyse organique élémentaire montre que le glucose est une substance ternaire formée d'hydrogène, l'oxygène et de carbone dont on lui propose la formule générale indéterminée $(\text{CH}_2\text{O})_n$. La cryométrie fixe $n = 6$, la formule générale devient maintenant $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. L'étude des propriétés chimiques a permis de lui attribuer cinq fonctions alcools, et une fonction aldéhyde, dont la formule semi-développée est ainsi schématisée par :



Activité 2 : Propriétés Chimiques

A partir de vos connaissances donnez les propriétés chimiques dues :

- Aux fonctions alcooliques (primaire et secondaire),
- A la fonction aldéhyde.

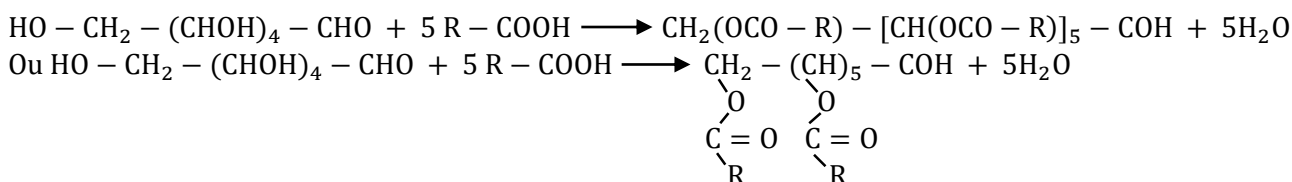
Synthèse 2 :

II. Propriétés chimiques :

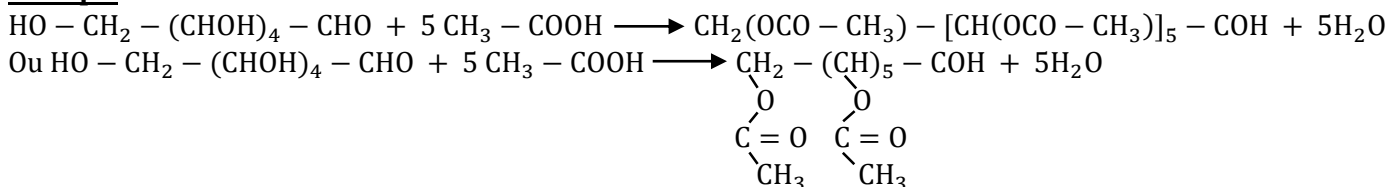
1. Propriétés chimiques dues à la fonction alcool :

Action des acides organiques :

Le Glucose se combine aux acides organiques pour donner l'éther (glucoside) et de l'eau.



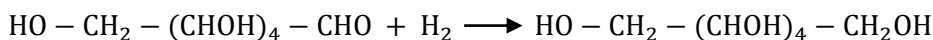
Exemple :



2. Propriétés chimiques dues à la fonction aldéhyde :

a. Action du dihydrogène :

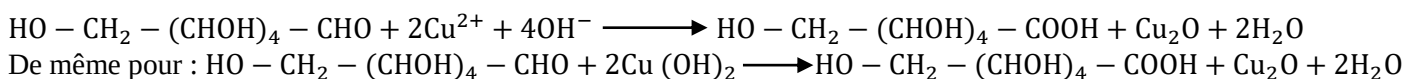
L'hydrogénation du glucose donne un hexol appelé sorbitol dont l'équation bilan de la réaction est la suivante :



b. Propriétés réductrice du Glucose :

Réduction de la Liqueur de Fehling par le Glucose :

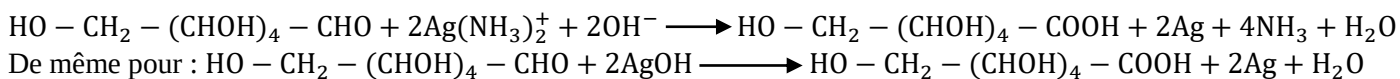
En chauffant le glucose en présence de la liqueur de Fehling $\text{Cu}(\text{OH})_2$ on obtient un précipité rouge brique (d'oxyde cuivreux Cu_2O) et l'acide gluconique.



Cette réaction est surtout utilisée en médecine dans la recherche et dosage du glucose dans l'urine d'un diabétique. De plus elle permet la distinction du glucose et du saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ qui n'agit pas sur la liqueur de Fehling.

Réduction du réactif de Tollens ou de nitrate d'argent ammoniacal :

En présence de nitrate d'argent ammoniacal, le glucose se transforme en acide gluconique et on obtient un dépôt d'argent sur les parois du tube. L'équation bilan de la réaction est la suivante :

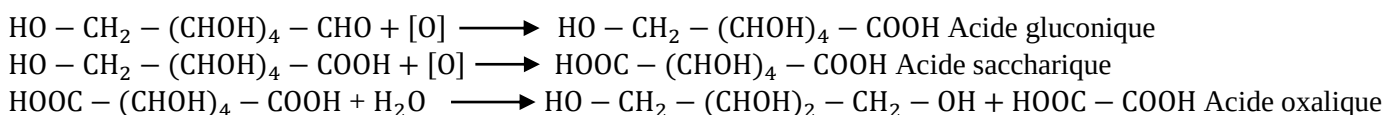


Remarque :

Contrairement aux aldéhydes le glucose ne rosit pas le réactif de shift.

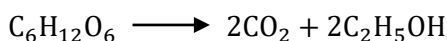
3. Action des acides minéraux oxydants : (HNO_3 ; H_2SO_4)

L'oxydation des fonctions aldéhydes, et alcool primaire conduit à la formation de l'acide gluconique plus l'acide saccharique, et en fin par la rupture de la molécule pour donner l'acide oxalique.



4. Fermentation alcoolique :

Cette réaction est très importante, la levure de bière provoque la décomposition du glucose en dioxyde de carbone CO_2 et en alcool éthylique $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.



Activité 3 : Préparation

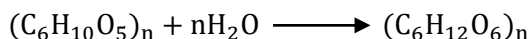
Ecrivez l'équation bilan de l'hydrolyse de l'amidon de formule $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ en milieu acide qui donne le glucose.

Synthèse 3 :

III. Préparation du Glucose :

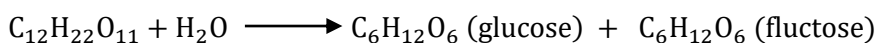
1. Hydrolyse de l'amidon :

L'amidon est une substance végétale accumuler dans les tubercules (pomme de terre, les graines de maïs, les racines). Sa formule générale est $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$. La vapeur d'eau bouillante chauffe le mélange d'eau et d'amidon, les ions apportés par l'acide sulfurique catalyse la réaction et aboutit à la formation du glucose.



2. Inverse du saccharose :

Saccharose de formule $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ permet de préparer le glucose. Il n'est pas réducteur (il ne réagit pas avec la liqueur de Fehling) l'ébullition prolongée d'une solution de saccharose acidifier par HCl donne du glucose et du fructose.



Activité 4 : Notion de Glucides

Le glucose et le fructose sont aussi des glucides. Alors définir les glucides en édifiant la différence entre le glucose et le fructose.

Synthèse 4 :

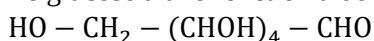
IV. Notion de Glucides :

1. Définition :

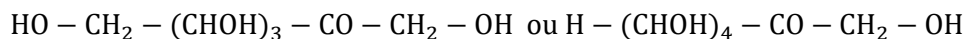
Les glucides sont des composés comportant des atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. La molécule d'un glucide comprend plusieurs fonctions alcools. C'est-à-dire (le groupement hydroxyde OH) et la fonction carbonyle c'est-à-dire $-\text{C}=\text{O}$ (la fonction aldéhyde ou la fonction cétone).

Exemple :

Le glucose a une fonction aldéhyde :



Le fructose a une fonction cétone :



2. Différents types de glucides :

On distingue deux grands groupes de glucide : les oses et les osides.

a. Les Oses : (Glucose et du Fructose)

Les oses ne sont pas fractionnée par l'hydrolyse se sont des solides soluble dans l'eau, ils sont tous réducteurs sur les aldoses. Ces derniers réagissent avec la liqueur de Fehling le nitrate d'argent ammoniacal et les acides minéraux. Ils peuvent être estérifiés par les acides carboxyliques.

b. Les Osides : (Saccharose, Lactose, Maltose, l'Amidon)

Les osides sont fractionnés par hydrolyse.

3. Importances des glucides :

Le glucose est surtout utilisé dans la fabrication des sirops sucrés. Il est directement assimilable par l'organisme et son oxydation apporte une importante énergie musculaire qui assure de nombreuses fonctions vitales.

Séquence 7/8**Unité d'apprentissage 2 : Cinétique Chimique****Concept 1 : Généralités sur la Cinétique Chimique****Introduction :**

Pour éviter la décomposition rapide de certains aliments, traditionnellement on y place un morceau de charbon. Mais aujourd'hui on utilise les Réfrigérateurs.

Comment justifier scientifiquement ces pratiques ?

Activité 1 : Définitions

Quelle que soit la méthode utilisée, tout finira à se décomposer. Les méthodes de conservation ne font que diminuer la vitesse de décomposition, malgré tout certaines réactions restent instantanées. La partie de la chimie qui étudie ces phénomènes est nommée cinétique chimique.

- Définir la cinétique chimique et la vitesse d'une réaction chimique.
- Quels sont les différents types de réaction chimique ?

Synthèse 1 :**I. Définitions :****1. Cinétique chimique :**

Elle est le domaine de la chimie qui étudie la vitesse des réactions chimiques et les paramètres l'influençant (température, pression, concentrations des réactifs, ...).

2. Vitesse d'une réaction chimique :

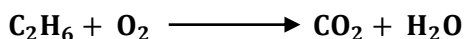
Elle est la rapidité avec laquelle les réactifs se transforment en autres produits.

3. Différents types de réaction :**a. Réaction rapide :**

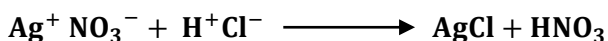
Elle est dite rapide lorsque l'évolution du système est si rapide qu'à nos yeux la réaction semble achevée à l'instant où les réactifs entrent en contact.

Exemple :

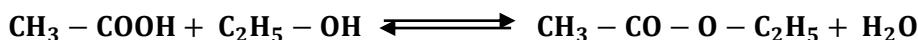
- **Une réaction explosive :** La combustion du carbure d'hydrogène.



- **Une réaction de précipitation :** Le précipité blanc **AgCl** apparaît immédiatement.

**b. Une réaction lente :**

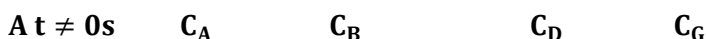
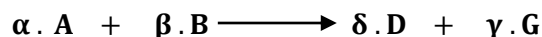
Elle est lente lorsque son déroulement dure de quelques secondes à plusieurs minutes.

