

CHAPITRE 1

Objectif général : Comprendre les structures et les propriétés de certains composés organiques.

Objectifs spécifiques :

- Définir les composés organiques.
- Etablir la formule brute d'un composé à partir des résultats d'analyse élémentaire et réciproquement.

Durée : 3 h30mins

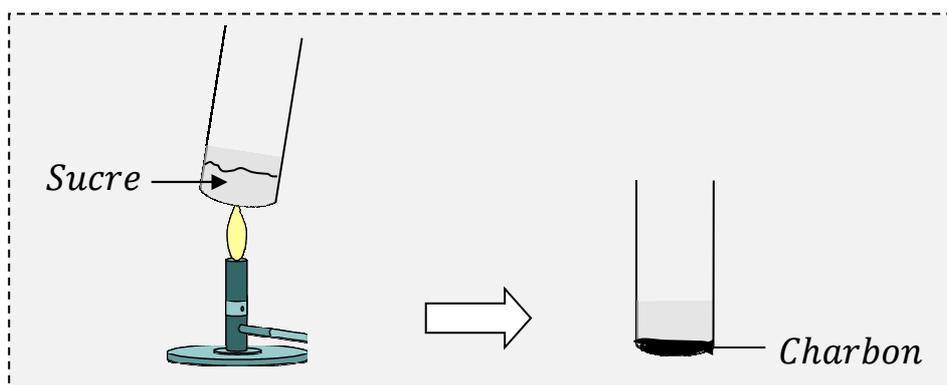
GENERALITES

I. Analyse qualitative des composés organiques

1. Constituants d'un composé organique

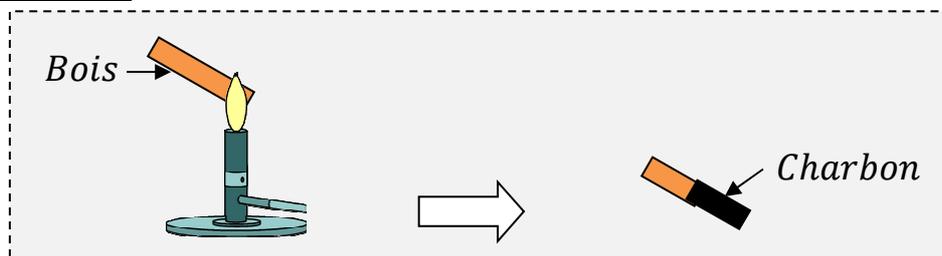
1.1. Mise en évidence de l'élément carbone

• Pyrolyse du sucre



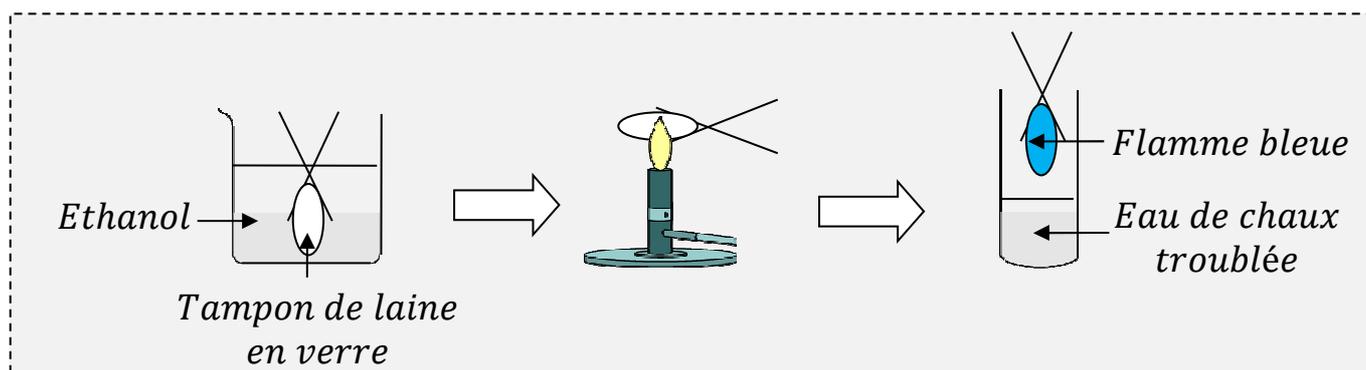
On observe à $T > 300^{\circ}\text{C}$ un résidu noir brillant au fond du tube à essai. C'est du carbone.

• Pyrolyse du bois



Lorsqu'on brûle du bois, on obtient du charbon de bois constitué essentiellement de carbone.

- **Combustion de l'éthanol**



1.2. Autres éléments présents dans un composé organique

Outre le carbone, on peut trouver dans les composés organiques les éléments **hydrogène(H)**, **oxygène(O)**, **azote(N)** en quantité suffisante.

On peut aussi trouver du **soufre(S)**, **du phosphore(P)**, **de l'iode(I)**, mais en quantité insuffisante.

2. Définition d'un composé organique

Un composé organique est un composé dont la molécule contient au moins un atome de carbone. Ils ont pour formule brute générale $C_xH_yO_z \dots$ avec $x, y, z \in \mathbb{N}^*$.

Exemples : CO_2, CH_4, C_2H_6O

II. Analyse quantitative des composés organiques

1. Composition massique

Considérons un composé organique A de formule brute $C_xH_yO_z$. Soit T un constituant de A . Le pourcentage massique de T s'écrit :

$$\%T = \frac{m_T \times 100}{m_A}$$

Avec m_T la masse de T dans la masse m_A de A .

Ainsi

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

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

Exercice :

- Déterminer le pourcentage en masse des constituants des composés $C_4H_8O_2$ et C_3H_6O .

- L'analyse quantitative d'un composé organique de masse molaire $M = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, donne comme composition massique $\%C = 40\%$; $\%H = 6,7\%$ et $\%O = 53,3\%$. Déterminer la formule brute de ce composé.

Remarque :

Pour déterminer la formule d'un composé organique, il faut nécessairement connaître sa masse molaire.

2. Composition molaire d'un composé organique

$$\%T = \frac{a \times 100}{\text{atomicité}}$$

Avec a le nombre d'atome de l'élément T présent dans le composé.

Exemple :

Déterminer la composition molaire du composé $C_4H_8O_2$.

3. Densité d'un gaz par rapport à l'air

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

Avec M la masse molaire du gaz. La densité n'a pas d'unité.

4. Densité d'un corps par rapport à l'eau

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

CHAPITRE 2

Objectif général : Comprendre les structures et les propriétés de certains composés organiques.

Objectifs spécifiques :

- Connaître la structure et la nomenclature des alcanes.
- Connaître quelques propriétés chimiques des alcanes.

Durée : 4 heures

ALCANES

I. Rappels

1. Définition d'un alcane

Un alcane est un hydrocarbure saturé de formule brute générale C_nH_{2n+2} , avec $n \in \mathbb{N}^*$. le nombre d'atomes de carbone.

2. Liaison de covalence

C'est la paire d'électrons mise en commun par deux atomes pour les unir. Elle est dite doublet de liaison. Il existe les simples liaisons ($-$), les doubles liaisons ($=$) et les triples liaisons (\equiv).

II. Structure des alcanes

1. Structure tétragonal du carbone

$C(Z = 6) \Rightarrow K^2L^4 \Rightarrow$ Représentation de LEWIS :



Le carbone est tétravalent. Dans les alcanes, ils sont liés aux autres atomes par quatre simples liaisons. Ils sont donc **tétraonaux** et sont au centre de tétraèdres réguliers.



2. Rotation autour de la liaison C - C

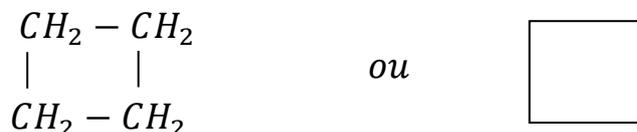
Considérons la molécule d'éthane. Elle est constituée d'atomes de carbone liés par une liaison simple.

3.4. Chaîne cyclique

Seuls les cyclanes (*hydrocarbure saturés cycliques*) présentent cette chaîne.

Leur formule brute générale est C_nH_{2n} , avec $n \in \mathbb{N}^*$.

Exemples :



NB :

On peut écrire les alcanes et les cyclanes sous :

- Leur formule brute,
- Leur formule semi-développée (*seules les liaisons C – C et les liaisons multiples apparaissent*),
- Leur formule développée (*toutes les liaisons sont visibles*).

III. Nomenclature des alcanes

1. Alcanes linéaires

- Pour $n \leq 4$, les alcanes ont des noms usuels : méthane (CH_4), éthane (C_2H_6), propane (C_3H_8) et butane (C_4H_{10}).
- Pour $n > 4$, leur nom est donné par le nombre d'atomes de carbones suivi de la terminaison ane.

n	Nom	Formule sémi-développée
5	Pentane	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
6	Hexane	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
7	Heptane	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
8	Octane	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
9	Nonane	$CH_3 - CH_2 - CH_3$
10	decane	$CH_3 - CH_2 - CH_3$

2. Alcanes ramifiés

Ils présentent une chaîne principale (*contenant le plus grand nombre d'atomes C*) autour de laquelle il y a des groupes appelés des ramifications (*groupes alkyles*).

Un groupe alkyle est obtenu en retirant un atome d'hydrogène d'un alcane.

- **Groupes alkyles linéaires**
 - CH_3 : Méthyle
 - $CH_2 - CH_3$ ou $-C_2H_5$: Éthyle
 - $CH_2 - CH_2 - CH_3$ ou $-C_3H_7$: Propyle

- **Groupes alkyles ramifiés**

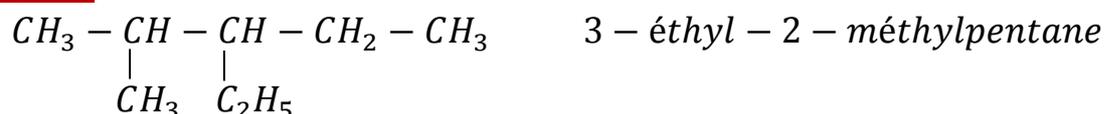




Le nom des alcanes ramifiés est donné à partir de celui de l'alcane linéaire correspondant à la chaîne principale précédé des noms des groupes alkyles avec leurs indices.

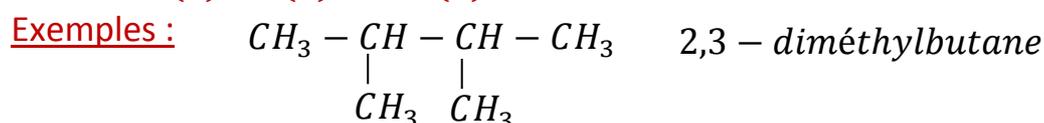
Ces indices doivent être les plus petits possibles.

Exemples :



Remarque :

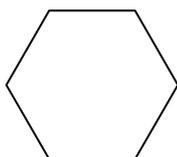
S'il y a plusieurs ramifications identiques, leur nombre est indiqué à l'aide d'un préfixe comme *di(2), tri(3), tétra(4) ...*



3. Cyclanes

Le nom du cycle (*celui de l'alcanelinéaire correspondant*) est précédé du préfixe *cyclo*.

Exemples :



Cyclohexane



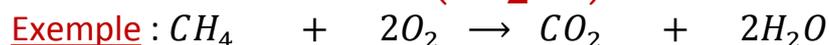
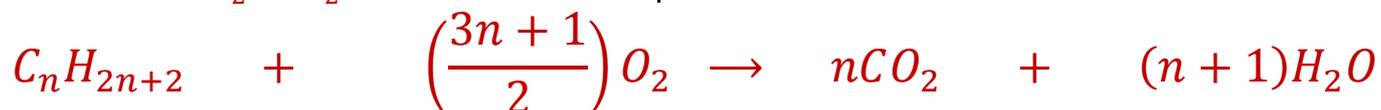
Cyclobutane

IV. Propriétés chimiques des alcanes

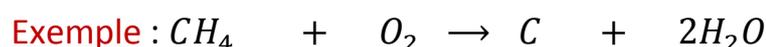
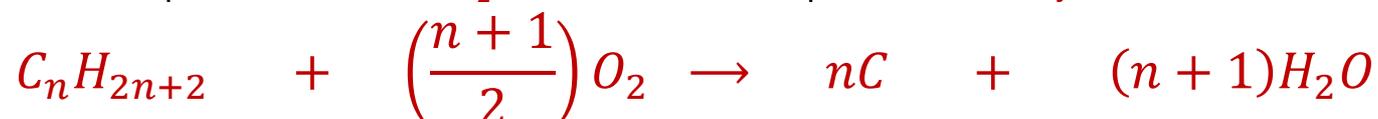
1. Combustion des alcanes

C'est la réaction qui consiste à brûler les alcanes dans de l'oxygène. Elle est très exothermique. Les produits de cette réaction dépendent de la quantité d'oxygène.

- Lorsque l'oxygène est en excès, elle est dite **combustion complète** et ses produits sont CO_2 et H_2O . Elle est reconnue par **une flamme bleue**.



- Lorsque l'oxygène est en défaut, elle est dite **combustion incomplète** et ses produits sont C et H_2O . Elle est reconnue par **une flamme jaune**.



Remarque :

- En raison de son caractère très exothermique de la réaction, les alcanes sont utilisés comme des combustibles (*propane, butane*) et comme des carburants (*essences, kérosène*).
- La combustion détruit la chaîne carbonée des alcanes.

2. Réaction de substitution : halogénéation des alcanes**2.1. Définition**

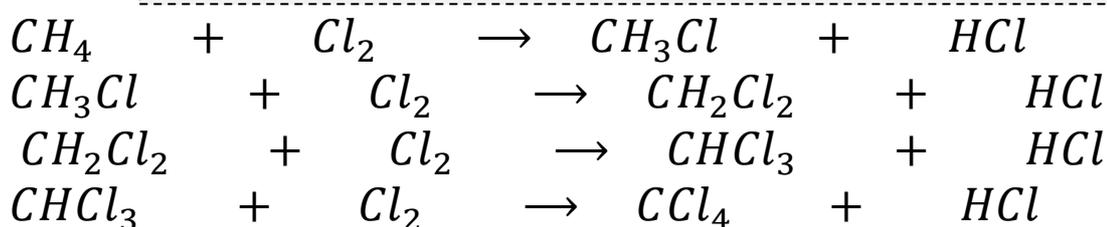
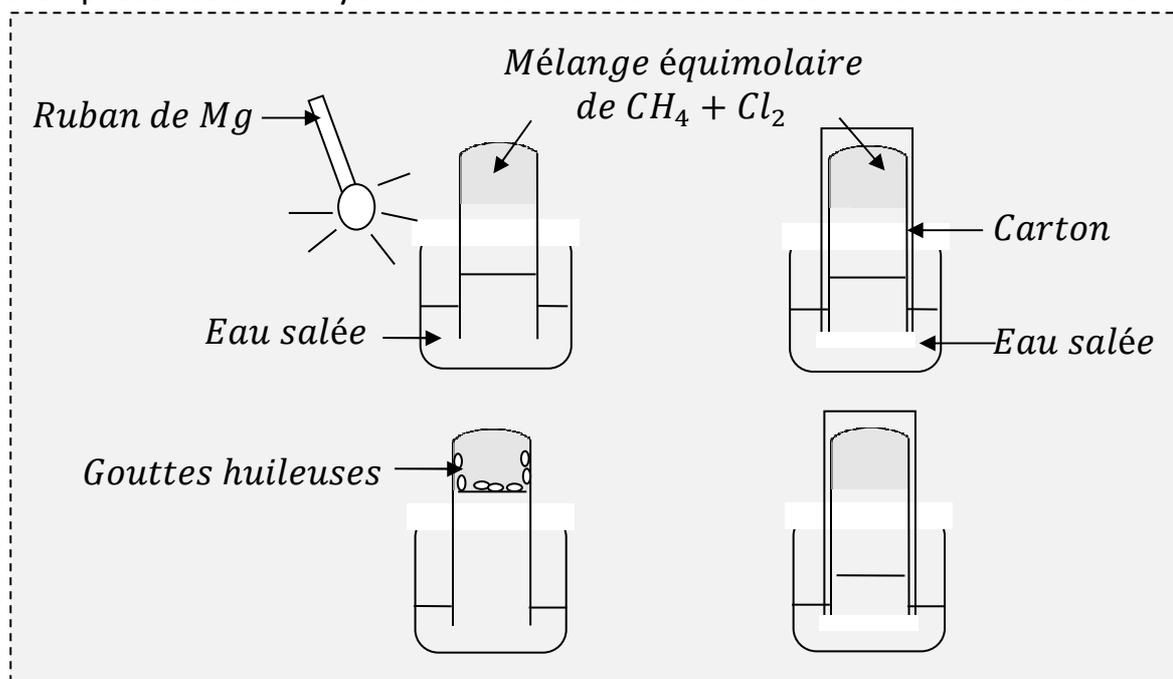
C'est le remplacement d'atomes d'hydrogène des alcanes par des atomes d'halogène d'où son nom de réaction d'halogénéation.

**Remarque :**

Les réactions de substitution conservent la chaîne carbonée des alcanes. Elles se font en plusieurs étapes selon la quantité de X_2 .

2.2. Action du di chlore sur le méthane

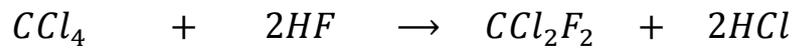
Elle a lieu en présence d'un rayonnement lumineux riche en UV. Il se forme des dérivés chlorés.

**2.3. Intérêts des réactions de substitution**

Les produits des réactions de substitution tels que les dérivés chlorés du méthane sont d'une importance capitale dans la vie.

- Le chloro méthane CH_3Cl est utilisé dans la synthèse des antidépresseurs mélangés à l'essence.

- Le dichloro méthane CH_2Cl_2 est utilisé comme diluant des peintures, pour l'extraction de la caféine du café et pour le dégraissage des moteurs.
- Le trichloro méthane $CHCl_3$ et le tétrachlorométhane CCl_4 sont utilisés dans la synthèse de dérivés chloro fluorés du méthane appelés fréons.



CHAPITRE 3

Objectif général : Comprendre les structures et les propriétés de certains composés organiques.

Objectifs spécifiques :

- Connaître la structure et la nomenclature des alcènes et alcynes.
- Connaître les propriétés chimiques des alcènes et alcynes.

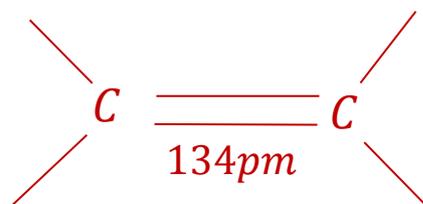
Durée : 4 heures

ALCÈNES ET ALCYNES

I. Les alcènes

1. Structure des alcènes

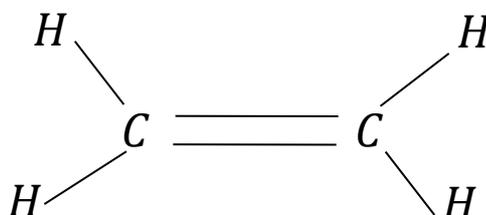
Les molécules des alcènes possèdent deux atomes de carbones trigonaux liés entre eux par une double liaison de covalence.



Il n'y a pas de rotation autour de la double liaison.

Remarque : $l(C = C) < l(C - C)$

Exemple :



L'éthylène est une molécule plane.

2. Définition d'un alcène

Un alcène est un hydrocarbure insaturé comportant deux atomes de carbone trigonaux reliés l'un à l'autre par une double liaison de covalence. On les appelle aussi des hydrocarbures éthyléniques ou des oléfines. Ils ont pour formule brute générale

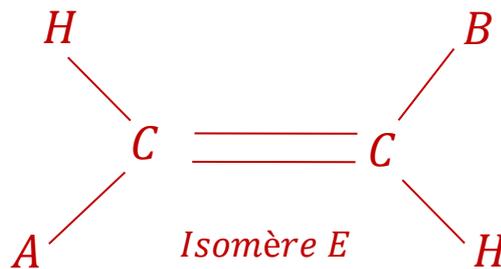
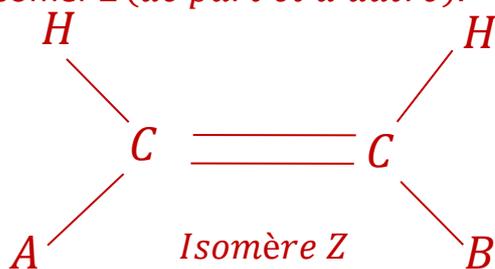
C_nH_{2n} , avec $n \geq 2$. le nombre d'atomes de carbone.

3. Stéréo-isomérie Z et E

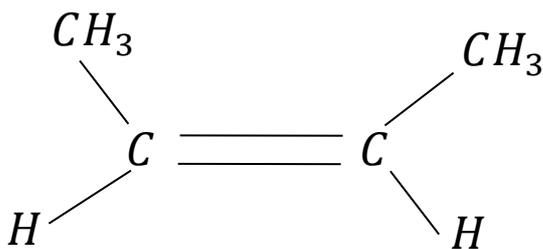
Les alcènes présentent trois types d'isomérie : **l'isomérie de chaîne, l'isomérie de position et la stéréo-isomérie.**

Les stéréo-isomères se différencient par la position dans le plan des atomes d'hydrogènes portés par les carbones trigonaux par rapport à l'axe de la double liaison.

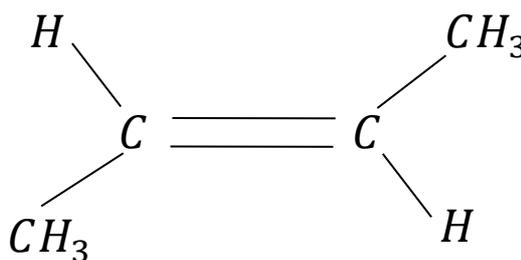
- Isomère *Z* (ensemble).
- Isomère *E* (de part et d'autre).



Exemples : *But - 2 - ène*



(Z) - but - 2 - ène



(E) - but - 2 - ène

Remarque :

Seuls les alcènes ayant sur chaque carbone de la double liaison, un atome d'hydrogène possèdent les stéréo-isomères.

4. Nomenclature des alcènes

Pour les nommer, il faut :

- Trouver la chaîne principale qui contient la double liaison ($C = C$).
- Numéroté cette chaîne de sorte que le premier carbone de la double liaison ait l'indice le plus faible.
- Remplacer la terminaison *ane* de l'alcane correspondant à cette chaîne par *ène* tout en précisant l'indice choisi.
- Le nom obtenu est précédé de l'indication (*Z*) – ou (*E*) – si possible.

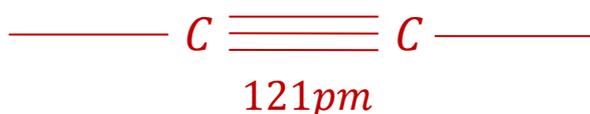
Exemples :

- $H_2C = CH - CH_2 - CH_3$: *but - 1 - ène*
- $CH_3 - CH_2 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{C} = CH - CH_3$ *3 - méthylpent - 2 - ène*

II. Les alcynes

1. Structure des alcynes

Les molécules des alcynes possèdent deux atomes de carbones liés entre eux par une triple liaison de covalence.



Il n'y a pas de rotation autour de la triple liaison.

Remarque : $l(C \equiv C) < l(C = C) < l(C - C)$

Exemple :

L'acétylène C_2H_2 : $H - C \equiv C - H$

C'est une molécule linéaire. Elle est le premier des alcynes.

2. Définition d'un alcyne

Un alcyne est un hydrocarbure insaturé comportant deux atomes de carbone reliés l'un à l'autre par une triple liaison de covalence.

- Formule brute générale : C_nH_{2n-2} , avec $n \geq 2$. le nombre d'atomes de carbone.
- Formule semi-développée générale : $R - C \equiv C - R'$
- Les alcynes possèdent deux types d'isoméries : l'isomérie de chaîne et l'isomérie de position.

3. Nomenclature des alcynes

On numérote la chaîne principale contenant la triple liaison de sorte que le premier carbone de cette liaison ait le plus petit indice. On remplace le *ane* du nom de l'alcane correspondant à cette chaîne principale par *yne* tout en précisant son indice.

Exemples :

- $CH_3 - C \equiv CH$: prop - 1 - yne
- $CH_3 - C \equiv C - CH_3$: but - 2 - yne

III. Propriétés chimiques des alcènes et des alcynes

1. Réaction de combustion

Les alcènes et les alcynes brûlent dans l'oxygène comme les alcanes.

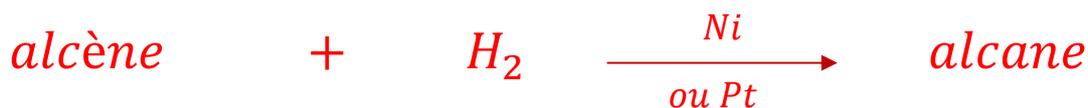
Cette réaction **exothermique**, détruit leur chaîne carbonée.

- $C_nH_{2n} + \left(\frac{3n}{2}\right)O_2 \rightarrow nCO_2 + nH_2O$
- $C_nH_{2n-2} + \left(\frac{3n-1}{2}\right)O_2 \rightarrow nCO_2 + (n-1)H_2O$

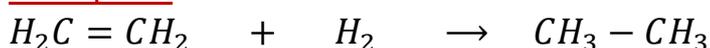
2. Réaction d'addition

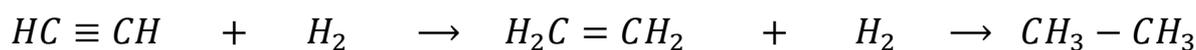
2.1. Réaction d'hydrogénation

C'est l'addition d'hydrogène sur la double et la triple liaison. Elle se fait en présence de catalyseurs tels que le **nickel(Ni)** et le **platine(Pt)**.



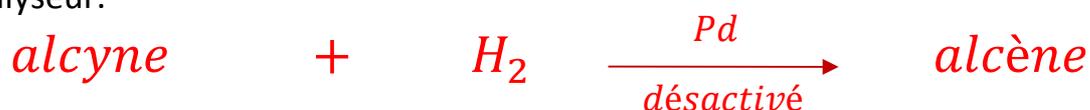
Exemples :



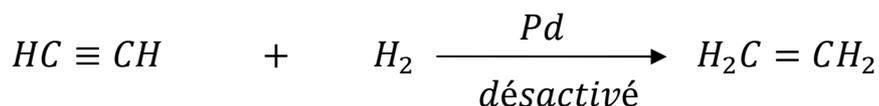


Remarque :

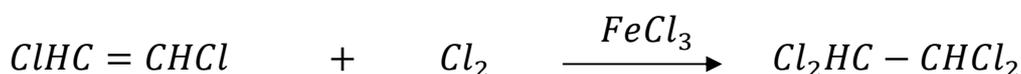
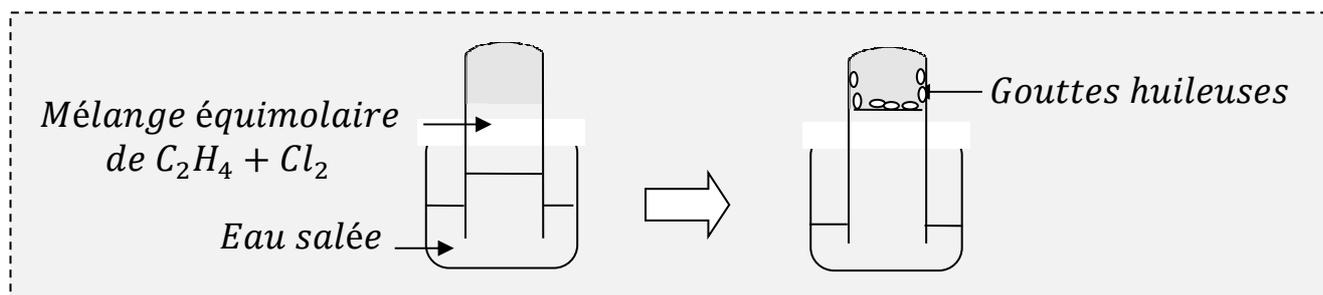
Les réactions d'addition sur les alcynes sont le plus souvent dirigées c'est-à-dire liées au catalyseur.



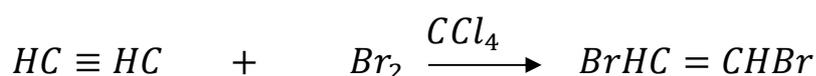
Exemples :



2.2. Addition de di chlore



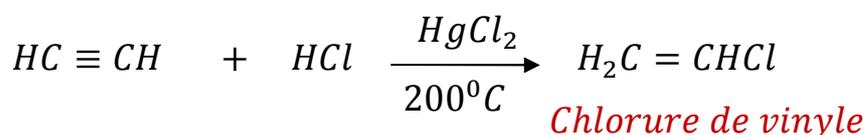
2.3. Addition de di brome



2.4. Addition d'un composé de type H - X et de l'eau

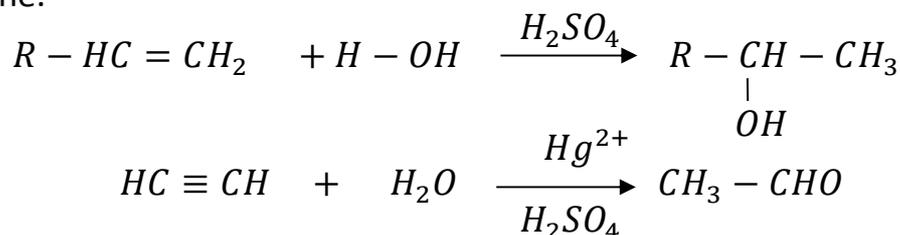


Exemples :



Remarque :

Au niveau des alcènes, l'atome X se fixe généralement sur le carbone le moins hydrogéné.