Exemple : Réaction d'estérification et l'hydrolyse**Activité 2 : Vitesse d'une Réaction**

En vous servant d'une réaction homogène, déterminez l'expression de la vitesse de formation et de disparition d'une réaction chimique. Puis donnez l'allure représentative de courbe de formation et de disparition. Sachant qu'un corps qui se forme s'augmente de quantité de matière (nombre de mole ou concentration), inversement pour la disparition.

Synthèse 2 :**II. Vitesse d'une réaction :**

Considérons la réaction suivante :

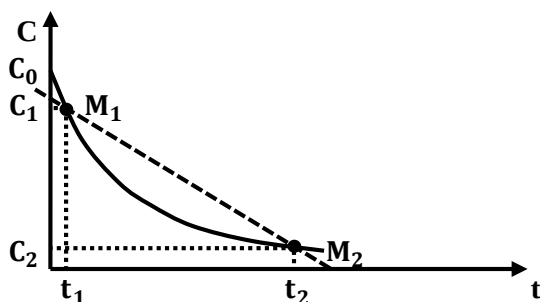


A et **B** sont les réactifs, **D** et **G** sont les produits formés, et α , β , γ et δ sont les coefficients stœchiométriques.

C_{A0} et C_{B0} sont les concentrations initiales des réactifs, C_A et C_B sont les concentration des réactifs à un instant quelconque, et C_D et C_G sont des concentrations des produits formés au même instant.

1. Vitesse moyenne :**a. Vitesse moyenne de disparition d'un réactif :**

On suit l'évolution de la quantité de matière d'un réactif **R** entre deux instants t_1 et t_2 de concentration respective C_1 et C_2 tel que $C_1 > C_2$.

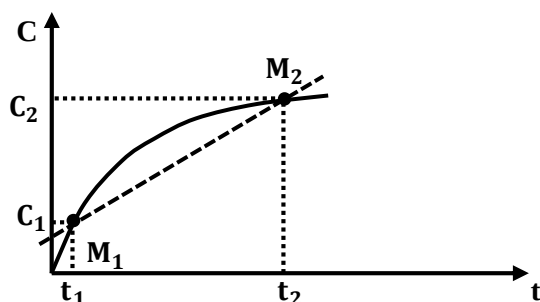


- Par définition, la vitesse moyenne de disparition du réactif **R** est : $V_m = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta C}{\Delta t}$ en mol/l.s.
- Ou en considérant le nombre de mole par unité de volume, alors $C = n$: $V_m = -\frac{n_2 - n_1}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta n}{\Delta t}$ en mol/s.

Cette vitesse est un nombre positif. Elle est numériquement égale à l'opposé du coefficient directeur de la droite passant par les points **M1** et **M2** d'abscisses respectives t_1 et t_2 .

b. Vitesse moyenne de formation d'un produit :

On suit l'évolution de la quantité de matière d'un produit **P** entre deux instants t_1 et t_2 de concentration respectives C_1 et C_2 tel que $C_1 < C_2$.



- Par définition, la vitesse moyenne de formation du produit **P** est : $V_m = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$ en mol/l.s.

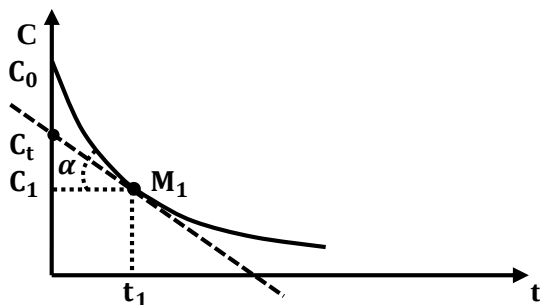
- Ou en considérant le nombre de mole par unité de volume, alors $C = n : V_m = \frac{n_2 - n_1}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta n}{\Delta t}$ en mol/s.

Cette vitesse est un nombre positif. Elle est numériquement égale au coefficient directeur de la droite passant par les points M_1 et M_2 d'abscisses respectives t_1 et t_2 .

2. Vitesse instantanée :

a. Vitesse instantanée de disparition d'un réactif :

On suit l'évolution de la quantité de matière d'un réactif R au cours du temps $C = f(t)$.

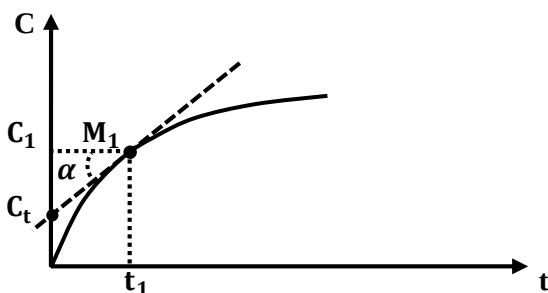


- Par définition, la vitesse instantanée de disparition du réactif R à $t = t_1$ est : $v_i = -\frac{dC}{dt}$ ou $v_i = \tan \alpha = -\frac{C_1 - C_t}{t_1}$
- Ou en considérant le nombre de mole par unité de volume, alors $C = n : v_i = -\frac{dn}{dt}$ ou $v_i = -\tan \alpha = -\frac{n_1 - n_t}{t_1}$

Cette vitesse est un nombre positif. Elle est numériquement égale à l'opposé du coefficient directeur ($\tan \alpha$) de la tangente T à la courbe $C = f(t)$ au point M_1 d'abscisses t_1 .

b. Vitesse moyenne de formation d'un produit :

On suit l'évolution de la quantité de matière d'un produit P au cours du temps $C = f(t)$.



- Par définition, la vitesse instantanée de formation du produit P à $t = t_1$ est : $v_i = \frac{dC}{dt}$ ou $v_i = \tan \alpha = \frac{C_1 - C_t}{t_1}$
- Ou en considérant le nombre de mole par unité de volume, alors $C = n : v_i = \frac{dn}{dt}$ ou $v_i = \tan \alpha = \frac{n_1 - n_t}{t_1}$

Cette vitesse est un nombre positif. Elle est numériquement égale au coefficient directeur ($\tan \alpha$) de la tangente T à la courbe $C = f(t)$ au point M_1 d'abscisses t_1 .

Remarque :

▪ Méthode Chimique de mesure de vitesse :

Il suffit de suivre l'évolution des grandeurs chimiques (concentration, nombre de mole,...) en dosant le corps le plus facile à doser. On fait des prélèvements réguliers dans des intervalles de temps réguliers et on construit le graphe de ces résultats. La vitesse devient le coefficient directeur de la droite tangente aux points d'abscisses données.

▪ **Méthode Physique de mesure de vitesse :**

On suit l'évolution d'une grandeur physique pour déterminer (la pression par exemple). A ce titre, on fait des prélèvements réguliers dans des intervalles de temps réguliers et on construit le graphe des résultats obtenus. La vitesse devient la pente de la tangente à l'instant choisi.

Activité 3 : Les Facteurs Cinétiques

Les expériences montrent que l'augmentation de température augmente la vitesse de la réaction d'estérification ou l'hydrolyse, mais ne modifie pas leur rendement (car la réaction est athermique). Elle permet d'atteindre plus rapidement l'état d'équilibre.

Qu'appelle-t-on facteur cinétique ? Donnez un exemple.

Synthèse 3 :

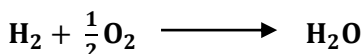
III. Les facteurs cinétiques de réaction chimique :

1. Définition :

Les grandeurs qui peuvent influencer sur la durée donc la vitesse d'une réaction chimique, sont les facteurs cinétiques.

2. Influence de la température :

Elle a une influence importante sur la vitesse de certaines réactions chimiques telle que :

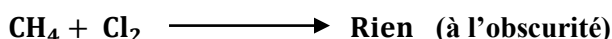


A 0°C pour avoir une mole d'eau il faut environ un million d'année, donc la réaction est très lente. Cependant à 700°C, la réaction est explosive et on obtient une mole d'eau. On peut donc dire que l'augmentation de la température accélère les réactions.

3. Influence des catalyseurs :

Le catalyseur est une substance, qui, introduit en petite quantité dans une réaction chimique fait varier la vitesse de cette réaction et se trouve intact dans les produits.

Exemple :



4. Influence de la concentration :

Elle est le facteur essentiel de la vitesse de la réaction car la vitesse est définie quantitativement par ses variations dans le temps. Ainsi plus la concentration des réactifs est grande plus la probabilité de rencontre par unité de temps est grande.

5. Influence de l'état physique :

Pour qu'une réaction se réalise, il faut que les réactifs viennent en contact les uns des autres. Ainsi les corps solides ayant moins de contact que les corps liquides et ceux-ci ayant moins de contact que les corps gazeux. La réaction sera donc plus rapide lorsque nous avons une phase entièrement gazeuse ou liquide.

Activité 4 : Ordre d'une Réaction

- Définissez la notion de molécularité et en déduire l'ordre d'une réaction chimique.
- Déterminez la loi de variation de la concentration d'une réaction d'ordre 1 et d'ordre 2.
- Définissez le temps de demi-réaction et donner son expression pour une réaction d'ordre 1 et d'ordre 2.

Synthèse 4 :

IV. Ordre d'une réaction :

1. Molécularité :

C'est le nombre total de molécules actives des corps réagissant pouvant produire la réaction chimique.

Soit la réaction : $\mathbf{a} . \mathbf{A} + \mathbf{b} . \mathbf{B} \longrightarrow \mathbf{d} . \mathbf{D} + \mathbf{e} . \mathbf{E}$

Alors la molécularité est : **a + b**

Le bilan molaire est : $\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b} = \frac{n(D)}{d} = \frac{n(E)}{e}$

A savoir :

Si la réaction est homogène et liquide selon la théorie des chocs formulée par Vant'Hoff, la vitesse de cette dernière réaction s'écrit : $V = K[A]^a \cdot [B]^b \Rightarrow V = K C_A^a \cdot C_B^b$ où $[A]^a = C_A^a$ et $[B]^b = C_B^b$ avec K la constante de vitesse.

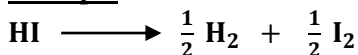
2. Ordre d'une réaction :

a. Réaction d'ordre 1 :

Ce sont des réactions de décompositions moléculaires. Tout se passe comme une seule molécule était mise en jeu.