**3. Réaction de polymérisation****3.1. Définitions**

- La polymérisation est une réaction de condensation de composés contenant une double liaison carbone-carbone.
- Un polymère est une grosse molécule engendrée par la répétition d'une petite unité structurale nommée motif au cours d'une condensation.
- n le nombre de motif caractérise le degré de polymérisation ou l'indice de polymérisation
- Le monomère est la molécule de base de la formation du polymère.

Remarque :

$$M_{\text{polymère}} = n \times M_{\text{monomère}}$$

3.2. Exemples :

Polychlorure de vinyle

Le produit obtenu est utilisé dans la tuyauterie, les bouteilles d'eau minérale.



Le produit obtenu est utilisé dans les emballages, pots de yaouh, gobelets.



Poly éthylène

Le produit obtenu est utilisé pour fabriquer les sacs d'emballage, sacs poubelles, récipients ménagers, jouets...

CHAPITRE 4

Objectif général : Comprendre les structures et les propriétés de certains composés organiques.

Objectifs spécifiques :

- Connaître la structure du benzène.
- Connaître les propriétés du noyau benzénique.

Durée : 2 heures

LE BENZENE

I. Structure du benzène et des composés aromatiques

1. Noyau benzénique

1.1. Géométrie du benzène

Le noyau benzénique est formé de 6 *atomes* de carbone et de 6 *atomes* d'hydrogène. Sa formule brute est C_6H_6 . Il est **insaturé**. C'est une molécule **plane cyclique**. Sa chaîne carbone forme **un hexagone régulier**.

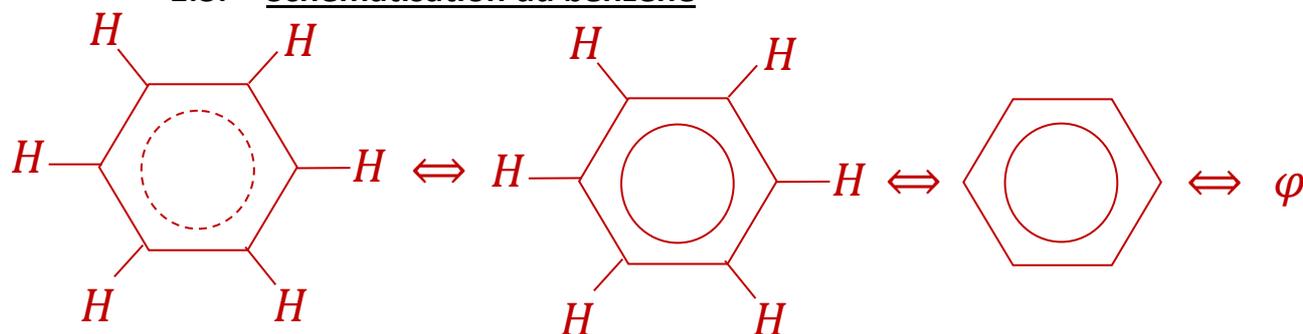
1.2. Caractéristiques du noyau benzénique

$C(Z = 6) \Rightarrow K^2L^4 \Rightarrow$ Représentation de LEWIS :



Dans le benzène, chaque atome de carbone est lié à deux autres atomes de carbone et à un atome d'hydrogène. Il reste à chaque carbone, un électron libre. Donc dans la molécule, 6 *électrons* disponibles, se déplacent sur l'ensemble du cycle. On dit que le nuage électronique formé par ces électrons est délocalisé sur les 6 *atomes* de carbone.

1.3. Schématisation du benzène



$C - C : 138pm$

$C - H : 108pm$

$\widehat{CCC} = 120^\circ$

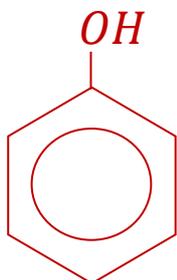
2. Composés aromatiques

2.1. Définition

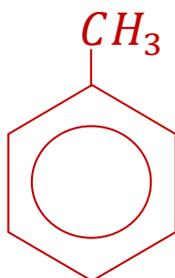
Les composés aromatiques sont des composés qui contiennent au moins un noyau benzénique.

2.2. Quelques composés aromatiques

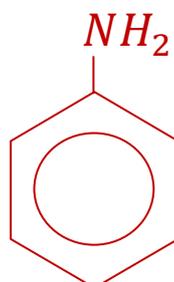
Phénol



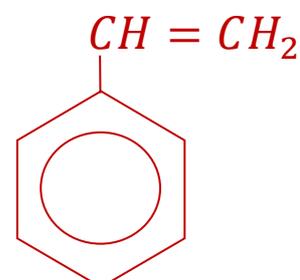
Toluène



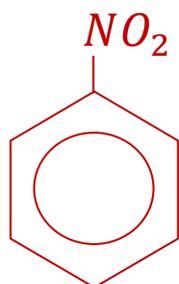
Aniline



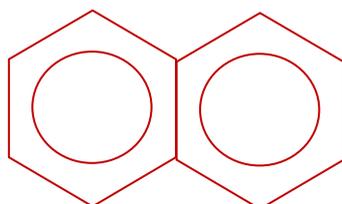
Styrène



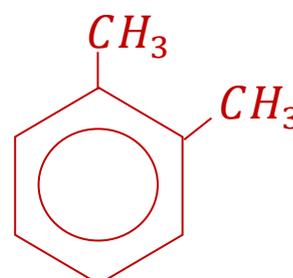
Nitrobenzène



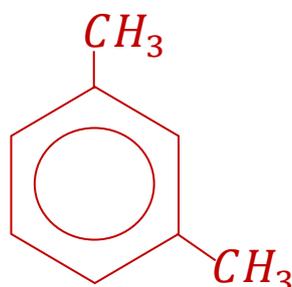
Naphtalène



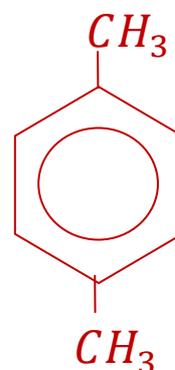
Orthoxylène



Métaxylène



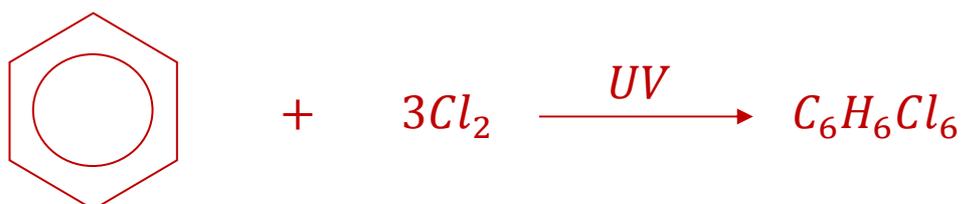
Paraxylène



II. Propriétés du noyau benzénique

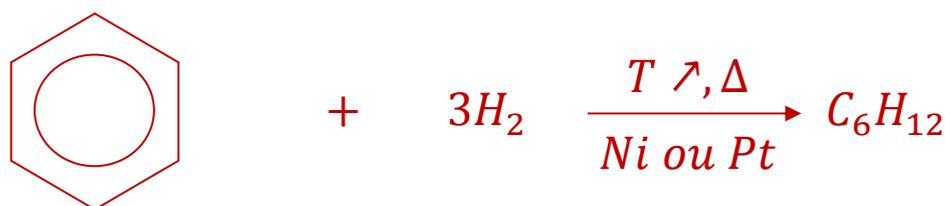
1. Réaction d'addition

1.1. Action du di chlore



Le produit obtenu est utilisé comme un insecticide.

1.2. Action du dihydrogène



Remarque :

Les noyaux aromatiques n'additionnent que des molécules diatomiques symétriques telles que $\text{Cl}_2, \text{H}_2 \dots$



Les réactions d'addition nécessitent en général un apport d'énergie ou de catalyseurs et se réalisent en une seule fois.

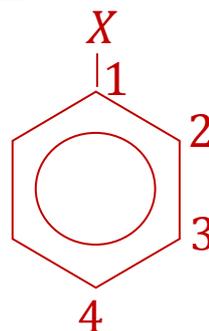
Elles transforment le noyau benzénique en un cycle saturé non plan. Il se forme un seul produit.

2. Réaction de substitution

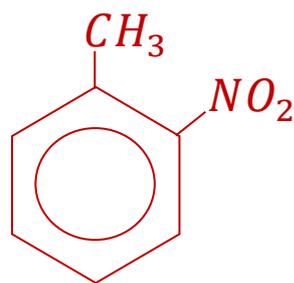
2.1. Isomères ortho, méta et para

Si la substitution se fait :

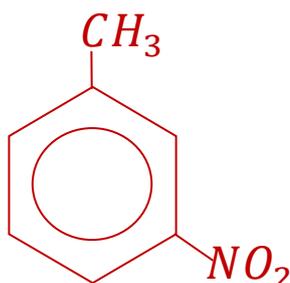
- En position 2 \Rightarrow *isomère ortho*.
- En position 3 \Rightarrow *isomère méta*.
- En position 4 \Rightarrow *isomère para*.



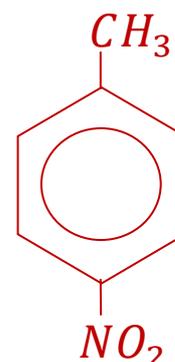
Exemples :



2 – nitrotoluène
Orthonitrotoluène



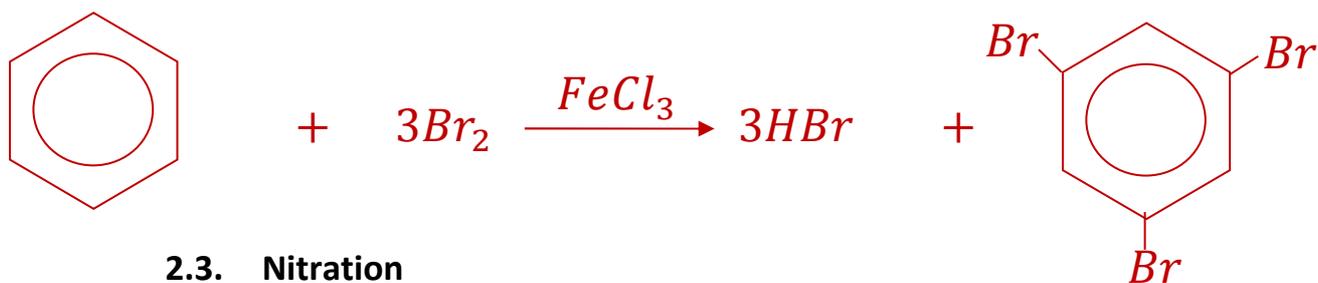
3 – nitrotoluène
Métanitrotoluène



4 – nitrotoluène
Paranitrotoluène

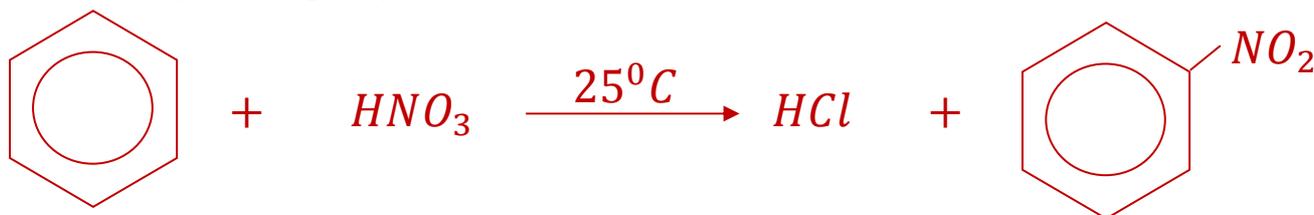
2.2. Halogénéation





2.3. Nitration

Le produit obtenu est utilisé dans la confection de certains parfums et sert à préparer certains composés organiques.



Remarque :

La réaction de substitution conserve le noyau benzénique.

CHAPITRE 5

Objectif général : Comprendre les structures et les propriétés de certains composés organiques.

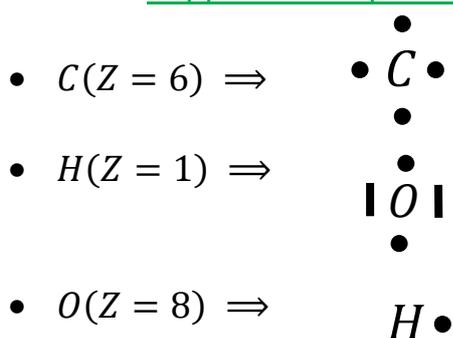
Objectif spécifique : Connaitre quelques composés oxygénés (*formule générale et nomenclature*).

Durée : 2 heures

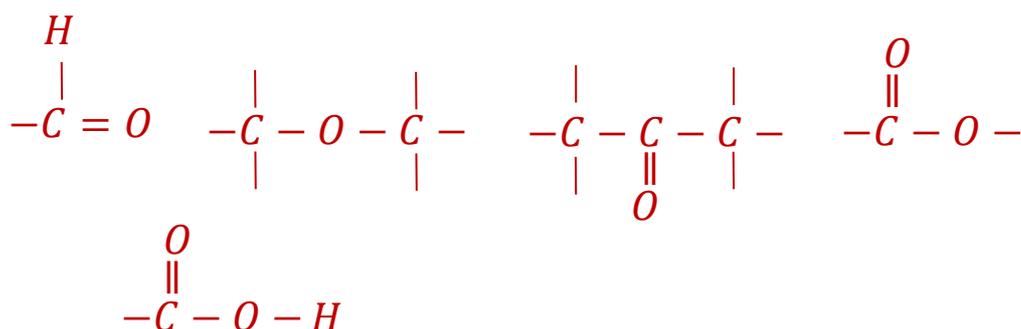
QUELQUES COMPOSES OXYGENES

I. Liaisons entre les atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène

1. Rappels des représentations de LEWIS



2. Différentes combinaisons entre C, O et H



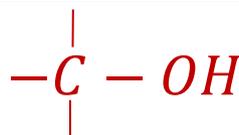
II. Quelques composés oxygénés

1. Les alcools

1.1. Définition

Un alcool est un composé organique dont la chaîne carbonée contient un atome de carbone tétraédrique portant **un groupe hydroxyle** ($-\text{OH}$).

- **Groupe fonctionnel ou groupe caractéristique :**



- **Formule générale :** $R - OH$ avec R un groupe alkyle.
- **Formule brute générale** pour les alcools saturés : $C_n H_{2n+2} O$, $n \in \mathbb{N}^*$.

1.2. Nomenclature

Pour nommer les alcools, il faut :

- Trouver la chaîne principale contenant le carbone fonctionnel.
- Numéroter cette chaîne de sorte que le carbone fonctionnel ait le plus petit indice.

Le nom de l'alcool est obtenu à partir de celui de l'alcane linéaire correspondant à la chaîne principale en remplaçant la terminaison *ane* par *ol* tout en précisant l'indice du carbone fonctionnel. On fait précéder de l'expression obtenue, les noms des ramifications précédés de leurs indices si possibles.

Exemples :

$CH_3 - OH$: Méthanol

$CH_3 - CH_2 - OH$: Ethanol

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH$: Propan - 1 - ol

2. Les éthers

2.1. Définition

Les éthers oxydes sont des composés organiques caractérisés par la présence dans leur chaîne carbonée d'un atome d'oxygène divalent ($-O-$) lié à deux atomes de carbone tétragonaux.

- **Groupe caractéristique :** $\begin{array}{c} | \\ -C - O - C - \\ | \end{array}$

- **Formule générale :** $R - O - R'$
- **Formule brute générale** pour les éthers saturés : $C_n H_{2n+2} O$, $n \in \mathbb{N}^*$.

2.2. Nomenclature

- **1^{ère} règle:**

On fait précéder du nom de l'alcane correspondant au groupe alkyle de plus longue chaîne, les expressions issues du nom de l'autre groupe alkyle :

- Méthoxy \Rightarrow méthyle
- Ethoxy \Rightarrow éthyle
- Propoxy \Rightarrow propyle

Exemples :

$CH_3 - O - CH_3$: Méthoxyméthane

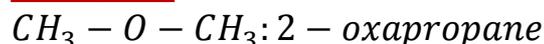
$CH_3 - CH_2 - O - CH_3$: Méthoxyéthane

- **2^{ème} règle:**

On numérote la chaîne carbonée la plus longue contenant l'atome d'oxygène de sorte qu'il ait le plus petit indice (*O est considéré comme C*). Le nom de l'éther est donné à partir de celui de l'alcane correspondant à la chaîne principale en le faisant précéder

du préfixe **oxa** désignant l'oxygène, lui-même précédé de son indice et des noms des ramifications si possible.

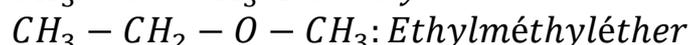
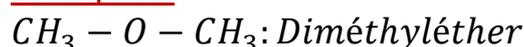
Exemples :



- **3^{ème} règle:**

On fait suivre les noms des groupes alkyles, dans l'ordre alphabétique, le mot éther.

Exemples :

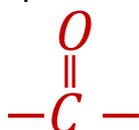


3. Les composés carbonylés

3.1. Définition

Ce sont des composés organiques caractérisés par la présence dans leur chaîne carbonée

du groupe carbonyle

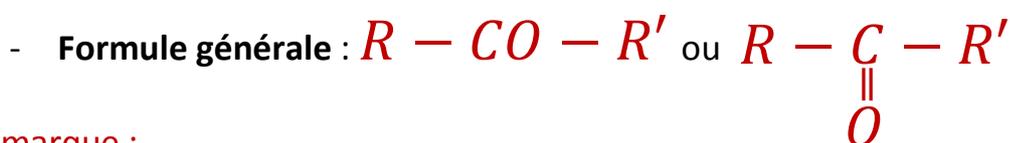


Ils ont pour formule brute générale $C_nH_{2n}O$, $n \in \mathbb{N}^*$. Ce sont les aldéhydes et les cétones.

- Aldéhydes :



- Cétones : $n \geq 3$



Remarque :

Les aldéhydes et les cétones sont des isomères.

3.2. Nomenclature

3.2.1. Aldéhydes

Le nom d'un aldéhyde est obtenu à partir de celui de l'alcane correspondant à sa chaîne carbonée en remplaçant le **e** final par **al**.

L'indice du carbone fonctionnel est toujours 1.

Exemples :

$H - CHO$: Méthanal

$CH_3 - CHO$: Ethanal

3.2.2. Cétones

Le nom d'une cétone est obtenu à partir de celui de l'alcane correspondant à sa chaîne carbonée en remplaçant le **e** final par **one**, tout en précisant l'indice du carbone fonctionnel (*cet indice est le plus petit possible*).

Exemples :

$CH_3 - CO - CH_3$: Propanone ou propa - 2 - one

$CH_3 - CO - CH_2 - CH_3$: Butan - 2 - one

4. Les composés carboxyliques

4.1. Définition

Ce sont des composés organiques caractérisés par la présence dans leur chaîne carbonée

du groupe carboxyle

$$\begin{array}{c} O \\ || \\ -C - O - \end{array}$$

Ces composés, saturés, ont pour formule brute générale $C_n H_{2n} O_2$, $n \in \mathbb{N}^*$.

Ce sont les acides carboxyliques et les esters

• Acides carboxyliques :

- Groupe caractéristique : $-COOH$ ou $-CO_2H$ ou $\begin{array}{c} O \\ || \\ -C - O - H \end{array}$

- Formule générale : $R - COOH$ ou $\begin{array}{c} O \\ || \\ R - C - O - H \end{array}$

• Esters : $n \geq 2$

- Groupe fonctionnel : $\begin{array}{c} O \\ || \\ -C - O - C - \\ | \end{array}$

- Formule générale : $R - COO - R'$ ou $\begin{array}{c} O \\ || \\ R - C - O - R' \end{array}$

Remarque :

Les acides carboxyliques et les esters sont des isomères pour $n \geq 2$.

4.2. Nomenclature

4.2.1. Acides carboxylique

Ce sont **des acides allantoiques**. Leurs noms sont déduits de ceux des alcanes correspondants à leurs chaînes carbonées en remplaçant le **e** final par **oïque**.

L'expression obtenue est précédée du mot **acide**. L'indice du carbone fonctionnel est toujours 1.

Exemples :

$HCOOH$: Acide méthanoïque

$CH_3 - COOH$: Acide éthanoïque

4.2.2. Esters

Ce sont des **carboxylates d'alkyles**. On remplace dans le nom de l'acide carboxylique correspondant, la terminaison **oïque** par **oate** tout en supprimant le mot acide. L'expression obtenue est suivie du nom du groupe alkyle R' .

Exemples :

$H - COO - CH_3$: Méthanoate de méthyle

$CH_3 - COO - CH_3$: Ethanoate de méthyle

CHAPITRE 6

Objectif général : Comprendre les structures et les propriétés de certains composés organiques.

Objectifs spécifiques :

- Connaître les produits de l'oxydation de l'éthanol
- Connaître des procédés d'obtention de l'éthanol.

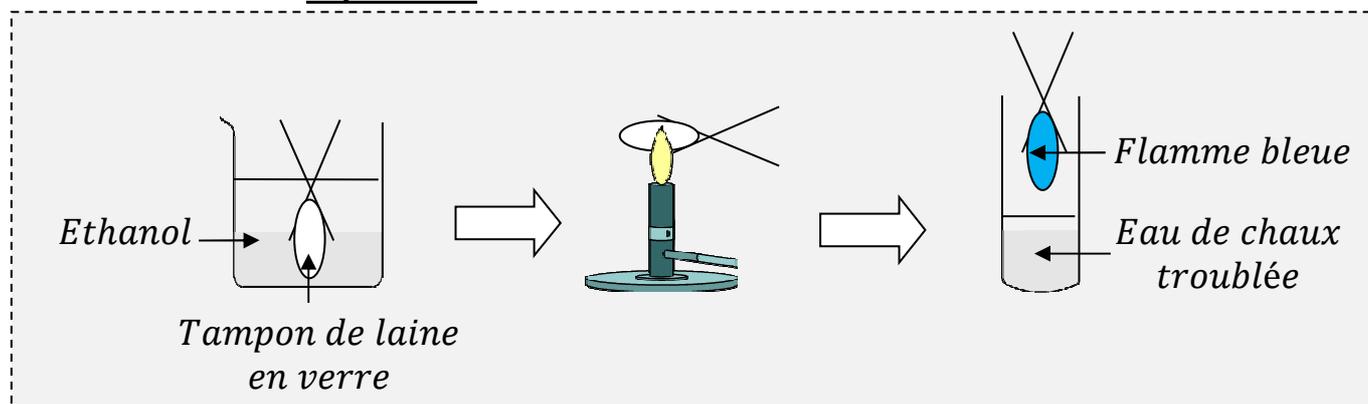
Durée : 2 heures

ETHANOL

I. Quelques réactions de l'éthanol

1. Combustion dans l'oxygène

1.1. Expérience



1.2. Interprétation

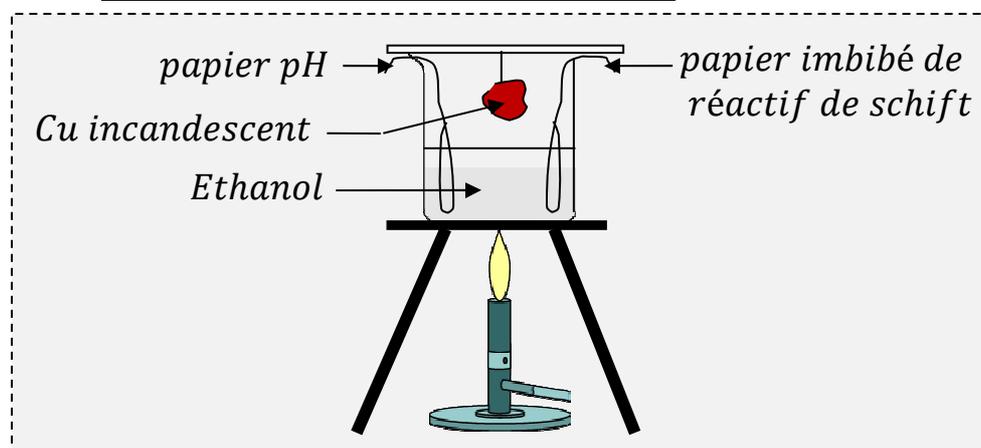
Il s'est formé du dioxyde de carbone et de l'eau suivant l'équation



La réaction est très exothermique avec la destruction du squelette carboné de l'éthanol.

2. Oxydation ménagée en présence de cuivre

2.1. Expérience de la lampe sans flamme



2.2. Observations

- Le papier-pH mouillé rougit.
- Le papier imbibé de réactif de schift rosit.

2.3. Interprétation

- Des réactions exothermiques ont lieu puisqu'elles maintiennent incandescent la spirale de cuivre portée au rouge.
- Deux réactions se sont produites.
- L'oxydation de l'éthanol en éthanal :



- L'oxydation d'une partie de l'éthanal en acide éthanoïque.



2.4. Conclusion

L'oxydation ménagée de l'éthanol en présence de cuivre incandescent produit de l'éthanal et de l'acide éthanoïque. Elle conserve la chaîne carbonée d'où son appellation d'oxydation ménagée.

3. Oxydation ménagée par l'ion permanganate MnO_4^-

3.1. Expériences

- Oxydant en excès

The diagram shows a sequence of three test tubes. The first tube contains 'Ethanol + (K⁺ + MnO₄⁻) (Mélange violet)'. An arrow points to the second tube, which contains 'Solution incolore'. A second arrow points to the third tube, which contains 'Solution incolore' and a yellow precipitate. Labels indicate 'Précipité jaune' and 'Solution de 2,4 - DNPH'.

- Oxydant en défaut

The diagram shows a sequence of two test tubes. The first tube contains 'Ethanol + (K⁺ + MnO₄⁻) (Mélange violet)'. An arrow points to the second tube, which contains 'Solution incolore'. Two strips of paper are shown dipping into the solution: 'Papier pH' and 'Papier imbibé de réactif de schift'.

Le papier-pH rougit et le papier imbibé de réactif de schift rosit.

3.2. Interprétation et conclusion

- Lorsque l'oxydant est en excès, l'oxydation conduit à l'acide éthanoïque.

- Lorsque l'oxydant est en défaut, l'oxydation conduit à un mélange d'éthanal et d'acide éthanoïque.

Remarque :

On peut aussi utiliser l'ion dichromate pour oxyder l'éthanol.

II. Préparation de l'éthanol

1. Hydratation de l'éthylène

Cette réaction se fait en milieu acide (*acide sulfurique: H₂SO₄*) ou (*acide phosphorique: H₃PO₄*).



2. Fermentation des jus sucrés



3. Action de l'eau sur carbure de calcium



CHAPITRE 7

Objectif général : Comprendre les structures et les propriétés de certains composés organiques.

Objectif spécifique : Connaitre les caractéristiques des réactions d'estérification et d'hydrolyse d'un ester.

Durée : 3 heures

ESTERIFICATION ET HYDROLYSE

I. Réaction d'estérification

1. Définition

L'estérification est la réaction qui se produit entre un acide carboxylique et un alcool. Elle conduit à un ester et de l'eau.

2. Etude expérimentale

2.1. Tableau de mesures

t(h)	0	1	2	3	4	5	6	7
n_{ac} (mol)	1	0,75	0,65	0,54	0,45	0,33	0,33	0,33

2.2. Courbe $n_{ac} = f(t)$

2.3. Interprétation

La réaction est limitée dans le temps et est très lente. Elle ne dégage pas de chaleur. A tout instant $n_{ac}(t) = n_{alc}(t)$ et $n_{est}(t) = n_{eau}(t) = n_{ac}^0 - n_{ac}(t)$.

2.4. Conclusion

L'estérification est une réaction **très lente, limitée ou réversible et athermique** d'équation-bilan :



A l'équilibre, les proportions du mélange sont :

	Acide	Alcool	Ester	Eau
initial	n_{ac}^0	n_{ac}^0	0	0
A la date t	$n_{ac}(t)$	$n_{ac}(t)$	$n_{ac}^0 - n_{ac}(t)$	$n_{ac}^0 - n_{ac}(t)$
A l'équilibre	$\frac{n_{ac}^0}{3}$	$\frac{n_{ac}^0}{3}$	$\frac{2n_{ac}^0}{3}$	$\frac{2n_{ac}^0}{3}$

Le taux limite est de **67%**. Ce taux est indépendant de la température et de la présence de catalyseur, mais dépend de la composition du mélange initial et de l'alcool utilisé.

Remarque :

Cette réaction est accélérée en présence de catalyseur tel que l'acide sulfurique et lorsqu'on porte le mélange à une température élevée.

II. Hydrolyse

1. Définition

C'est la réaction qui se produit entre un ester et de l'eau. Il se forme un acide carboxylique et un alcool. C'est la réaction inverse de l'estérification.