La réaction est de la forme : **A** $\longrightarrow$ **B** + **D**

Example :



- **Loi de variation de la concentration :**

Soit la réaction suivante : $A \longrightarrow B + D$

A l'instant initial ($t = 0$ s) : $\mathbf{C}_0 \quad \mathbf{0} \quad \mathbf{0}$

A l'instant t ($t \neq 0$) : $C = C_0 - x$ x x

La vitesse de disparition de A est telle que :

$$\begin{cases} V = -\frac{dC}{dt} \\ V = KC \end{cases} \Rightarrow -\frac{dC}{dt} = KC \Rightarrow \frac{dC}{dt} = -KC \quad \text{d'où} \quad \frac{dC}{C} = -Kdt \Rightarrow \int_{C_0}^C \frac{dC}{C} = \int_0^t Kdt \Rightarrow [\ln C]_{C_0}^C = [t]_0^t$$

$$\text{Alors : } \ln C - \ln C_0 = -Kt \Rightarrow \ln \frac{C}{C_0} = -Kt \Rightarrow \frac{C}{C_0} = e^{-Kt} \Rightarrow C = C_0 e^{-Kt}$$

A savoir :

On a : $C = C_0 e^{-Kt} \Rightarrow \frac{1}{C} = \frac{1}{C_0} e^{Kt} \Rightarrow \mathbf{f(t) = \frac{1}{C}}$ est une fonction exponentielle.

- **Temps de demi-réaction :**

C'est le temps nécessaire à la disparition de la moitié du réactif initial. On le note : $T_{1/2}$ et $C = \frac{C_0}{2}$

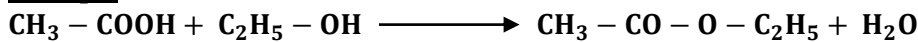
$$A \text{ t} = T_{1/2} \text{ on a } \ln \frac{C}{C_0} = -Kt \Rightarrow \ln \frac{\frac{C_0}{2}}{C_0} = -KT_{1/2} \Rightarrow \ln \frac{1}{2} = -KT_{1/2} \Rightarrow -\ln 2 = -KT_{1/2}$$

Alors : $\mathbf{T}_{1/2} = \frac{\ln 2}{\mathbf{K}}$ (le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration initiale).

b. Réaction d'ordre 2 :

La réaction est de la forme : $\mathbf{A + B \longrightarrow C + D}$

Example :



- **Loi de variation de la concentration :**

Soit la réaction suivante : $A + B \longrightarrow C + D$

A l'instant initial ($t = 0$ s) : $C_0 = C_{A0} = C_{B0}$ 0 0 (réaction équimolaire)

A l'instant t ($t \neq 0$): $C = C_A = C_B = C_0 - x$ x x

La vitesse de disparition de A est telle que :

$$\begin{cases} V = -\frac{dC}{dt} \\ V = KC^2 \end{cases} \Rightarrow -\frac{dC}{dt} = KC^2 \quad \text{d'où} \quad -\frac{dC}{C^2} = K dt \Rightarrow \int_{C_0}^C -\frac{dC}{C^2} = \int_0^t K dt \Rightarrow \left[\frac{1}{C} \right]_{C_0}^C = [t]_0^t \Rightarrow \frac{1}{C} - \frac{1}{C_0} = Kt$$

A savoir :

On a : $\frac{1}{c} - \frac{1}{c_0} = Kt \Rightarrow \frac{1}{c} = \frac{1}{c_0} + Kt \Rightarrow \mathbf{f(t)} = \frac{1}{c}$ est une droite.

- Temps de demi-réaction :

C'est le temps nécessaire à la disparition de la moitié du réactif initial. On le note : $T_{1/2}$ et $C = \frac{C_0}{2}$

On a: $\frac{1}{c} - \frac{1}{c_0} = Kt$, A $t = T_{1/2}$ alors $\frac{1}{\frac{c_0}{2}} - \frac{1}{c_0} = KT_{1/2} \Rightarrow \frac{2}{c_0} - \frac{1}{c_0} = KT_{1/2} \Rightarrow \frac{1}{c_0} = KT_{1/2} \Rightarrow T_{1/2} = \frac{\frac{1}{c_0}}{K}$

Alors : $T_{1/2} = \frac{1}{kC_0}$ (le temps de demi-réaction est proportionnel à la concentration initiale).

A savoir :

Un mélange molaire a pour concentration $C = 1 \text{ mol/l}$ et un mélange déci-molaire a pour concentration $C = 0,1 \text{ mol/l}$

Séquence 8/9**Unité d'apprentissage 2 : Cinétique Chimique****Concept 2 : Catalyse et Mécanisme Réactionnel****Introduction :**

On réalise un mélange gazeux à volumes égaux de dihydrogène et du di-chlore dans trois éprouvettes.

- L'une des éprouvettes est maintenue à l'obscurité : aucune réaction sensible n'est observée.
- La seconde est placée à la lumière diffuse : on observe une réaction lente.
- La troisième est placée à la lumière vive : une réaction quasi-instantanée est observée. Elle se traduit par une violente explosion. Cette dernière montre le rôle des radiations lumineuses dans le déclenchement de cette réaction.

L'équation bilan de cette réaction est : $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{HCl}$

Etudions cette expérience afin de comprendre la catalyse et le mécanisme réactionnel.

Activité 1 : Catalyse

A partir de vos connaissances :

- Définissez un catalyseur.
- Donnez quelques propriétés des catalyseurs.
- Définissez une catalyse.
- Donnez les différents types de catalyses.

Synthèse 1 :**I. Catalyse :****1. Catalyseur :**

Est une substance qui accroît la vitesse de formation d'un corps sans apparaître dans le bilan de la réaction.

2. Propriétés d'un catalyseur :

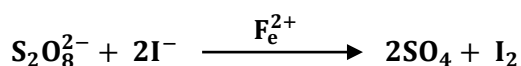
- Un catalyseur ne permet pas de réaliser des réactions théoriquement impossibles. Il permet d'accélérer des réactions qui auraient lieu en absence du catalyseur mais alors avec une vitesse, parfois infiniment lente.
- Un catalyseur ne permet pas de déplacer un équilibre chimique. Il permet de l'atteindre plus rapidement.
- Tout catalyseur d'une réaction l'est aussi pour la réaction inverse.
- Lorsque plusieurs réactions sont possibles à partir des mêmes réactifs, un catalyseur est souvent spécifique : il ne catalyse que l'une d'entre elles.

3. Catalyse :

Est la modification apportée à l'évolution d'une réaction chimique du point de vue de sa vitesse par un catalyseur.

4. Différents types de catalyses :**a. Catalyse homogène :**

Est une catalyse par laquelle le réactif et le catalyseur sont de la même phase.

Exemple :

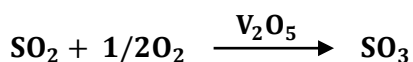
La catalyse par l'ion Fe^{2+} de l'oxydation de I^- au moyen de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ est une catalyse homogène car tous ces ions sont en solution aqueuse : la réaction se déroule au sein d'une même phase.

b. Catalyse hétérogène :

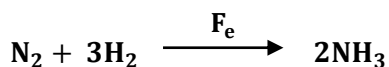
Est une catalyse par laquelle le catalyseur et le réactif sont de phase différente.

Exemple :

Oxydation du dioxyde de soufre en trioxyde de soufre en présence de platine ou d'oxyde de vanadium :



Synthèse de l'ammoniac en présence du fer poreux :



c. Autocatalyse :

Elle est réalisée quand la réaction fabrique son propre catalyseur. Le catalyseur est donc un produit de la réaction.

Activité 2 : Mécanisme Réactionnel

Par la lumière vive, les liaisons chimiques des réactifs Cl_2 et H_2 se sont rompues et les atomes des réactifs se sont réarrangés pour former le produit HCl .

- Définissez le mécanisme d'une réaction.
- Etudiez le mécanisme de cette réaction : formation du chlorure d'hydrogène.
- Interprétez le rôle des radiations lumineuses dans un mécanisme réactionnel.

Synthèse 2 :

II. Mécanisme réactionnel :

1. Définition :

C'est l'ensemble des processus au cours desquels se rompent et se forment les liaisons chimiques.

2. Mécanisme d'une réaction en chaîne : synthèse du chlorure d'hydrogène

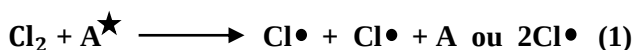
Le mécanisme réactionnel de la réaction de synthèse du chlorure d'hydrogène est une réaction en chaîne.

L'équation bilan de cette réaction est : $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{HCl}$

On voit uniquement les produits et les réactifs, mais cette réaction comporte trois phases (ou réactions élémentaires).

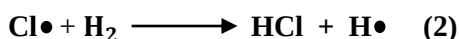
a. Phase d'initiation : création des centres actifs

L'énergie des photons émis par la radiation brise la liaison $\text{Cl} - \text{Cl}$, ce qui donne deux radicaux libres : $\text{Cl}\bullet$



b. Phase de propagation : apparition et disparition alternées des centres actifs.

Le choc entre un radical libre $\text{Cl}\bullet$ et H_2 donne :



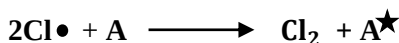
De nouveau le radical $\text{H}\bullet$ réagit selon le même processus avec la molécule de Cl_2 :

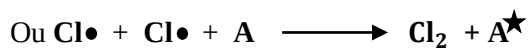


Les équations (2) et (3) se répètent plusieurs fois, et à chaque répétition il se forme une molécule HCl .

c. Phase de rupture : formation des molécules neutres

Au bout de la réaction, les deux radicaux $\text{Cl}\bullet$ peuvent se recombiner tout en libérant une certaine énergie que reçoit une espèce chimique étrangère.





A absorbe l'énergie au cours du choc entre les deux atomes, ce qui permet de stabiliser la molécule de di-chlorure formé.

d. Rôle de la lumière :

La lumière est constituée de radiations électromagnétiques. A une radiation de fréquence ν correspondent des photons qui sont susceptibles de céder une énergie $E = h\nu$ avec $h = 6,62.10^{-34}\text{J}\cdot\text{s}$ est la constante de Planck.

Cette énergie permet de rompre les liaisons qui lient les atomes. Tel est le cas dans la molécule du di-chlore Cl_2 .

Séquence 9/10**Unité d'apprentissage 3 : Equilibre Chimique****Introduction :**

Dans des ampoules scellées, on effectue un mélange équimolaire d'acide acétique et d'alcool éthylique, maintenu à température constante T. A des intervalles de temps réguliers, on fait des prélèvements réguliers de faibles quantités de mélange et on dose la substance chimique la plus facile à doser.

Suivant ainsi l'évolution de la réaction, on aboutit aux conditions suivantes :

- La température du mélange reste constante, la réaction s'effectue ni absorption ni dégagement de chaleur.
- La composition des prélèvements varie avec le temps, cela prouve que l'acide et l'alcool ne disparaissent pas instantanément.
- A partir d'un moment, on constate que la quantité de l'acide demeure constante environ 1/3 de la quantité initiale donc 2/3 de l'ester formé. Cependant ni l'acide, ni l'alcool ne disparaissent totalement. Ainsi on obtient un état où coexistent l'acide, l'alcool, l'ester et l'eau.