2. Etude expérimentale

2.1. Tableau de mesures

t(h)	0	1	2	3	4	5	6	7
n_{ac} (mol)	1	0,1	0,15	0,24	0,28	0,31	0,33	0,33

2.2. Courbe $n_{ac} = f(t)$

2.3. Interprétation

La réaction est limitée dans le temps et est très lente. Elle ne dégage pas de chaleur. A tout instant $n_{ac}(t) = n_{alc}(t)$ et $n_{est}(t) = n_{eau}(t) = n_{est}^0 - n_{ac}(t)$.

2.4. Conclusion

L'hydrolyse est une réaction **très lente, limitée ou réversible et athermique** d'équation-bilan :



L'aide, l'alcool, l'ester et l'eau sont dans les mêmes proportions que l'estérification.

Les deux exactions ont le même taux limite

Remarque :

Cette réaction est accélérée en présence de catalyseur tel que l'acide sulfurique et lorsqu'on porte le mélange à une température élevée.

CHAPITRE 8

Objectif général : Analyser une réaction d'oxydoréduction.

Objectif spécifique : Utiliser la notion de couple oxydant-réducteur.

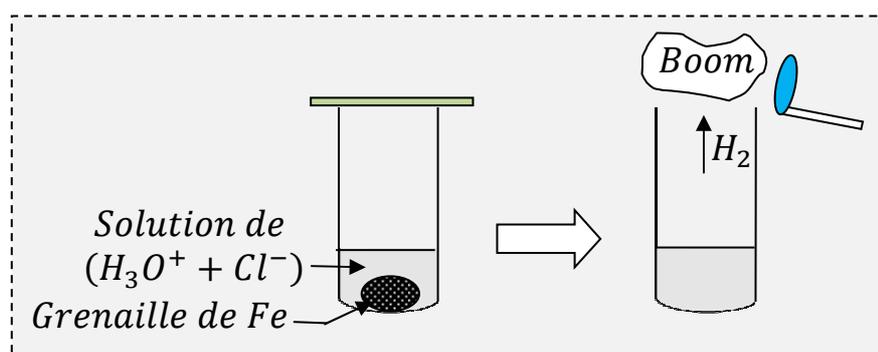
Durée : 4 heures

REACTIONS D'OXYDOREDUCTIONS

I. Réactions entre quelques espèces chimiques

1. Action d'acide chlorhydrique sur le fer

1.1. Expérience



1.2. Interprétation et équations

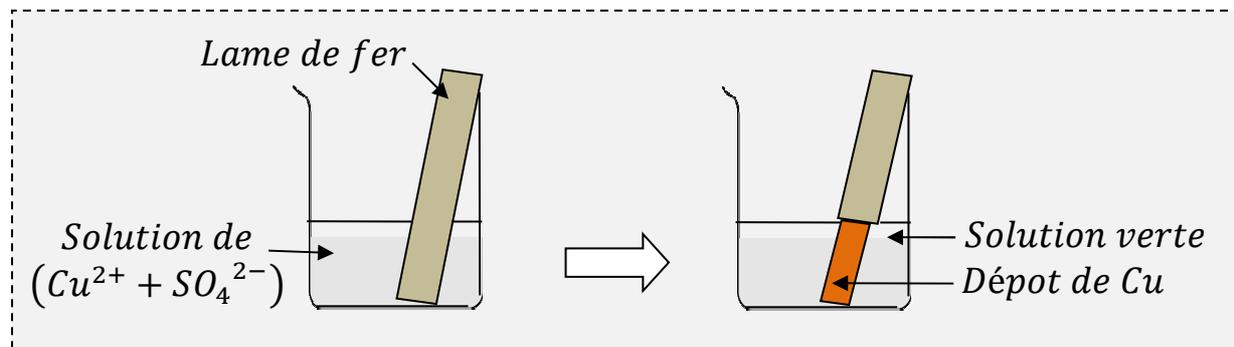
Au cours de cette expérience, le métal fer et les ions H_3O^+ disparaissent et il se forme des ions Fe^{2+} et un dégagement de gaz dihydrogène selon l'équation-bilan :



2. Action d'un ion métallique sur un métal

2.1. Action de l'ion cuivre sur le fer

• Expérience



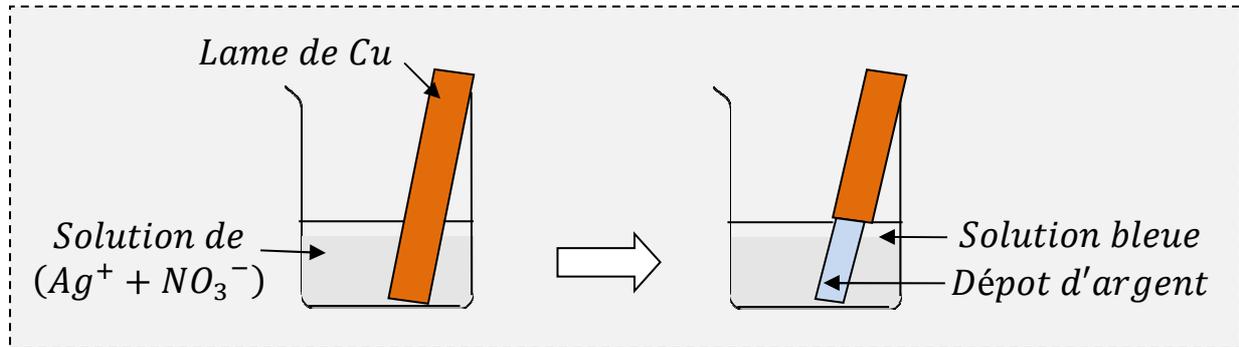
• Interprétation et équation

L'ion cuivre et le métal fer disparaissent et se forment l'ion fer et du métal cuivre selon l'équation-bilan :



2.2. Action de l'ion argent sur le métal cuivre

• Expérience



• Interprétation et équation

L'ion argent et le métal cuivre disparaissent et se forment l'ion cuivre et de métal argent selon l'équation-bilan :



3. Interprétation des équations-bilans précédentes

3.1. Réaction entre Cu^{2+} et Fe

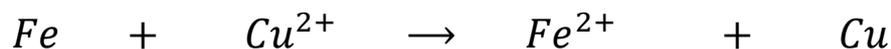
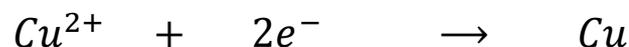
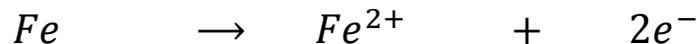
- L'ion cuivre donne le métal cuivre selon la demi-équation électronique :



- Le métal fer donne l'ion fer II selon la demi-équation électronique :

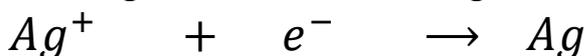


- L'équation-bilan s'obtient comme suit :



3.2. Réaction entre Ag^+ et le métal cuivre

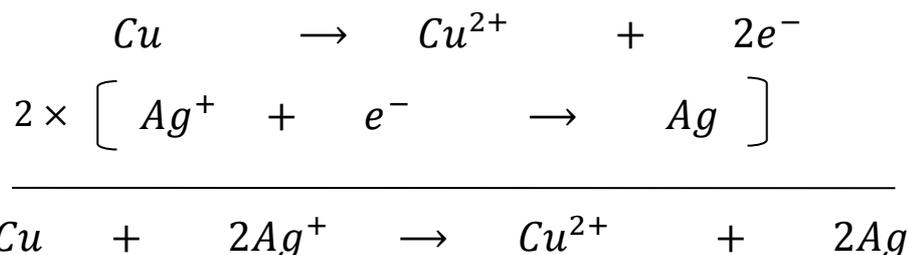
- L'ion argent donne le métal argent selon la demi-équation électronique :



- Le métal cuivre donne l'ion cuivre selon la demi-équation électronique :



- L'équation-bilan s'obtient comme suit :



3.3. Réaction entre H_3O^+ et le métal fer

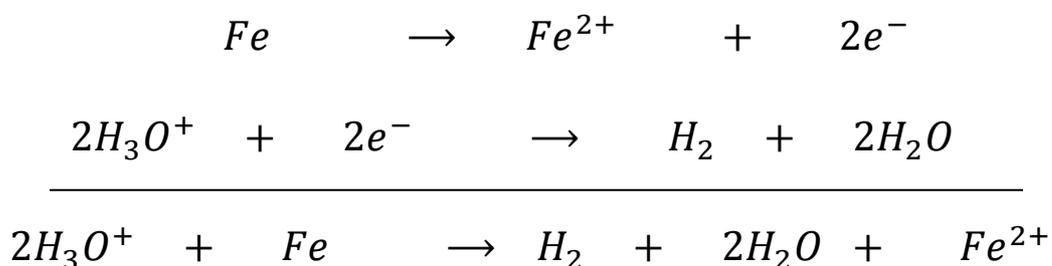
- L'ion hydronium donne le gaz dihydrogène selon la demi-équation électronique :



- Le métal fer donne l'ion fer II selon la demi-équation électronique :



- L'équation-bilan s'obtient comme suit :



Remarque :

Toutes ces équations-bilans sont obtenues par la superposition de deux demi-équations électroniques.

II. L'oxydoréduction

1. Définitions

1.1. Oxydation

Une oxydation est une réaction au cours de laquelle il y a perte d'électrons.

1.2. Réduction

Une réduction est une réaction au cours de laquelle il y a gain d'électrons.

1.3. Réducteur et oxydant

- Un réducteur est une espèce chimique qui perd un ou des électrons au cours d'une réaction chimique.
- Un oxydant est une espèce chimique qui capte un ou des électrons au cours d'une réaction chimique.

Exemple : Réaction entre l'ion cuivre et le fer.

2. Couple d'oxydant-réducteur

- Couple formé par Cu^{2+} et Cu

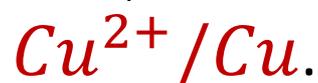
Dans la réaction avec le fer : $\text{Cu}^{2+} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu}$

Dans la réaction avec Ag^{+} : $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^{-}$

Ces demi-équations inverses peuvent être combinées en une seule demi-équation :



On dit que Cu^{2+} et Cu forme un couple oxydo réducteur (couple rédox) noté



- **Généralisation**

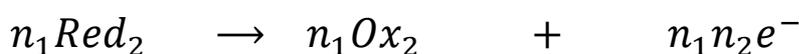
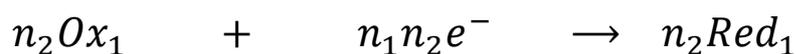
Deux espèces chimiques Ox et Red forment un couple rédox si le gain de ne^{-} par Ox conduit à Red selon la demi-équation électronique :



Le couple se note Ox/Red

3. Réaction d'oxydoréduction en solution aqueuse

Toute réaction d'oxydoréduction peut être considérée comme la superposition de deux demi-équations électroniques de sorte qu'aucun électron n'apparaît dans l'équation-bilan. Soient deux couples redox Ox_1/Red_1 et Ox_2/Red_2 :



Remarque :

La réaction d'oxydoréduction est une réaction entre deux couples redox.

CHAPITRE 9

Objectif général : Analyser une réaction d'oxydoréduction.

Objectif spécifique : Classer qualitativement les couples oxydant-réducteur.

Durée : 1 heure

CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES REDOX

I. Classification de quelques couples redox

1. Couples Cu^{2+}/Cu , Fe^{2+}/Fe , Ag^+/Ag

- $Cu^{2+} + Fe \rightarrow Cu + Fe^{2+}$
- Le fer réduit l'ion cuivre alors que le cuivre ne peut pas réduire l'ion fer II.
Le fer est donc plus réducteur que le cuivre.
- L'ion cuivre oxyde le fer alors que l'ion fer II ne peut pas oxyder le cuivre.
L'ion cuivre est donc plus oxydant que l'ion fer II.
- $2Ag^+ + Cu \rightarrow 2Ag + Cu^{2+}$
- Le cuivre réduit l'ion argent alors que l'argent ne peut pas réduire l'ion cuivre.
Le cuivre est donc plus réducteur que l'argent.
- L'ion argent oxyde le cuivre alors que l'ion cuivre ne peut pas oxyder l'argent.
L'ion argent est donc plus oxydant que l'ion cuivre.

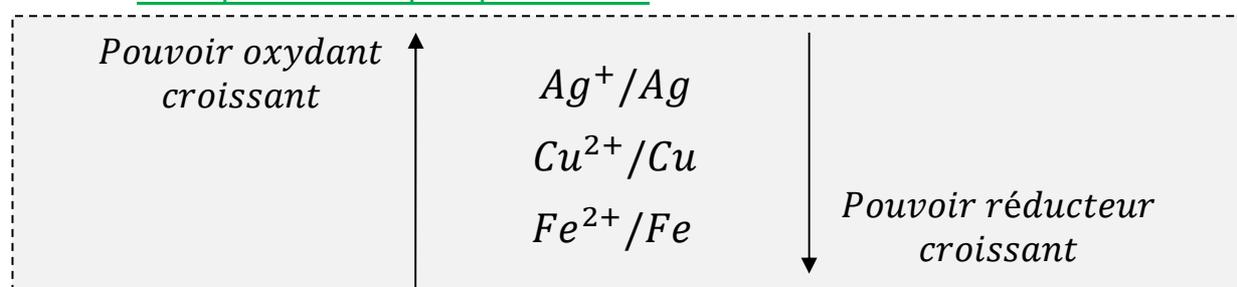
Remarque :

Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, c'est le réducteur le fort qui réagit avec l'oxydant le plus fort.

2. Principe de la classification

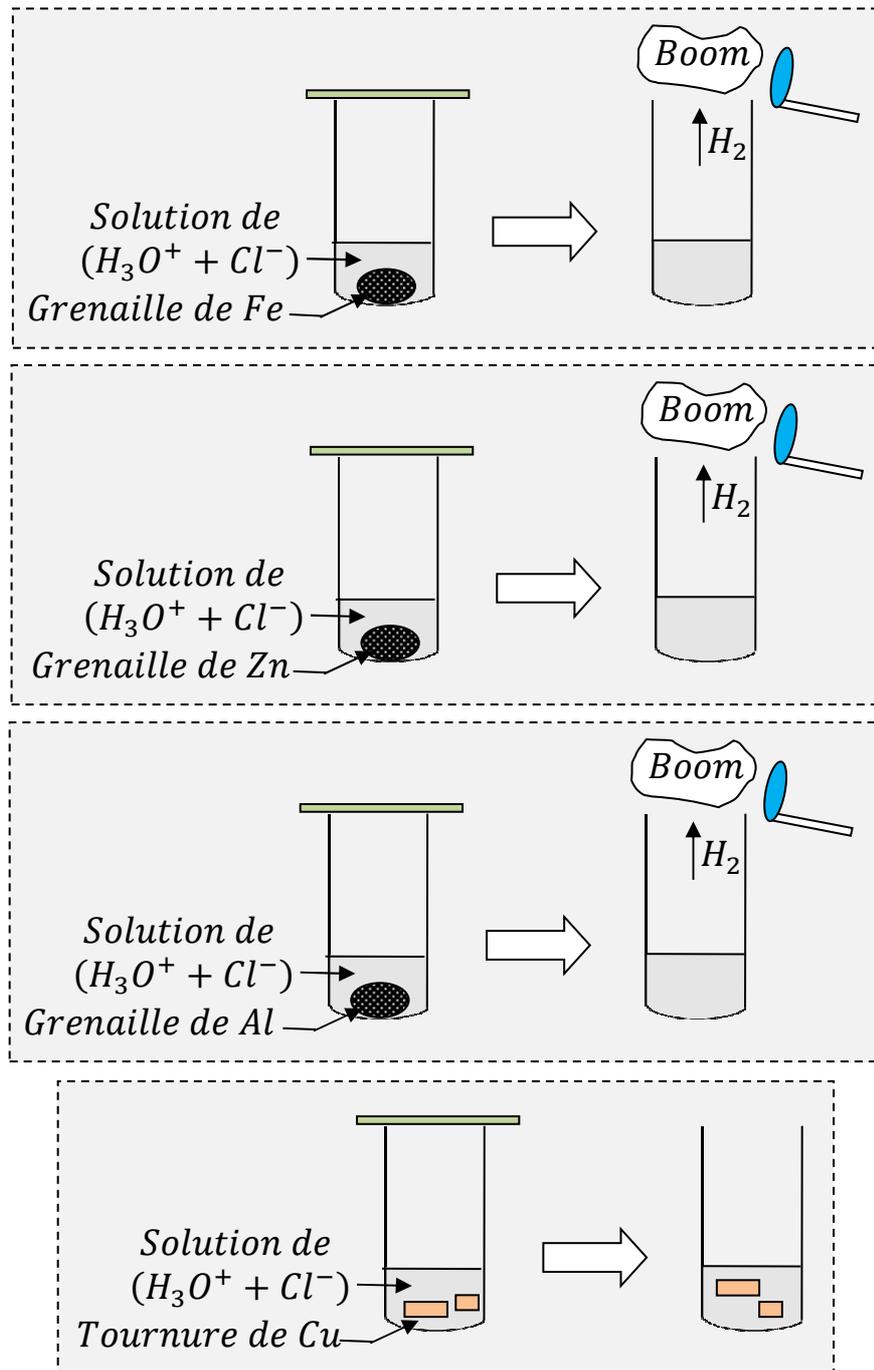
La classification des couples redox repose sur le pouvoir réducteur et oxydant des éléments des couples.

3. Exemples des couples précédents



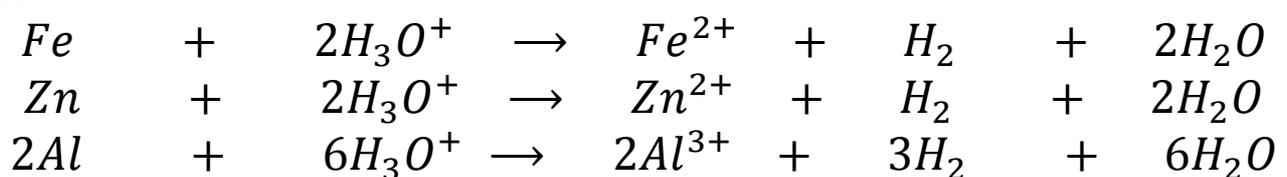
II. Action des acides sur les métaux

1. Expériences



2. Interprétation et équation

Sur le zinc, le fer et l'aluminium, l'acide sulfurique réagit. Ce qui n'est pas le cas sur le cuivre.



3. Position du couple H_3O^+/H_2

L'ion H_3O^+ est plus oxydant que Fe^{2+} , Zn^{2+} et Al^{3+} puis moins oxydant que Cu^{2+} .
Le couple H_3O^+/H_2 est entre les couples Cu^{2+}/Cu et Fe^{2+}/Fe dans la classification précédente.

III. Classification électrochimique qualitative des couples redox

1. Place du couple Zn^{2+}/Zn

Le métal zinc réagit avec l'ion fer II. Zn est donc plus réducteur que le fer.
Le couple Zn^{2+}/Zn est situé en dessous du couple Fe^{2+}/Fe .

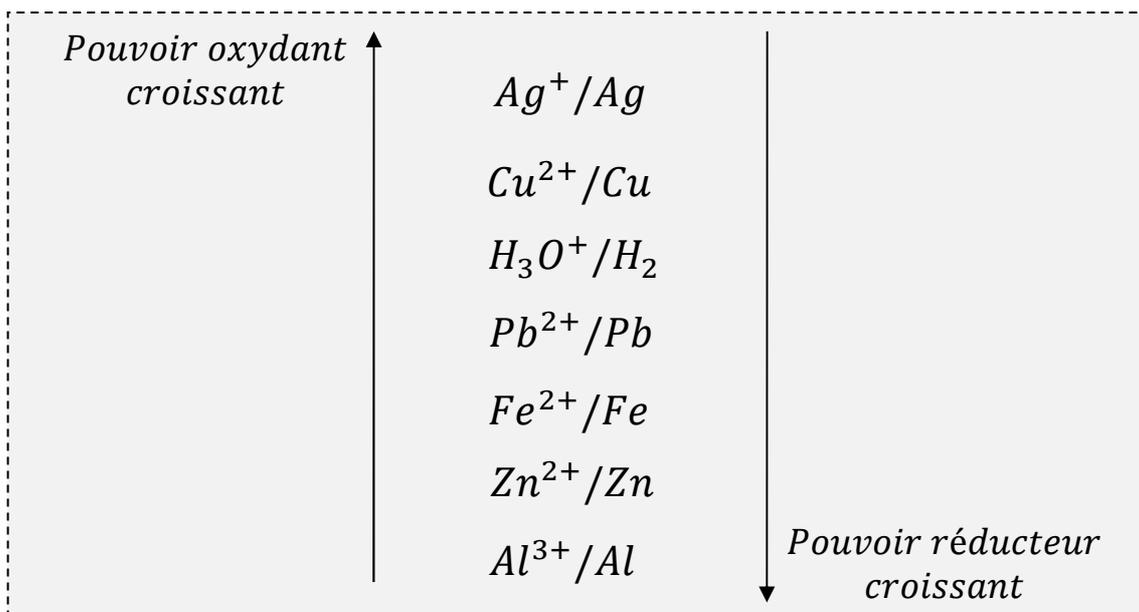
2. Place du couple Al^{3+}/Al

L'aluminium réagit avec l'ion zinc. Al est donc plus réducteur que le zinc.
Le couple Al^{3+}/Al est situé en dessous du couple Zn^{2+}/Zn .

3. Place du couple Pb^{2+}/Pb

Le métal plomb réagit l'acide sulfurique mais pas avec l'ion fer II. Le plomb est donc moins réducteur que Fe et Pb^{2+} moins oxydant que H_3O^+ . Le couple Pb^{2+}/Pb est situé entre les couples Fe^{2+}/Fe et H_3O^+/H_2 .

4. Classification des couples précédents



5. Intérêts de la classification des couples redox

La classification des couples redox permet de prévoir la réaction qui est susceptible de se produire entre deux couples redox. L'oxydant le plus fort oxyde le réducteur le plus fort. C'est la règle de GAMMA.



CHAPITRE 10

Objectif général : Analyser une réaction d'oxydoréduction.

Objectifs spécifiques :

- Classer quantitativement les couples oxydant-réducteur.
- Expliquer le fonctionnement des piles électrochimiques.

Durée : 4 heures

CLASSIFICATION QUANTITATIVE DES COUPLES REDOX

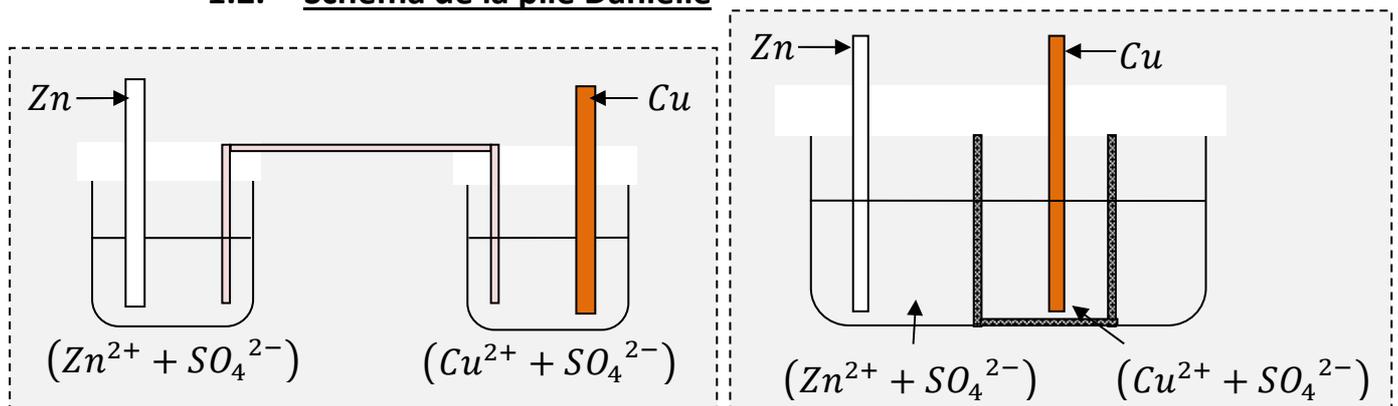
I. Notion de piles

1. Pile Danielle

1.1. Description

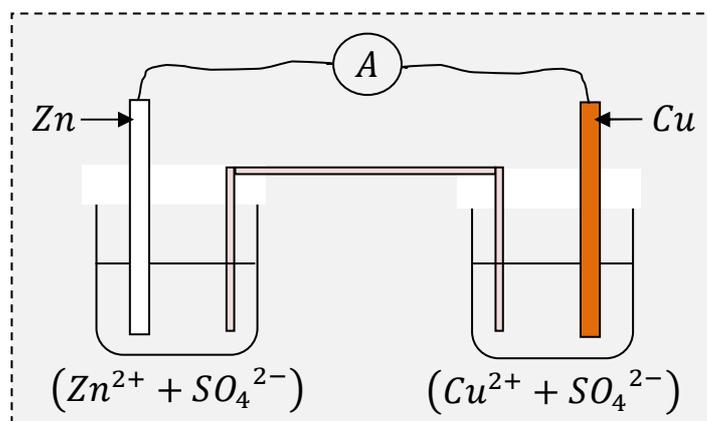
Elle est formée par deux demi piles reliées entre elles par un pont électrolytique (*pont salin*). Ce pont a pour rôle de fermer le circuit électrique.

1.2. Schéma de la pile Danielle



1.3. Fonctionnement de la pile Danielle

• Expérience

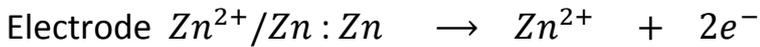
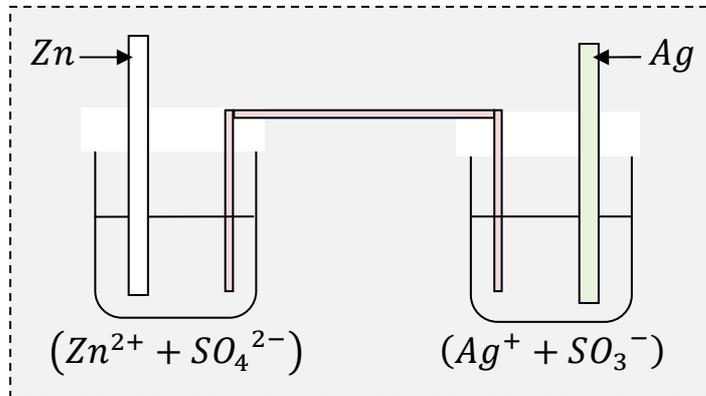


La pile Danielle est un générateur électrique. Son pôle (+) est l'électrode *Cu* et son pôle (-) est l'électrode *Zn*.

• Représentation de la pile Danielle



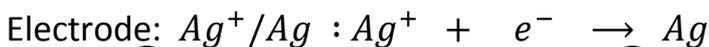
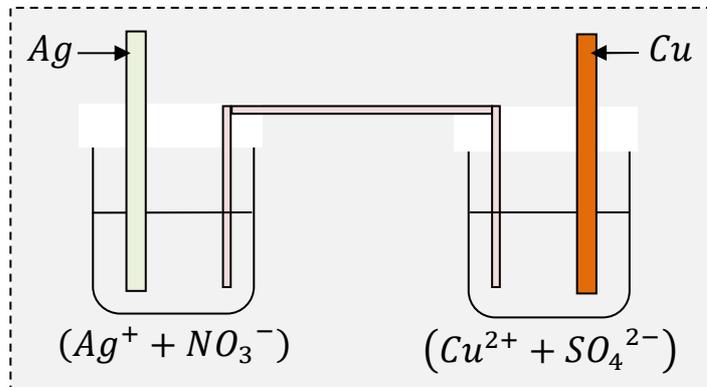
2. Pile formée par les couples Zn^{2+}/Zn et Ag^+/Ag



Le pôle \oplus est l'électrode Ag et le pôle \ominus est l'électrode Zn .

Le symbole de la pile s'écrit : $\ominus \text{Zn/Zn}^{2+} \quad // \quad \text{Ag}^+/\text{Ag} \oplus$

3. Pile formée par les couples Cu^{2+}/Cu et Ag^+/Ag



Le pôle \oplus est l'électrode Ag et le pôle \ominus est l'électrode Cu .

Le symbole de la pile s'écrit : $\ominus \text{Cu/Cu}^{2+} \quad // \quad \text{Ag}^+/\text{Ag} \oplus$

4. Généralisation sur les pôles des piles

Quand on constitue une pile en associant deux électrodes métalliques (couple de type M^{n+}/M), le pôle \oplus de cette pile est l'électrode formée du métal le plus réducteur.