Etudions cette réaction et ses homologues afin de caractériser l'équilibre chimique.

Activité 1 : Estérification

En se servant de l'expérience ci-dessus, définir puis donner les propriétés et la limite de la réaction d'estérification.

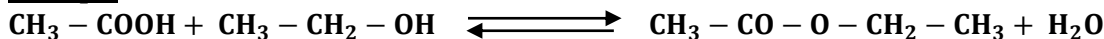
L'expérience reprise :

- Avec une température T' plus grande que T, la réaction est plus rapide que la précédente.
- En présence d'ion H^+ , la réaction est plus rapide que la précédente.
- Avec un alcool secondaire, la réaction est lente que la précédente.
- En excès d'un des réactifs, la réaction est plus rapide que la précédente.

Quels sont les facteurs influant sur la réaction d'estérification ?

Synthèse 1 :**I. Estérification :****1. Définition :**

La réaction d'estérification est la réaction de synthèse d'un ester à partir d'un acide carboxylique et d'un alcool.

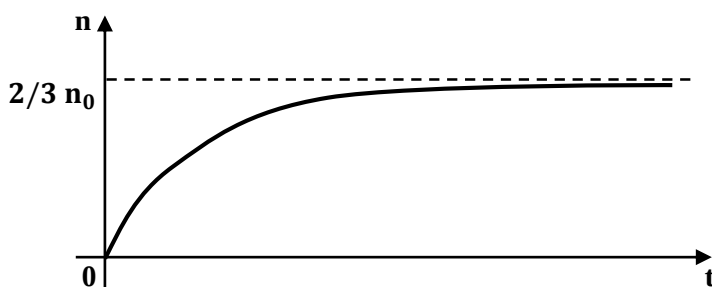
Exemple :**2. Propriétés :**

La réaction d'estérification est : athermique, lente, limitée et réversible.

3. Limite d'estérification :

Quand la réaction n'évolue plus, on dit qu'elle a atteint la limite, caractérisée par le nombre de mole d'ester formé (les 2/3 du nombre de mole initiale des réactifs, c'est-à-dire à la limite $n(\text{ester}) = 2/3 n_0$ où n_0 est le nombre de mole initiale des réactifs).

La variation de la quantité d'ester formé est représentée ci-dessous.



4. Influence des facteurs sur la réaction d'estérification :

a. Influence de la température :

Une élévation de la température permet d'accélérer la réaction sans que la limite de cette réaction ne soit déplacée.

b. Influence d'un catalyseur :

La présence d'un catalyseur tel que H^+ permet d'obtenir plus rapidement l'état d'équilibre, mais ne modifie pas la limite.

c. Influence de la nature des réactifs :

Les expériences montrent que la vitesse obtenue avec un alcool tertiaire est inférieure à celle obtenue avec un alcool secondaire qui est inférieure à celle obtenue avec un alcool primaire.

Pour les acides organiques et pour les alcools, l'estérification est d'autant plus rapide que la chaîne carbonée est plus courte et plus simple. Donc la vitesse dépend de la nature des réactifs.

d. Influence de la concentration initiale :

C'est le facteur essentiel de la vitesse, ainsi l'excès d'un corps réagissant augmente la vitesse de réaction.

Activité 2 : Hydrolyse

La réaction inverse de l'expérience précédente, est appelée l'hydrolyse. Définir l'hydrolyse puis donner les propriétés, la limite et les catalyseurs influant sur l'hydrolyse.

Synthèse 2 :

II. Hydrolyse :

1. Définition :

D'une manière générale, l'hydrolyse est la réaction d'un corps avec de l'eau. L'hydrolyse est donc la réaction inverse de la réaction d'estérification.

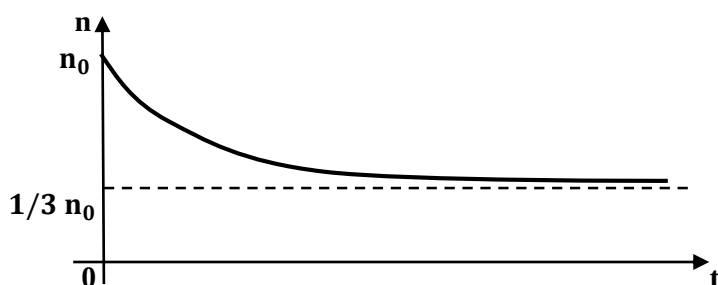
2. Propriétés :

Elle a les mêmes propriétés que l'estérification, c'est-à-dire qu'elle est : athermique, lente, limitée et réversible.

3. Limite d'hydrolyse :

La limite, caractérisée par le nombre de mole d'ester restant ($1/3$ du nombre de mole initiale de l'ester, c'est-à-dire à la limite $n(\text{ester}) = 1/3 n_0$ où n_0 est le nombre de mole initiale de l'ester ou $2/3 n_0$ de l'acide formé).

La variation de la quantité d'ester restant est représentée ci-dessous.



4. Influence des facteurs sur la réaction d'hydrolyse :

L'hydrolyse et l'estérification sont deux réactions simultanées, s'effectuant à des vitesses égales. On dit qu'elles constituent un équilibre chimique.

Les facteurs influant sur une réaction d'hydrolyse sont : la température, le catalyseur, la concentration et la nature des réactifs.

Activité 3 : Notion d'Equilibre Chimique

En se servant des propriétés des réactions étudiées :

- Différencier une réaction complète d'une réaction limitée.
- Définir la notion de réaction inverse.
- Définir l'état d'équilibre d'un système chimique.

Synthèse 3 :

III. Notion d'équilibre chimique :

1. Réactions complètes :

Certaines réactions qu'elles soient lentes ou rapides se poursuivent jusqu'à la disparition totale d'une d'au moins des substances réagissantes. Dans ce cas elle s'arrête lorsque la quantité du réactif limitant devient nulle : ces réactions sont dites complètes.

2. Réactions limitées :

Contrairement aux précédentes, certaines réactions s'arrêtent lorsqu'une partie seulement des réactifs a été transformée. Dans ce cas elle s'arrête avant que la quantité de réactif limitant devienne nulle : elles sont dites limitées.

Exemple : Estérification et hydrolyse

3. Equilibres chimiques :

L'état d'équilibre d'un système chimique est un état d'équilibre dynamique dans lequel deux réactions inverses l'une de l'autre se produisent simultanément dont les produits et les réactifs coexistent dans des proportions constantes.

4. Equilibres métastables :

C'est un équilibre qui n'est pas stable, mais, dont la vitesse de transformation est tellement lente qu'il a l'apparence de la stabilité.

5. Equilibre réversible :

Lorsque les produits peuvent redonner naissance aux réactifs et vice-versa, l'équilibre est dit réversible : cas de l'estérification et de l'hydrolyse.

- **L'équilibre homogène** : si tous les produits de la réaction sont dans la même phase.
- **L'équilibre hétérogène** : dans le cas contraire.

Activité 4 : Lois Qualitative (ou Lois de déplacement)

Les expériences montrent que toute action modifiant un état d'équilibre, permet au système de réagir spontanément de façon à s'opposer à cette action.

Enoncer les différentes lois de déplacement d'un équilibre chimique relatives aux facteurs d'équilibre : Loi de Vant'Hoff et loi de Le Chatelier.

Synthèse 4 :

IV. Lois qualitatives : Lois de déplacement

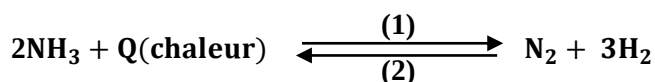
1. Généralité :

Toute modification d'un facteur de l'équilibre chimique réversible détermine une révolution du système qui, tend à compenser cette modification.

2. Influence de température : Loi de Vant'Hoff

Dans un système en équilibre chimique à pression constante, une élévation de température favorise la réaction qui s'oppose à cette élévation et inversement. C'est-à-dire une augmentation de température favorise les réactions endothermiques, ainsi une diminution de température favorise les réactions exothermiques.

Exemple :



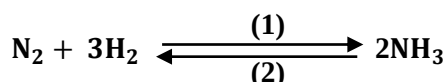
Une augmentation de température provoque un déplacement de cet équilibre dans le sens (1) qui est endothermique.

A savoir : la température n'a pas d'influence sur l'équilibre des réactions athermiques.

3. Influence de pression : Loi de Le Chatelier

A température constante, une augmentation de pression d'un système en équilibre entraîne la transformation qui correspond à une diminution de volume réactionnel (ou nombre de mole gazeuse) et inversement.

Exemple :



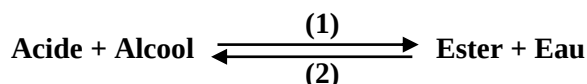
Une augmentation de pression provoque un déplacement de cet équilibre dans le sens (1) dont le volume diminue.

A savoir : la variation de pression ne concerne que les systèmes gazeux.

4. Influence de concentration :

A température et pression constantes, un accroissement de concentration de l'un des constituants d'un système chimique en équilibre, déplace cet équilibre dans le sens qui correspond à une diminution de cette concentration et inversement.

Exemple :



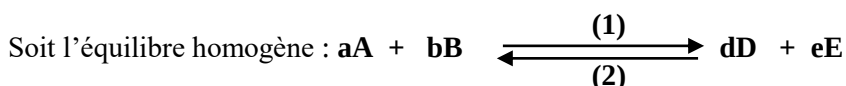
Une augmentation de concentration de l'acide ou l'alcool, favorise la réaction d'estérification.

Activité 5 : Lois Quantitative (lois d'action des masses)

- Ecrire l'expression de la vitesse d'après Vant'hoff, d'un système homogène en équilibre puis déterminer le rapport des constantes de vitesses.
- Quel serait ce rapport en fonction des pressions des corps si ledit système était gazeux.

Synthèse 5 :

V. Lois quantitatives : Lois d'action des masses



1. La constante d'équilibre relative aux concentrations :

La vitesse dans le sens (1) est : $V_1 = K_1[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b = K_1 C_A^a \cdot C_B^b$

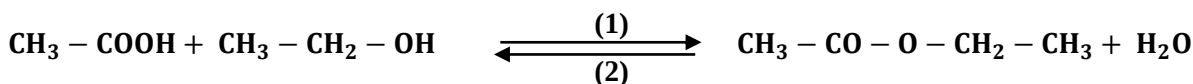
La vitesse dans le sens (2) est : $V_2 = K_2[\text{D}]^d \cdot [\text{E}]^e = K_2 C_D^d \cdot C_E^e$

$$\text{A l'équilibre : } V_1 = V_2 \Rightarrow K_1 C_A^a \cdot C_B^b = K_2 C_D^d \cdot C_E^e \Rightarrow K_C = \frac{K_1}{K_2} = \frac{C_D^d \cdot C_E^e}{C_A^a \cdot C_B^b} \Rightarrow K_C = \frac{C_D^d \cdot C_E^e}{C_A^a \cdot C_B^b}$$

K_C est la constante d'équilibre relative aux concentrations molaires.

- La constante d'équilibre dépend de la température en générale.
- Si elle est supérieure à un les produits sont favorisés dans le sens (1) et inversement.

Exemple :



A t = 0s	1 mol	1 mol	0	0
A t ≠ 0s	1 - x	1 - x	x	x
A l'équilibre	1/3	1/3	2/3	2/3

La constante d'équilibre est $K_C = \frac{[\text{ester}][\text{eau}]}{[\text{acide}][\text{alcool}]} = \frac{\frac{2/3}{V} \cdot \frac{2/3}{V}}{\frac{1/3}{V} \cdot \frac{1/3}{V}} = \frac{4/9}{1/9} = 4$

2. La constante d'équilibre relative aux pressions :

Soit une phase gazeuse homogène :

$$K_C = \frac{C_D^d \cdot C_E^e}{C_A^a \cdot C_B^b} \quad \text{on sait que: } PV = nRT \Rightarrow P = \frac{n}{V}RT \text{ et } C = \frac{n}{V} \Rightarrow P = CRT \Rightarrow C = \frac{P}{RT}$$

$$\text{D'où : } C_D = \frac{P_D}{RT}, C_E = \frac{P_E}{RT}, C_A = \frac{P_A}{RT} \text{ et } C_B = \frac{P_B}{RT} \Rightarrow K_C = \frac{\left(\frac{P_D}{RT}\right)^d \left(\frac{P_E}{RT}\right)^e}{\left(\frac{P_A}{RT}\right)^a \left(\frac{P_B}{RT}\right)^b} = \frac{(P_D)^d (P_E)^e}{(P_A)^a (P_B)^b} \cdot RT^{(a+b-d-e)}$$

La grandeur : $K_P = \frac{(P_D)^d (P_E)^e}{(P_A)^a (P_B)^b}$ est la constante d'équilibre relative aux pressions partielles.

Donc $K_C = K_P \cdot RT^{-\Delta n}$ avec $\Delta n = d + e - a - b$ et $\Delta n = -(a + b - d - e)$

A savoir : cette formule ne s'applique qu'aux corps gazeux

Remarque :

- Relation entre pression totale, pressions partielles et nombre de moles.

$$n_t = \sum n_i \text{ et } P_t = \sum P_i \text{ on sait que : } P_t = \frac{n_t}{V}RT \text{ et } P_i = \frac{n_i}{V}RT \Rightarrow \frac{P_t}{P_i} = \frac{n_t}{n_i} \Rightarrow P_i = \frac{n_i}{n_t} P_t$$

Le rapport $\frac{n_i}{n_t}$ est la fraction molaire du constituant i.

- Le coefficient dissociation est le rapport du nombre de moles dissociées sur le nombre de moles à l'état initial.

Exemple 1 :

Soit l'équilibre : $A \rightleftharpoons B + D$

$$A \text{ t } = 0 \quad n_0 \quad 0 \quad 0$$

$$A \text{ l'équilibre} \quad n_0 - x \quad x \quad x$$

Alors le coefficient dissociation est : $\alpha = \frac{x}{n_0} \Rightarrow x = n_0 \alpha$ et $n_0 - x = n_0 - n_0 \alpha = n_0(1 - \alpha)$

Le nombre total de mole est : $n_t = n_0 - x + x + x = n_0 + x = n_0 + n_0 \alpha \Rightarrow n_t = n_0(1 + \alpha)$

Les pressions partielles : $P_A = \frac{n_0(1-\alpha)}{n_0(1+\alpha)} P_t = \frac{(1-\alpha)}{(1+\alpha)} P_t$ et $P_B = P_D = \frac{n_0 \alpha}{n_0(1+\alpha)} P_t = \frac{\alpha}{(1+\alpha)} P_t$

La constante d'équilibre relative aux pressions est : $k_P = \frac{P_B \times P_D}{P_A} = \frac{P_B \times P_D}{P_A} = \frac{\alpha}{(1+\alpha)} P_t \times \frac{\alpha}{(1+\alpha)} P_t \times \frac{(1+\alpha)}{(1-\alpha)P_t} \Rightarrow k_P = \frac{\alpha^2 P_t}{1-\alpha^2}$

Exemple 2 :

Ou soit l'équilibre : $aA \rightleftharpoons B + D$

A t = 0 n_0 0 0

A l'équilibre $n_0 - ax$ x x

Alors le coefficient dissociation est : $\alpha = \frac{ax}{n_0} \Rightarrow x = \frac{n_0 \alpha}{a}$

Activité 6 : Variance d'un Système en Equilibre

Comment déterminer le nombre de facteurs indépendants pour déterminer l'état d'équilibre d'un système ?

Synthèse 6 :

VI. La variance d'un système :

1. Définition de la variance :

La variance d'un système en équilibre est le nombre de facteurs indépendants qu'il faut connaître pour déterminer l'état d'équilibre du système.

2. Phase :

La phase est toute partie homogène de substance d'un système.

- Plusieurs liquide miscibles constituent une phase ;
- Plusieurs gaz constituent une phase ;
- Chaque solide constitue une phase.

3. Expression de la variance : Règle de Gibbs

La variance d'un système est donnée par l'expression : $V = C + F - \varphi$

$C = N - 1$: c'est le nombre de constituants indépendants permettant de réaliser un état d'équilibre donné.

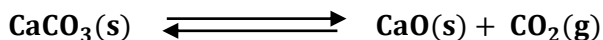
N : est le nombre de constituants du système.

φ : est le nombre de phase.

F : correspond à la température et à la pression (si les deux ne sont pas fixées $F = 2$, si l'une est fixée $F = 1$, si les deux sont fixées $F = 0$).

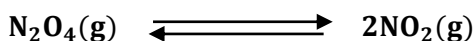
- Si $V = 1$, le système est uni-variant ;
- Si $V = 2$, le système est di-variant ;
- Si $V = 3$, le système est tri-variant ;
- Si $V = 0$, le système est invariant et il est impossible de déplacer l'équilibre.

Exemple :



$$V = C + F - \varphi$$

$$C = 3 - 1 = 2 \quad \text{et} \quad \varphi = 3 \quad \Rightarrow V = 2 + 2 - 3 \Rightarrow V = 1 \quad \text{système uni - variant}$$



$$V = C + F - \varphi$$

$$C = 2 - 1 = 1 \quad \text{et} \quad \varphi = 1 \quad \Rightarrow V = 1 + 2 - 1 \Rightarrow V = 2 \quad \text{système di - variant}$$

Séquence 10/11

Unité d'apprentissage 4 : Acide et Base en Solution Aqueuse

Concept 1 : Couples Acide/Base

Introduction :

Parmi les nombreuses expériences auxquelles l'eau a été soumise, on peut citer les expériences électriques qui ont prouvé que l'eau pure conduit légèrement le courant électrique.

Ainsi on appelle l'électrolyte, toute substance, qui, dissoute dans l'eau, donne naissance à des ions et qui permet à cette solution de pouvoir conduire le courant électrique.

Étudions l'électrolyte de la solution aqueuse de HCl et de NaOH afin de caractériser le couple acide/base.

Pré-évaluation : Définitions

Définir : Dissolution, solution, solution aqueuse, solution diluée, concentration massique, concentration molaire.

Rappels :

- **Dissolution** : La dissolution est une opération qui consiste à dissoudre un corps dans une substance liquide. Le produit obtenu par dissolution est appelé solution.
- **Solution** : Une solution est un mélange liquide homogène de deux ou plusieurs substances.

Exemples : sucre dissout dans l'eau, sel dissout dans l'eau, acide chlorhydrique dissout dans l'eau.

- **Solvant** : Le solvant est un liquide pur dans lequel on dissout un corps en vue de préparer une solution.

Exemples : L'eau, l'alcool, l'éther, etc.

- **Soluté** : Le soluté est tout corps solide, liquide ou gazeux qu'on dissout dans un liquide pour obtenir une solution.
- **Solution aqueuse** : Une solution aqueuse est une solution dont le solvant est l'eau.
- **Solution diluée ou étendue** : C'est une solution dans laquelle la masse du soluté est négligeable devant la masse du solvant.
Diluer une solution c'est diminuer la concentration des espèces chimiques qu'elle contient en lui ajoutant soit de l'eau pure ou soit une autre solution. Ainsi la quantité de matière du soluté ne varie pas : $n_f = n_i \Rightarrow C_f \cdot V_f = C_i \cdot V_i$
- **Concentration massique volumique** : La concentration massique volumique d'une solution est le rapport de la masse du soluté par le volume de la solution. Elle s'exprime en gramme par litre (**g/l** ou **g.l⁻¹**).

$$c = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

- **Concentration molaire volumique** : La concentration molaire volumique d'une solution est le rapport du nombre de moles du soluté par le volume de la solution. Elle s'exprime en mol par litre (**mol/l** ou **mol.l⁻¹**).

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

Remarque :

La concentration massique volumique et la concentration molaire volumique sont liées par : $C_{(\text{mol/l})} = \frac{c_{(\text{g/l})}}{M}$ où M est la masse molaire du soluté.

Activité 1 : Ionisation de l'Eau Pure

L'eau pure conduit faiblement le courant électrique, c'est-à-dire l'eau pure contient des porteurs de charge (des ions) en faible quantité. Ces ions proviennent nécessairement de l'ionisation de molécules d'eau.

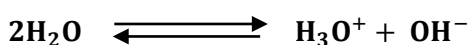
- Ecrire l'équation bilan de la réaction d'ionisation de molécules d'eau. Cette réaction est-elle limitée ?
- Etablir une relation entre les concentrations des ions issus de cette ionisation, sachant qu'elles sont inversement proportionnelles.
- Donner l'expression du pH puis donner la nature (acide ou base) d'une solution aqueuse en fonction de son pH.

Synthèse 1 :

I. Ionisation de l'eau pure :

1. Autoprotolyse de l'eau :

L'autoprotolyse de l'eau est une réaction au cours de laquelle il y a transfert de proton entre deux molécules d'eau, donc c'est une réaction d'ionisation partielle de molécules d'eau.



Cette réaction d'ionisation partielle est limitée, à 25°C $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$.

2. Produit ionique de l'eau :

L'équation de l'autoprotolyse de l'eau est caractérisée par une constante (K_e) appelée produit ionique de l'eau telle que : $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-]$

Elle est sans unité et dépend de la température. Ainsi on définit : $\text{p}K_e = -\log K_e \Rightarrow K_e = 10^{-\text{p}K_e}$.