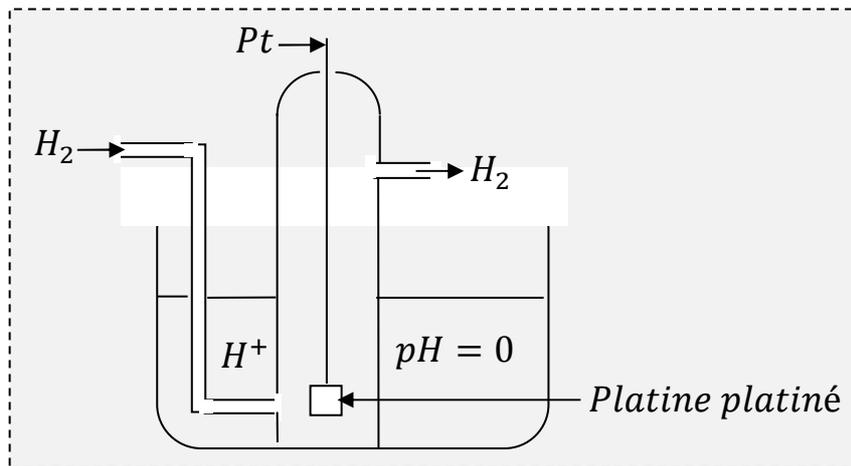
II. Notion de potentiel d'oxydoréduction

1. Demi pile à hydrogène

1.1. Electrode standard de référence ESR

Elle est formée d'une lame de platine platinée plongée dans une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ($\text{pH} = 0$) et un courant de dihydrogène gazeux à la pression de 1 bar. Son potentiel est $E_{ESR} = 0V$.

1.2. Schéma de la demi pile Pt/H⁺



Electrode H^+/Pt : $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ ou $2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow H_2 + 2H_2O$

2. Potentiel d'oxydoréduction

C'est la différence de potentiel entre la demi-pile M^{n+}/M et l'ESR. Il se note $E_{M^{n+}/M}$ et s'exprime en volt (V).

$$E_{M^{n+}/M} = V_M - V_{ESR} \Rightarrow E = E_{ESR} - E_{M^{n+}/M}$$

Avec E la force électromotrice (f. e. m) de la pile $\ominus M/M^{n+} // H^+/Pt \oplus$

3. Potentiel standard normal

Le potentiel standard d'un couple M^{n+}/M noté $E_{M^{n+}/M}^0$ est le potentiel mesuré dans les conditions standard ($[M^{n+}] = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $\text{pH} = 0$ et $p = 1 \text{ bar}$).

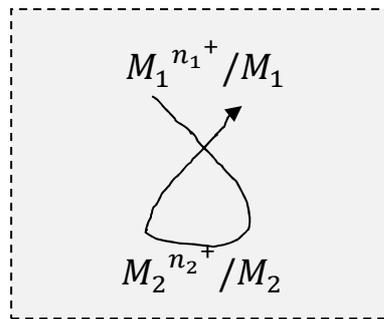
4. Utilisation du potentiel standard

4.1. Relation potentiel standard et f. e. m.

$$E = E_+^0 - E_-^0$$

4.2. Prédiction de réactions redox

Soient deux couples $M_1^{n_1+}/M_1$ (E_1^0) et $M_2^{n_2+}/M_2$ (E_2^0) avec $E_1^0 > E_2^0$



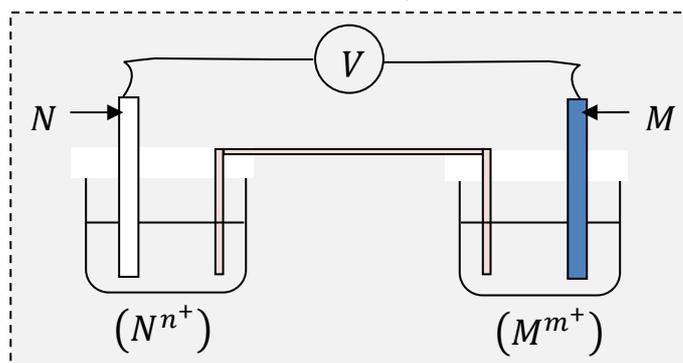
Si $E_1^0 - E_2^0 > 0,3V$ alors la réaction est totale et quantitative.

III. Classification quantitative des couples redox

1. Principe de la classification

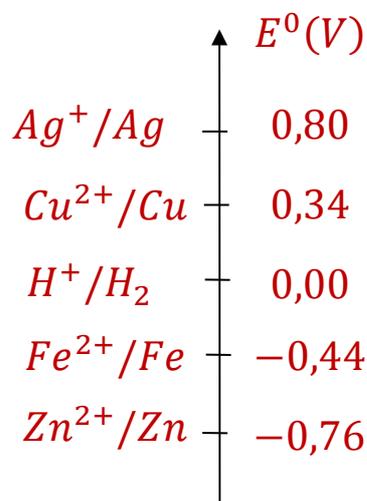
La classification est basée sur les potentiels redox (ou potentiel standard) des couples

2. Mesures de potentiel redox $E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,34V$



Pile	Zn/Fe	Zn/Ag	Cu/Ag	Fe/Cu
$E(V)$	1,10	1,56	0,46	0,78
$E_{M^{n+}/M}^0$				

3. Classification de quelques couples redox



Remarque :

Le pouvoir oxydant croissant correspond au pouvoir de potentiel standard croissant.

IV. Fonctionnement de certaines piles

1. Pile saline et pile alcaline

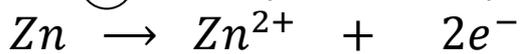
1.1. Pile type Leclanché

C'est une pile saline qui pendant son fonctionnement, nous avons :

- Pile (+) : une réduction cathodique



- Pole (-) : Une oxydation anodique



1.2. Pile alcaline dont l'électrolyte est (K⁺ + OH⁻)

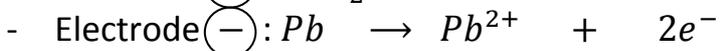
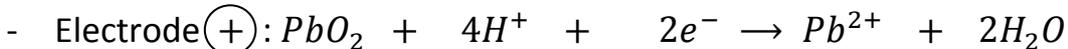
Ce sont des générateurs électriques qui réalisent la transformation de l'énergie chimique en énergie électrique.

2. Accumulateurs au plomb

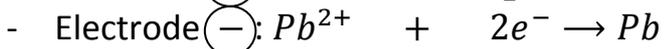
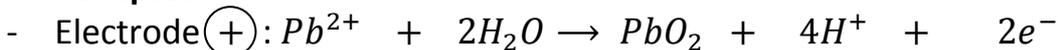
Ils sont formés d'un électrolyte (solution concentrée de H₂SO₄) et de deux électrodes en plomb (électrode + : PbO₂ et électrode - : Pb). Ils fonctionnent en générateur pendant la décharge et en récepteur pendant la charge.

Ces accumulateurs réalisent la transformation de l'énergie chimique en énergie électrique pendant la décharge et la transformation inverse pendant la charge.

- **Générateur :**



- **Récepteur :**



CHAPITRE 11

Objectif général : Analyser une réaction d'oxydoréduction.

Objectif spécifique : Appliquer la notion d'oxydoréduction à quelques couples en solution aqueuse.

Durée : 4 heures

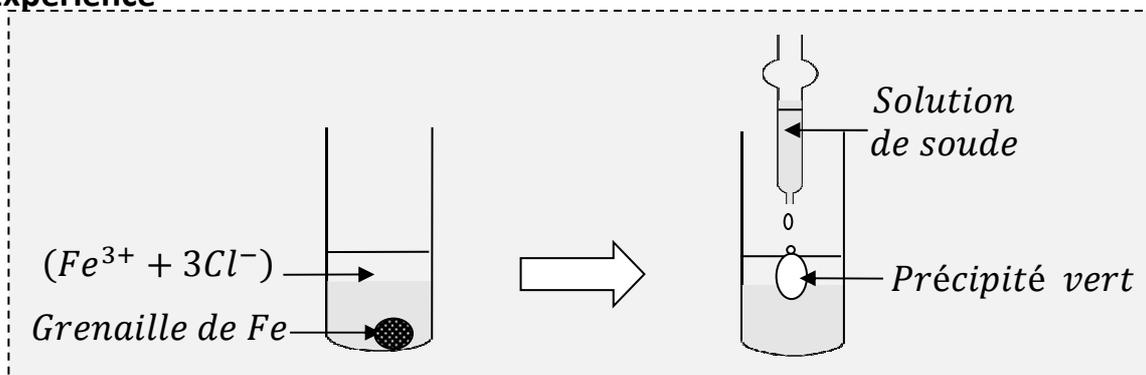
COUPLES OXYDANT-REDUCTEUR EN SOLUTION AQUEUSE, DOSAGE

I. Etude de quelques couples redox

1. Couple Fe^{3+}/Fe^{2+}

1.1. Réaction de Fe^{3+} sur le fer

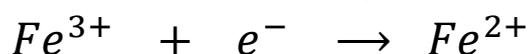
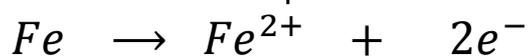
- **Expérience**



- **Interprétation**

Le précipité vert traduit la présence d'ion fer II obtenus par oxydation de Fe et réduction de Fe^{3+} .

- Les demi-équations électroniques :



- L'équation-bilan : $Fe + 2Fe^{3+} \rightarrow 3Fe^{2+}$

1.2. Potentiel redox du couple

$$E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 = 0,67V$$

2. Couple I_2/I^-

2.1. Action de l'ion iodure sur Fe^{3+}

• Expérience

$(Fe^{3+} + 3Cl^-)$ jaune
+ $(K^+ + I^-)$ rouille

CH_3Cl
Agitation énergique

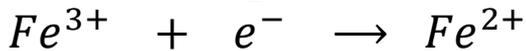
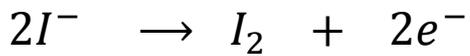
Phase incolore
Coloration violette

Solution de soude
Précipité gelatineux vert

• Interprétation

La coloration violette traduit la formation de I_2 . Le précipité vert traduit la présence de l'ion fer II.

- Les demi-équations électroniques :



- L'équation-bilan : $2I^- + 2Fe^{3+} \rightarrow I_2 + 2Fe^{2+}$

2.2. Potentiel redox du couple

$$E_{I_2/I^-}^0 = 0,67V$$

3. Couple MnO_4^-/Mn^{2+}

3.1. Action de MnO_4^- sur Fe^{2+}

• Expérience

$(K^+ + MnO_4^-)$

$(Fe^{2+} + SO_4^{2-})$
acidifiée

Solution brune jaune

$(Na^+ + OH^-)$
Précipité rouille de $Fe(OH)_3$

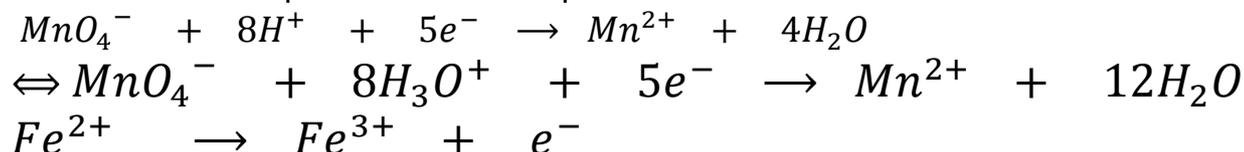
- **Interprétation**

La décoloration de la solution violette de permanganate de potassium traduit la formation d'ion Mn^{2+} incolore.

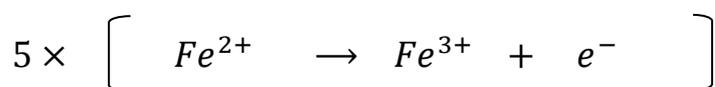
Le précipité rouille traduit la formation d'ion Fe^{3+} .

On dit que MnO_4^- est réduit en Mn^{2+} et Fe^{2+} est oxydé en Fe^{3+} .

- Les demi-équations électroniques :



- L'équation-bilan :



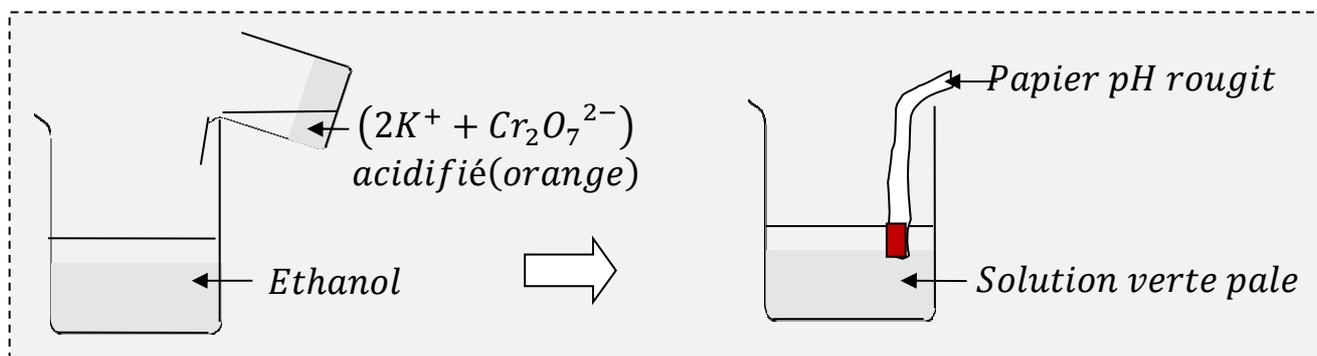
3.2. Potentiel normal du couple

$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}}^0 = 1,51V$$

4. Couples $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ et CH_3-CHO/CH_3-CH_2-OH

4.1. Action de l'ion $Cr_2O_7^{2-}$ sur l'éthanol

- **Expérience**

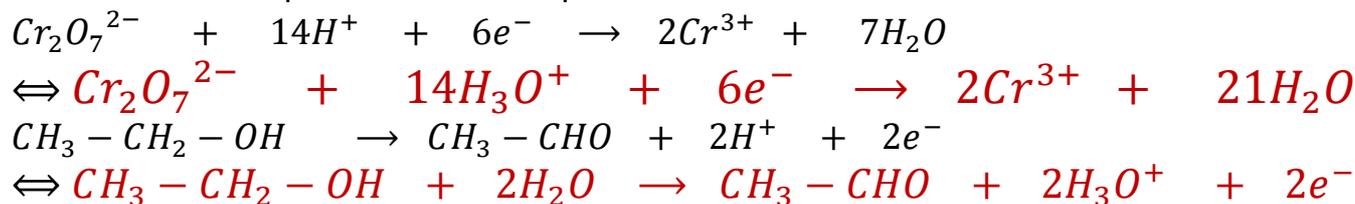


- **Interprétation**

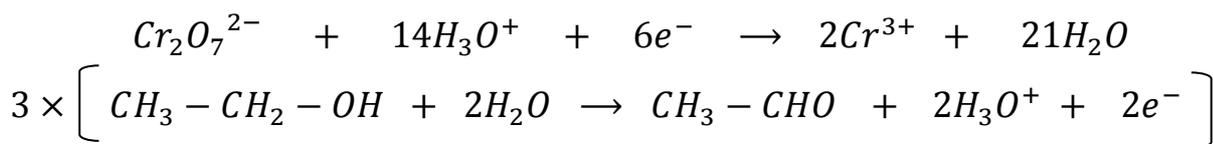
La coloration en rouge du papier-pH traduit la formation d'acide éthanoïque.