A 25°C $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-7}.10^{-7} \Rightarrow K_e = 10^{-14}$

3. Potentiel d'hydrogène :

a. Définition :

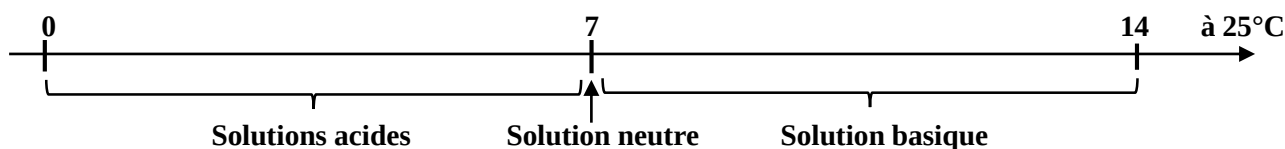
Le potentiel d'hydrogène (pH) d'une solution aqueuse est l'opposé du logarithme décimal de sa concentration en ion hydronium (H_3O^+).

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ valable pour : } 10^{-13} \text{ mol/l} < [\text{H}_3\text{O}^+] \leq 10^{-1} \text{ mol/l}$$

b. Classification :

La connaissance de pH permet de dire si une solution est neutre, acide ou basique :

- Si $\text{pH} = 7$ alors la solution est neutre : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
- Si $\text{pH} < 7$ alors la solution est acide : $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
- Si $\text{pH} > 7$ alors la solution est basique : $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$



c. Mesure de potentiel d'hydrogène :

- **Le pH-mètre :** C'est un appareil électronique à affichage numérique. Lorsqu'on plonge, les deux électrodes de l'appareil dans la solution à étudier, le pH s'affiche sur l'écran.

- **Le papier pH** : C'est un mélange d'indicateurs colorés. Il est sous forme de ruban et prend une coloration donnée dans une solution donnée. La détermination du pH se fait par comparaison de cette coloration à celles de l'échelle inscrite sur la boîte du ruban.
- **Exemple d'indicateurs colorés** :

Indicateur colorés	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	Rouge	3,1-4,4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	3,0-4,6	Bleu
Rouge de méthyle	Rouge	4,2-6,2	Jaune
Phénolphtaleine	Incolore	8,2-10,0	Rose

Activité 2 : Solution Aqueuse de Chlorure d'Hydrogène

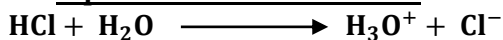
Soit une solution aqueuse de HCl de concentration C_a et de pH donné.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction.
- Faire l'inventaire des espèces chimiques en solution.
- Déterminer la concentration de chaque espèce (ion ou molécule) présentant dans la solution.

Synthèse 2 :

II. Solution aqueuse de chlorure d'hydrogène :

1. Equation bilan de la réaction :



Cette réaction est totale et elle produit une molécule H_3O^+ donc le chlorure d'hydrogène HCl est un monoacide fort.

2. Inventaire des espèces chimiques en solution :

La solution contient : H_3O^+ (d'ionisation du HCl et de l'autoprotolyse de l'eau), Cl^- (d'ionisation du HCl), OH^- (de l'autoprotolyse de l'eau).

3. Calculs des concentrations :

a. Utilisation du pH :

Soit C_a la concentration initiale de HCl, d'après la relation stœchiométrique : $[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = C_a$

On sait que : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log C_a$

b. Utilisation du produit ionique :

On sait que : $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-\text{p}K_e}}{10^{-\text{pH}}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{(-\text{p}K_e + \text{pH})} \text{ mol/l}$

c. Utilisation de l'électro-neutralité :

La solution étant électriquement neutre, le nombre de charge positive doit être égal au nombre de charge négative ou encore la somme des molarités des cations est égale à la somme des molarités des anions, chaque molarité étant multipliée par le nombre de charge élémentaire portée par l'ion.

Soit une solution aqueuse contenant en plus des ions H_3O^+ et OH^- , des anions A^{n-} et des cations B^{m+} , la relation de l'électro-neutralité s'écrit : $[\text{H}_3\text{O}^+] + m[\text{B}^{m+}] = [\text{OH}^-] + n[\text{A}^{n-}]$

Ainsi : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{Cl}^-]$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{Cl}^-] = 0$ alors $[\text{OH}^-]$ est négligeable, donc OH^- est l'espèce ultra-minoritaire et H_3O^+ est l'espèce ultra-majoritaire.

d. Utilisation de la conservation de la matière :

Pour toute solution aqueuse, la concentration initiale du soluté est égale à la somme de sa concentration ionisée et de sa concentration restante (non dissociée).

$$\text{Ainsi : } [\text{HCl}]_{\text{init}} = [\text{HCl}]_{\text{ionis}} + [\text{HCl}]_{\text{rest}} \Rightarrow [\text{HCl}]_{\text{rest}} = [\text{HCl}]_{\text{init}} - [\text{HCl}]_{\text{ionis}} = [\text{HCl}] - [\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{HCl}]_{\text{rest}} = 0$$

Remarque :

Il existe aussi des diacides forts tel que : $\text{H}_2\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ elle produit deux H_3O^+

Soit C_a la concentration initiale de H_2O_4 , d'après la relation stœchiométrique :

$$[\text{H}_2\text{O}_4] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{2} = [\text{SO}_4^{2-}] = C_a \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 2C_a, \text{ on sait que : } \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log(2C_a)$$

A savoir : Si on dilue (n) fois un monoacide fort de $\text{pH} = \text{pH}_1$, son pH devient $\text{pH}_2 = \text{pH}_1 + \log n$.

Activité 3 : Solution Aqueuse d'Hydroxyde de Sodium

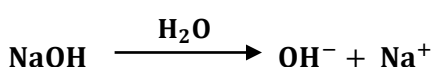
Soit une solution aqueuse de NaOH de concentration C_a et pH donné.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction.
- Faire l'inventaire des espèces chimiques en solution.
- Déterminer la concentration de chaque espèce (ion ou molécule) présent dans la solution.

Synthèse 3 :

VII. Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium :

1. Equation bilan de la réaction :



Cette réaction est totale et elle produit une molécule OH^- donc l'hydroxyde de sodium NaOH est une monobase forte.

2. Inventaire des espèces chimiques en solution :

La solution contient : OH^- (d'ionisation du NaOH et de l'autoprotolyse de l'eau), Na^+ (d'ionisation du NaOH), H_3O^+ (de l'autoprotolyse de l'eau).

3. Calculs des concentrations :

a. Utilisation du pH :

On sait que : $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/l}$

b. Utilisation du produit ionique :

Soit C_b la concentration initiale de NaOH, d'après la relation stœchiométrique : $[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] = C_b$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{C_b} \text{ mol/l}$$

$$\text{On sait que } \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{C_b} \Rightarrow \text{pH} = -\log \frac{K_e}{C_b} = -\log K_e + \log C_b \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_e + \log C_b$$

c. Utilisation de l'électro-neutralité :

On a : $[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] - [\text{Na}^+]$ et $[\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] \Rightarrow [\text{OH}^-] - [\text{Na}^+] = 0$ alors $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est négligeable, donc H_3O^+ est l'espèce ultra-minoritaire et OH^- est l'espèce ultra-majoritaire.

d. Utilisation de la conservation de la matière :

On a : $[\text{NaOH}]_{\text{init}} = [\text{NaOH}]_{\text{ionis}} + [\text{NaOH}]_{\text{rest}} \Rightarrow [\text{NaOH}]_{\text{rest}} = [\text{NaOH}]_{\text{init}} - [\text{NaOH}]_{\text{ionis}}$

Alors : $[\text{NaOH}]_{\text{rest}} = [\text{NaOH}] - [\text{Na}^+] \Rightarrow [\text{NaOH}]_{\text{rest}} = 0$

Remarque :

Il existe aussi des di-bases fortes telle que : $\text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$ elle produit deux molécules OH^-
Soit C_b la concentration initiale de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, d'après la relation stœchiométrique :

$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{[\text{OH}^-]}{2} = [\text{Ca}^{2+}] = C_b \Rightarrow [\text{OH}^-] = 2C_b$$

On sait que : $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]} \Rightarrow \text{pH} = -\log \frac{K_e}{[\text{OH}^-]} \Rightarrow \text{pH} = 14 + \log(2C_b)$

A savoir : Si on dilue (n) fois une monobase forte de $\text{pH} = \text{pH}_1$, son pH dévient $\text{pH}_2 = \text{pH}_1 - \log n$.

Activité 4 : Couple Acide Base

A partir de la réaction d'ionisation de l'acide acétique : $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ et de l'ammoniac : NH_3

- Définir : acide, base, acide faible, base faible, couple acide/base.
- Donner l'expression de la constante d'acidité.
- Comparer deux couples acide/base en fonction de la constante d'acidité.
- Définir la zone de prédominance de la forme acide ou de la forme basique d'un couple acide/base.

Synthèse 4 :

VIII. Couple acide/base :

1. Définition : acide et base :

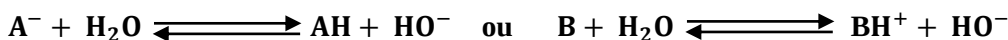
- Un acide est une molécule ou un ion susceptible de céder un ou plusieurs protons H^+
- Une base est une molécule ou un ion susceptible de capter un ou plusieurs protons H^+

2. Définition : acide faible et base faible :

- Une substance (AH ou BH^+) qui dans l'eau produit les ions H_3O^+ suivant une réaction limitée et réversible est un acide faible :

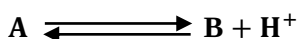


- Une substance (A^- ou B) qui dans l'eau produit les ions HO^- suivant une réaction limitée et réversible est une base faible :



3. Couple acide/base :

A tout acide (A) est associée une base (B) selon la réaction :



Le couple A/B est appelé couple acide/base. A est l'acide et B est la base conjuguée.

4. Constante d'acidité :

Soit la réaction : $\text{Acide} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Base} + \text{H}_3\text{O}^+$

A tout couple acide/base est associé dans l'eau un équilibre chimique caractérisé par une constante K_a appelée constante d'acidité du couple acide/base.

$$K_a = \frac{[\text{base}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{acide}]}$$

K_a est sans dimension et ne dépend que de la température.

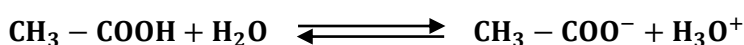
On appelle pK_a l'opposé de logarithme décimal de la constante d'acidité K_a : $pK_a = -\log K_a \Rightarrow K_a = 10^{-pK_a}$

$$\text{Alors : } pK_a = -\log \frac{[\text{base}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{acide}]} = -\log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} - \log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow pK_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$$

$$\text{D'où } \text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$$

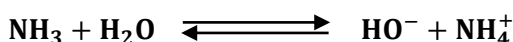
Exemple de quelques couples acide/base :

- Acide faible : Acide acétique



On a le couple : $\text{CH}_3 - \text{COOH} / \text{CH}_3 - \text{COO}^-$ et $\text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]}$

- Base faible : Ammoniac



On a le couple : $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ et $\text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$

5. Comparaison des couples acide/base :

Soient A_1/B_1 et A_2/B_2 deux couples acide/base de constante d'acidité respectives K_{a1} et K_{a2} :

- Si $K_{a1} > K_{a2} \Rightarrow pK_{a1} < pK_{a2}$, l'acide A_1 est dit plus fort que l'acide A_2 , par contre la base B_1 est dite plus faible que la base B_2 .
- Si $K_{a1} < K_{a2} \Rightarrow pK_{a1} > pK_{a2}$, l'acide A_1 est dit plus faible que l'acide A_2 , par contre la base B_1 est dite plus forte que la base B_2 .

6. Zone de prédominance des formes acide et base :

La zone de prédominance de la forme acide ou de la forme basique d'un couple acide/base en solution varie en fonction du pH du milieu.

On a : $\text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$

- Si $\text{pH} = pK_a \Rightarrow [\text{acide}] = [\text{base}]$ alors ni l'acide, ni la base ne prédomine.
- Si $\text{pH} < pK_a \Rightarrow [\text{acide}] > [\text{base}]$ alors la forme acide prédomine.
- Si $\text{pH} > pK_a \Rightarrow [\text{acide}] < [\text{base}]$ alors la forme basique prédomine.

Séquence 11/12**Unité d'apprentissage 4 : Acide et Base en Solution Aqueuse****Concept 2 : Réactions Acido-basiques****Introduction :**

Plaçons une solution d'acide chlorhydrique de concentration C_a dans un Bécher et ajoutons quelques gouttes d'un indicateur coloré approprié tel que le bleu de bromothymol par exemple.

Mettons une solution de NaOH de concentration C_b dans une Burette. Puis versons par petites quantités V_b de cette solution dans la solution d'acide chlorhydrique et agitions le mélange obtenu en relevant le pH après chaque ajout.

Arrêtons l'opération lorsque nous constatons le changement de couleur de l'indicateur coloré : Nous sommes à l'équivalence acido-basique.

A partir de cette expérience, étudions la variation du pH d'une solution acide en dosage basique.

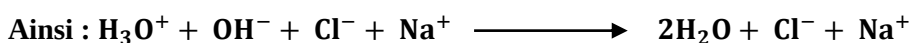
Activité 1 : Réaction entre un Acide Fort et une Base Forte

En considérant l'expérience ci-dessus :

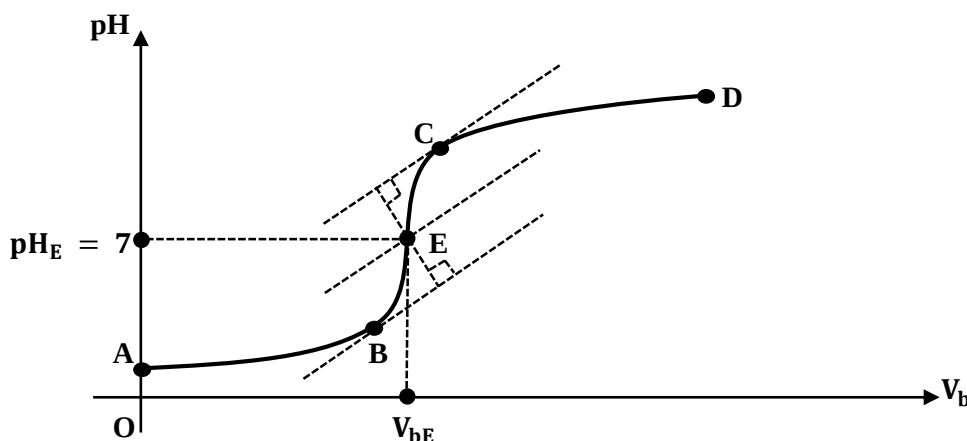
- Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner son caractère.
- Tracer la courbe de pH en fonction du volume V_b de NaOH ajouté.
- Donner les propriétés du mélange à l'équivalence (changement de couleur de l'indicateur coloré).
- Donner l'expression du pH puis donner la nature (acide ou base) d'une solution aqueuse en fonction de son pH.

Synthèse 1 :**I. Réaction entre un acide fort et une base forte :****1. Caractère de la réaction :**

La réaction entre un acide fort quelconque et une base forte quelconque est une réaction totale et exothermique se déroulant entre les ions H_3O^+ et OH^- :

**2. Variation du pH d'une solution de HCl en fonction du volume de la solution de NaOH versé :****a. Allure de la courbe :**

La courbe du pH en fonction du volume V_b est la suivante :



La courbe représentant le pH comporte trois parties :

La partie AB : la courbe est presque rectiligne et le pH varie peu lors de l'addition de base.

La partie BC : Nous observons un saut de pH et la courbe change de concavité (présence du point d'inflexion E).

La partie CD : Le pH varie ensuite faiblement, la courbe tend vers une asymptote horizontale.

b. Propriétés du mélange à l'équivalence :

La courbe admet un point particulier E (point d'inflexion) appelé point d'équivalence déterminé par la méthode des tangentes parallèles.

- A l'équivalence E, le nombre de moles de base OH^- versé est égal au nombre de moles d'acide H_3O^+ initial :

$$n(\text{OH}^-)_{\text{versé}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initial}} \Rightarrow C_b V_{bE} = C_a V_a$$

- A l'équivalence E, le $\text{pH}_E = 7$ à 25°C alors $[\text{H}_3\text{O}^+]_E = [\text{OH}^-]_E$ et les ions spectateurs sont :

$$[\text{Cl}^-] = [\text{Na}^+] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}} = \frac{C_b V_{bE}}{V_a + V_{bE}}$$

3. Nature du mélange acide fort et base forte :

Soit $n_a = C_a V_a$ la quantité de matière apportée par la solution acide et $n_b = C_b V_b$ celle apportée par la solution basique :

- Si $n_a > n_b$ alors le mélange obtenu est acide : $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_a - n_b}{V_a + V_b} = \frac{C_a V_a - C_b V_b}{V_a + V_b}$ et $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$
- Si $n_b > n_a$ alors le mélange obtenu est basique : $[\text{OH}^-] = \frac{n_b - n_a}{V_a + V_b} = \frac{C_b V_b - C_a V_a}{V_a + V_b}$ et $\text{pH} = 14 + \log[\text{OH}^-]$
- Si $n_b = n_a$ alors le mélange obtenu est neutre : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$ et $\text{pH} = 7$

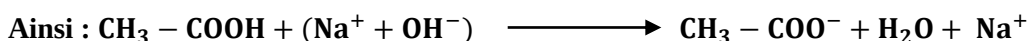
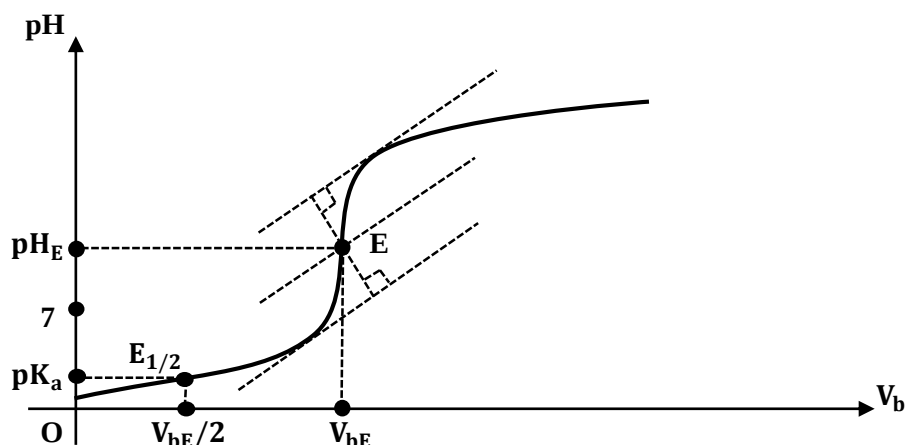
Activité 2 : Réaction entre un Acide Faible et une Base Forte

L'expérience est reprise avec un acide faible ($\text{CH}_3 - \text{COOH}$) et une base forte (NaOH).

- Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner son caractère.
- Tracer la courbe de pH de $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ en fonction du volume V_b de NaOH ajouté.
- Donner les propriétés du mélange à l'équivalence (changement de couleur de l'indicateur coloré).

Synthèse 2 :**II. Réaction entre un acide faible et une base forte :****1. Caractère de la réaction :**

La réaction entre un acide faible quelconque et une base forte quelconque est une réaction totale et exothermique se déroulant entre l'acide faible et les ions OH^- :

**2. Variation du pH d'une solution de $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ en fonction du volume de la solution de NaOH versé :****a. Allure de la courbe :**

La courbe représentant le pH change deux fois de sens de concavité, elle présente deux points d'inflexion :

Le 1^{er} point : Se situe au centre de la zone tampon : c'est le point de demi-équivalence ($E_{1/2}$).

Le 2^{ème} point : Se situe au centre du saut du pH : c'est le point d'équivalence (E).

b. Propriétés du mélange à l'équivalence :

- A l'équivalence E , le nombre de moles de base OH^- versé est égal au nombre de moles d'acide faible initial :

$$n(OH^-)_{\text{versé}} = n(\text{acide faible})_{\text{initial}} \Rightarrow C_b V_{bE} = C_a V_a \text{ et } pH > 7$$
- A la demi-équivalence $E_{1/2}$, le volume de base versée est $V_b = \frac{V_{bE}}{2}$ et le pH est égal au pK_a du couple acide/base :

$$pH = pK_a \Rightarrow [CH_3 - COOH] = [CH_3 - COO^-]$$
- Pour tout mélange d'une solution d'acide faible $CH_3 - COOH$ de concentration C_a et de volume V_a avec une solution de base forte $NaOH$ de volume V_b :

$$\frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = [CH_3 - COOH] + [CH_3 - COO^-]$$

Activité 3 : Réaction entre un Acide Fort et une Base Faible

L'expérience est reprise avec un acide fort (HCl) versé dans une solution d'une base faible (NH_3).

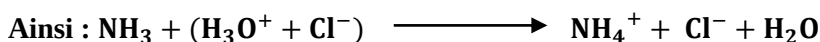
- Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner son caractère.
- Tracer la courbe de pH de NH_3 en fonction du volume V_a de HCl versé.
- Donner les propriétés du mélange à l'équivalence (changement de couleur de l'indicateur coloré).

Synthèse 3 :

III. Réaction entre un acide fort et une base faible :

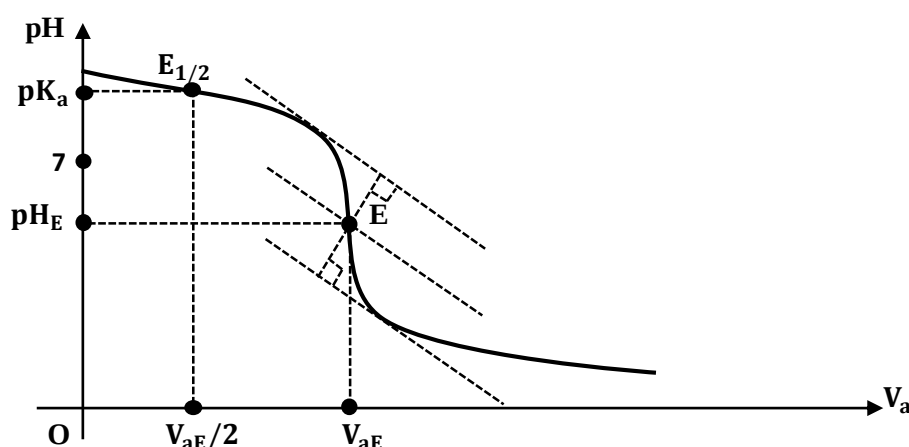
1. Caractère de la réaction :

La réaction entre un acide fort quelconque et une base faible quelconque est une réaction totale et exothermique se déroulant entre une base faible et les ions H_3O^+ :



2. Variation du pH d'une solution de $CH_3 - COOH$ en fonction du volume de la solution de $NaOH$ versé :

a. Allure de la courbe :



La courbe représentant le pH change deux fois de sens de concavité, elle présente deux points d'inflexion :

Le 1^{er} point : Se situe au centre de la zone tampon : c'est le point de demi-équivalence ($E_{1/2}$).

Le 2^{ème} point : Se situe au centre de la chute du pH : c'est le point d'équivalence (E).

b. Propriétés du mélange à l'équivalence :

- A l'équivalence E, le nombre de moles de l'acide H_3O^+ versé est égal au nombre de moles de base faible initial :
$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{versé}} = n(\text{base faible})_{\text{initial}} \Rightarrow C_a V_{aE} = C_b V_b \text{ et } \text{pH} < 7$$
- A la demi-équivalence $E_{1/2}$, le volume de l'acide versée est $V_{a'} = \frac{V_{aE}}{2}$ et le pH est égal au pKa du couple acide/base :
$$\text{pH} = \text{pKa} \Rightarrow [\text{NH}_3] = [\text{NH}_4^+]$$
- Pour tout mélange d'une solution de base faible NH_3 de concentration C_b et de volume V_b avec une solution d'acide fort HCl de volume V_a : $\frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = [\text{NH}_3] + [\text{NH}_4^+]$

Activité 4 : Solutions Tampons

En considérant la demi-équivalence des expériences précédentes :

- Définir une solution tampon.
- Donner une méthode de préparation de solution tampon.
- Donner les propriétés des solutions tampons.
- Donner les intérêts des solutions tampons.

Synthèse 4 :

IV. Solutions tampons :

1. Définition :

Une solution tampon est une solution constituée d'un mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée. Son pH est égal au pKa du couple acide/base correspondant.

2. Préparation :

Pour préparer une solution tampon de pH égal au pKa d'un couple Acide/Base, il existe trois méthodes :

- On mélange des quantités égales d'un acide et de sa base conjuguée.

$$n(\text{acide faible}) = n(\text{base conjuguée}) = \frac{C_a V_a}{C_b V_b} = 1$$

- A une quantité d'acide faible, on ajoute la quantité de base forte pour atteindre la demi-équivalence :

$$n(\text{base forte}) = \frac{n(\text{acide faible})}{2} = \frac{C_b V_b}{C_a V_a} = \frac{1}{2}$$

- A une quantité de base faible, on ajoute la quantité d'acide fort pour atteindre la demi-équivalence :

$$n(\text{acide fort}) = \frac{n(\text{base faible})}{2} = \frac{C_a V_a}{C_b V_b} = \frac{1}{2}$$

3. Propriétés :

- Le pH d'une solution tampon ne varie pas lors d'une dilution modérée.
- Le pH d'une solution tampon varie faiblement lors de l'addition d'une faible quantité d'un acide fort ou d'une base forte.

4. Intérêts des solutions tampons :

Les solutions tampons jouent un rôle très important en chimie et en biologie :

- **En chimie :** Elles servent à étalonner un pH-mètre gradué.
- **En biologie :** Le sang est un milieu tamponné à $\text{pH} = 7,4$, ce qui permet les réactions enzymatiques dont il est le siège. Certains médicaments sont tamponnés pour favoriser leur assimilation (par exemple l'aspirine UPSA).

Séquence 13

Unité d'apprentissage 4 : Acide et Base en Solution Aqueuse

Concept 3 : Les Engrais

Introduction :

Nous avons besoin de plus de nourriture pour nourrir une population plus large. Cela n'est possible que grâce à des variétés à haut rendement de céréales et d'autres matières alimentaires. Toutes ces choses ont besoin de nourriture par leurs racines à partir du sol. Ces nutriments en grande quantité ne peuvent être enrichies au sol que grâce à l'utilisation d'engrais.

Certes, en agriculture, il a été toujours utilisé traditionnellement des techniques permettant d'accroître le rendement des cultures comme la jachère (repos du sol), la rotation culturale (suite de cultures échelonnées au fil des années), l'amendement du sol (apporter le fumier ou les déchets organiques à un sol).

Depuis dans les années 1840, les expériences ont montré que les plantes se nourrissent d'éléments minéraux et non d'humus, donnant naissance à la théorie minérale, qui postule que la fertilité des sols dépend uniquement de la gestion de la quantité et de la qualité des éléments minéraux solubles du sol. D'où la fertilisation du sol (apporter un ou plusieurs éléments nutritifs comme l'azote, le phosphore et le potassium, à un sol pour améliorer sa qualité agricole).

Et que si les plantes manquent :

- D'azote, elles sont lentes à se développer, leur feuillage est vert clair ou jaunâtre,
- De phosphore, leur feuillage est foncé, rouge ou marqué de taches rouges, la floraison est peu abondante et la maturation des fruits est longue,
- De potassium, ils ne résistent plus à la sécheresse et face aux maladies.

Étudions ces éléments nutritifs afin de comprendre la composition chimique des engrais.

Activité : Les Engrais

- Définir les engrais.
- Quels sont les différents types d'engrais ?
- Quels sont les rôles de ces éléments nutritifs ?
- Décrire la préparation de l'urée de formule $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$.
- Quels sont les avantages et les inconvénients liés à l'utilisation des engrais chimiques ?

Synthèse :

I. Définition :

Les engrais, sont des substances organiques ou minérales, souvent utilisées en mélange, destinées à apporter aux plantes des compléments d'éléments nutritifs, de façon à améliorer leur croissance, à augmenter le rendement et la qualité des cultures.

A Savoir : L'action consistant à apporter un engrais s'appelle fertilisation.

II. Différents types d'engrais :

1. Engrais organiques :

Les engrais organiques sont d'origine animale (fumier, compost, corne broyée, sang séché), ou végétale (algues, cendre de bois).

Le compostage est un procédé de fermentation des déchets en présence d'eau et d'oxygène pour former un produit stabilisé, hygiénique et riche en humus. Ce sont principalement les bactéries qui se nourrissent des matières organiques en les dégradant et en les transformant.

2. Engrais minéraux :

Les engrais minéraux sont des substances produites par l'industrie chimique, ou par l'exploitation de gisements naturels de phosphate ou de potassium.

On distingue, les engrais simples qui ne contiennent qu'un seul élément fertilisant comme l'azote et les engrais composés, qui peuvent en contenir deux ou trois. Les engrais minéraux ternaires sont appelés NPK par référence à leurs trois composants principaux qui sont l'azote N, le phosphore P ou le potassium K.

III. Rôles des éléments nutritifs :

Les principaux éléments nutritifs dont les plantes ont besoin sont l'azote, le phosphore et le potassium. Ils font partie des éléments dits majeurs (dont les plantes ont besoin en grande quantité) et sont les éléments les plus susceptibles de manquer dans un sol.

1. Rôle de l'azote :

L'azote joue un rôle essentiel dans la synthèse de la matière vivante. C'est l'un des éléments fondamentaux des protéines et l'un des principaux constituants de la chlorophylle.

Il participe principalement au développement du feuillage et des parties aériennes des plantes.

2. Rôle du phosphore :

Le phosphore participe à la plupart des activités biochimiques complexes (respiration, synthèse des glucides et des protéines).

Il régularise les échanges intercellulaires et accroît la résistance au froid et aux maladies.

Il favorise le développement des racines, la floraison, fructification et une bonne maturation (c'est un facteur de croissance).

3. Rôle du potassium :

Le potassium intervient dans l'élaboration des glucides par photosynthèse, et des protides.

Il assure une meilleure résistance à la sécheresse et face aux maladies.

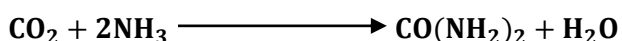
Il favorise la circulation de la sève et à l'assimilation des éléments nutritifs par les plantes.

A savoir : Il existe aussi d'autres éléments comme le magnésium, le calcium, le fer, le soufre, présentant une importance primordiale pour le développement et la santé des végétaux.

IV. Fabrication de l'Urée :

Les engrais minéraux azotés sont pour la plupart produits à partir de l'**Ammoniac** (NH₃).

L'**urée**, de formule CO(NH₂)₂, est obtenue par action du dioxyde de carbone sur l'ammoniac :



A savoir :

- Le chlorure de potassium KCl est obtenu à partir de minerai de la sylvinite (mélange de KCl et de NaCl).
- Le sulfate de potassium K₂SO₄ est obtenu en faisant réagir l'acide sulfurique sur le chlorure de potassium.
- Le sulfate d'ammonium, le nitrate d'ammonium et le phosphore d'ammonium sont obtenus en faisant réagir l'acide correspondant (H₂SO₄, HNO₃ et H₃PO₄) sur l'ammoniac.
- Les engrais composés (NPK) sont fabriqués par mélange intime des constituants ou par réaction entre les matières premières de base.

V. Avantages et inconvénients des engrais :

Les engrais chimiques permettent une **amélioration spectaculaire des rendements agricoles** pour un faible coût.

En contrepartie de leurs avantages, les engrais chimiques comportent des risques :

- La terre s'appauvrit jusqu'à devenir stérile. Et il tend à devenir imperméable et le fond reste sec, seule la surface de la terre reste humide.
- L'utilisation d'engrais chimique entraîne des risques de pollution : les excédents éventuels non utilisés par le sol peuvent, par infiltration contaminer les rivières et les nappes phréatiques.
- Emission de gaz à effet de serre par les engrais (réchauffement climatique).