La coloration verte pale de la solution traduit la présence d'ion chrome III.

- Les demi-équations électroniques :



- L'équation-bilan :



4.2. Potentiels normaux des couples

$$E_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}}^0 = E_{CH_3-CHO/CH_3-CH_2-OH}^0 =$$

5. Classement de ces couples

II. Dosage

1. Rappels sur le dosage

1.1. Définition du dosage

Doser une solution contenant un corps A , c'est déterminer la concentration de A dans la solution à partir d'une solution de concentration connue.

1.2. Choix du réactif

Le réactif (*la solution de concentration connue*) doit donner avec A une réaction unique, totale, quantitative et rapide.

1.3. L'équivalence

Le point d'équivalence d'un dosage est atteint lorsque les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques de la réaction du dosage.

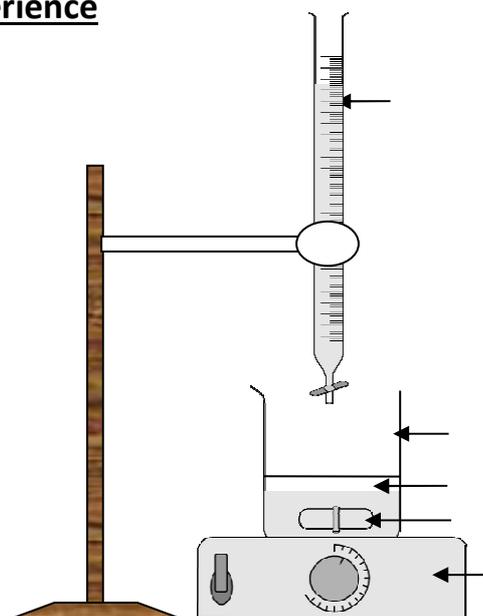
2. Technique d'un dosage

On verse progressivement à l'aide d'une burette, la solution titrée dans la solution à doser jusqu'à l'équivalence.

Dispositif du dosage :

3. Exemple : dosage de l'ion fer II par l'ion permanganate

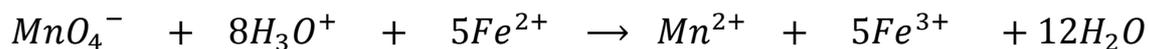
3.1. Expérience



3.2. Résultats

V(mL)			
Nombre d'essais	1	2	3

- Solution de ($Fe^{2+} + SO_4^{2-}$): (V connu ; C inconnue)
- Solution de ($K^+ + MnO_4^-$): (V' ; C' connue)

3.3. Equation-bilan de la réaction de dosage

A l'équivalence, on a :

$$n = 5n' \Leftrightarrow CV = 5C'V'$$

$$\Rightarrow C = \frac{5C'V'}{V}$$

CHAPITRE 12

Objectif général : Analyser une réaction d'oxydoréduction.

Objectif spécifique : Expliquer l'oxydoréduction par voie sèche.

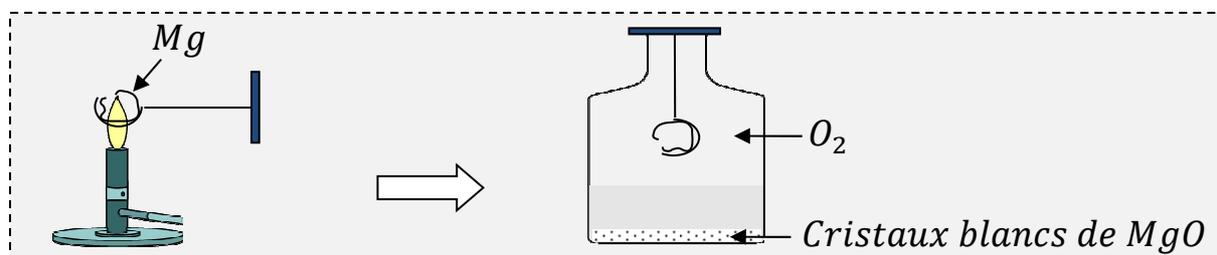
Durée : 3 heures

OXYDOREDUCTION PAR VOIE SECHE

I. Réactions d'oxydoréduction par voie sèche

1. Oxydation du magnésium par l'oxygène

1.1. Expérience



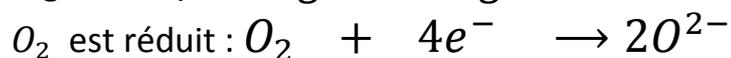
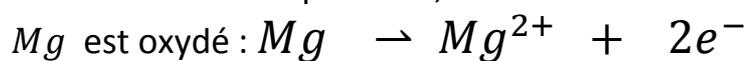
1.2. Observations

- Une lumière blanche éblouissante riche en UV.
- Des fumées blanches.
- Le flacon s'échauffe.

1.3. Interprétation

La fumée blanche est constituée de cristaux de magnésite qui est un solide à structure ionique, formé de Mg^{2+} et O^{2-} .

Au cours de cette expérience, nous avons :



Elle traduit bien une réaction d'oxydoréduction.

2. Oxydation de Na par l'oxygène

2.1. Expérience



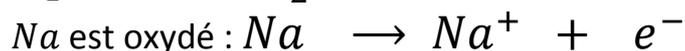
2.2. Observations

- Le sodium brûle avec une lumière jaune.
- Une fumée blanche se dépose sur les parois du flacon.
- Le flacon s'échauffe.

2.3. Interprétation

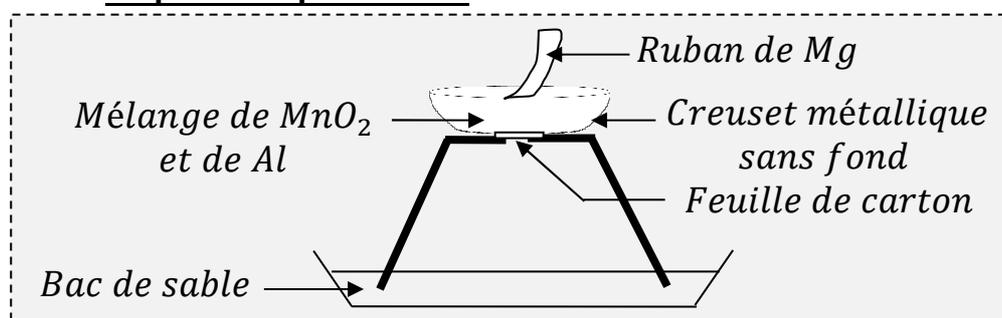
Les fumées blanches sur les parois sont de fins cristaux de $NaCl$ solide ionique.

Au cours de la réaction :



3. Expérience de l'aluminothermie : préparation du manganèse

3.1. Dispositif expérimental



3.2. Observations

- Une gerbe d'étincelle accompagnée de fumée blanche jaillit du creuset.
- Une masse incandescente de métal s'écoule dans le bac de sable.

3.3. Interprétation

La fumée blanche est de l'oxyde d'aluminium.

La masse qui s'écoule dans le bac de sable est le manganèse.



Remarque :

Toutes ces réactions se font par voie sèche.

II. Notion de nombre d'oxydation : no

• 1^{ère} Convention :

Pour les molécules dissymétriques, l'atome le plus électronégatif est supposé avoir emporté le ou les doublets de liaisons donc porte une charge fictive. Et c'est cette charge fictive qui est appelée nO de l'atome dans la combinaison considérée.

Exemples : De HCl ,

Nous avons l'ion H^+ ($\delta_+ = +1$) et l'ion Cl^- ($\delta_- = -1$)

$nO(H^+) = +1$ et $nO(Cl^-) = -1$

• 2^{ème} Convention :

Pour les molécules symétriques, les liaisons ne sont pas polarisées donc pas de charge fictive pour les atomes donc nO est nul.

Exemples : Dans H_2 , $nO(H) = 0$

III. Généralisation de la notion de nombre d'oxydation

1. Définition du nombre d'oxydation

Le nombre d'oxydation d'un atome est la charge fictive attribuée à cet atome lors de la répartition des doublets de liaisons. Il est écrit en chiffre romain.

2. Enoncés des règles

• 1^{ère} Règle :

Dans un ion monoatomique, le nO est égal à la charge électrique mesurée en charge élémentaire e.

• 2^{ème} règle :

- Dans un composé moléculaire, la somme des nO des éléments le constituant est nulle.
- Dans le cas d'un ion poly atomique, la somme des nO est égale à la charge globale de cet ion.
- Sauf dans les cas de H_2 et O_2 où $nO(H) = +I$ et $nO(O) = -II$.

3. Exemples

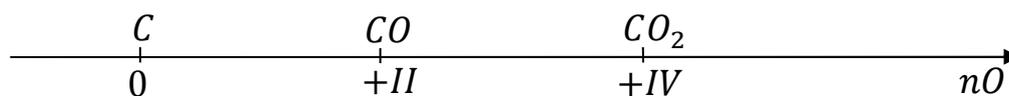
- SO_4^{2-} : nombre d'oxydation de S $\Rightarrow x + 4nO(O) = -II \Leftrightarrow x + 4(-II) = -II \Rightarrow x = +VI$
- NO_3^- : nombre d'oxydation de N $\Rightarrow x + 3nO(O) = -I \Leftrightarrow x + 3(-II) = -I \Rightarrow x = +V$
- $Fe(OH)_3$: nombre d'oxydation de Fe $\Rightarrow x + 3nO(O) + 3nO(H) = 0 \Leftrightarrow x + 3(-II) + 3(I) = 0 \Rightarrow x = +III$

4. Intérêts des nombres d'oxydations

4.1. Classement de composés

C : $nO(C) = 0$; CO : $nO[C] = +II$; CO_2 : $nO(C) = +IV$

Echelle des nO de l'atome de carbone.



4.2. Identification de réactions

Le nO permet de déterminer le type de réaction. Ce qui conduit aux définitions suivantes :

- Une espèce chimique subit une oxydation quand l'un de ses éléments voit son nO augmenté.
- Une espèce chimique subit une réduction quand l'un de ses éléments voit son nO diminué.
- Un oxydant est une espèce chimique contenant un élément dont le nO peut diminuer.
- Un réducteur est une espèce chimique contenant un élément dont le nO peut augmenter.

CHAPITRE 13

Objectif général : Analyser une réaction d'oxydoréduction.

Objectif spécifique : interpréter le phénomène de l'électrolyse

Durée : 3 heures

ELECTROLYSE

I. Rappels

1. Electrolyse

C'est une réaction chimique qui se produit dans une solution sous l'action du courant électrique.

2. Electrolyte et électrolyseur

- Un électrolyte est une solution qui conduit le courant électrique.
- Un électrolyseur est le récipient qui contient l'électrolyte lors d'une électrolyse.

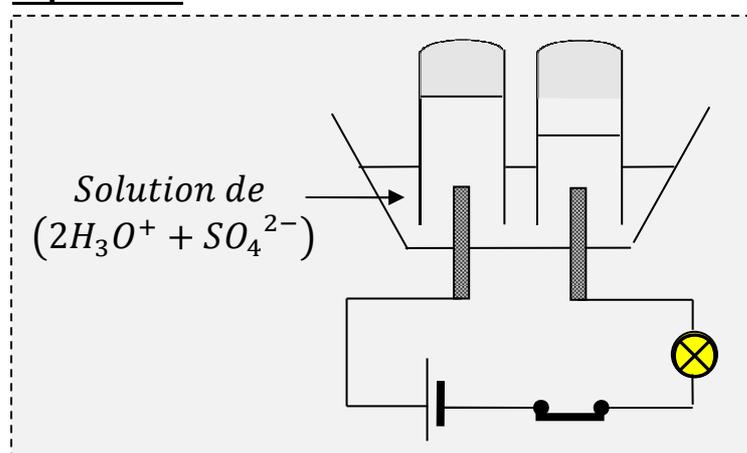
3. Anode et cathode

- L'anode est l'électrode reliée à la borne positive du générateur.
- La cathode est l'électrode reliée à la borne négative du générateur.

II. Les électrolyses

1. Electrolyse de la solution aqueuse d'acide sulfurique

1.1. Expérience



1.2. Observations

Lorsqu'on ferme l'interrupteur K :

- La lampe s'allume.
- Des gaz se dégagent aux deux électrodes.

1.3. Interprétation et équations

- A l'anode : le gaz dégagé ravive l'incandescence d'une buchette. C'est le dioxygène obtenu selon une oxydation anodique d'équation :



- A la cathode : le gaz qui se dégage détone à l'approche d'une flamme.
C'est le dihydrogène obtenu selon une réduction cathodique d'équation :



- L'équation-bilan s'écrit :

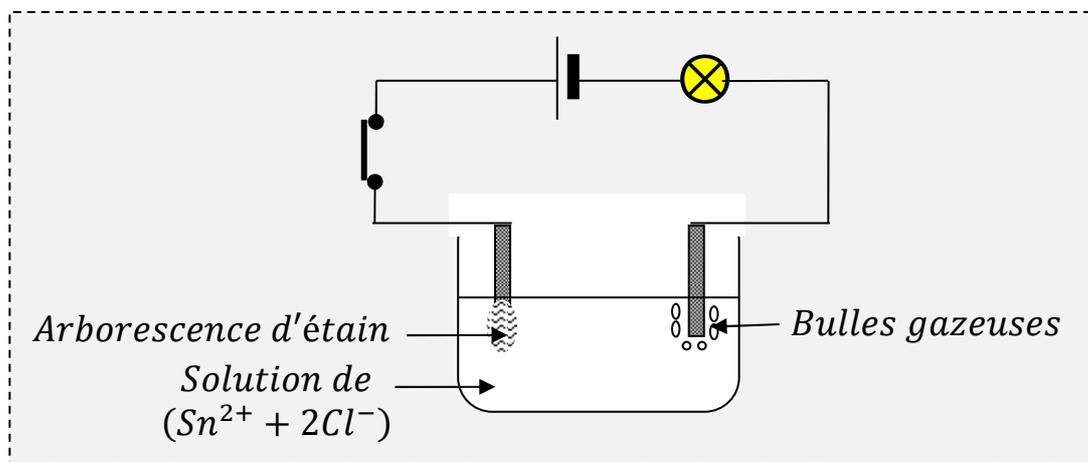


1.4. Conclusion

Cette électrolyse produit du dioxygène et du dihydrogène.

2. Electrolyse de la solution aqueuse de chlorure d'étain

2.1. Expérience



2.2. Observations

- Des bulles gazeuses apparaissent à l'anode.
- Une arborescence d'étain apparaît à la cathode.

2.3. Interprétation et équations

- **A l'anode** : le gaz est reconnaissable à son odeur de javel et par ses propriétés décolorantes. C'est le di chlore obtenu par une oxydation anodique d'équation :



- **A la cathode** : il est formé de l'étain selon une réduction cathodique d'équation :



- L'équation-bilan s'écrit :

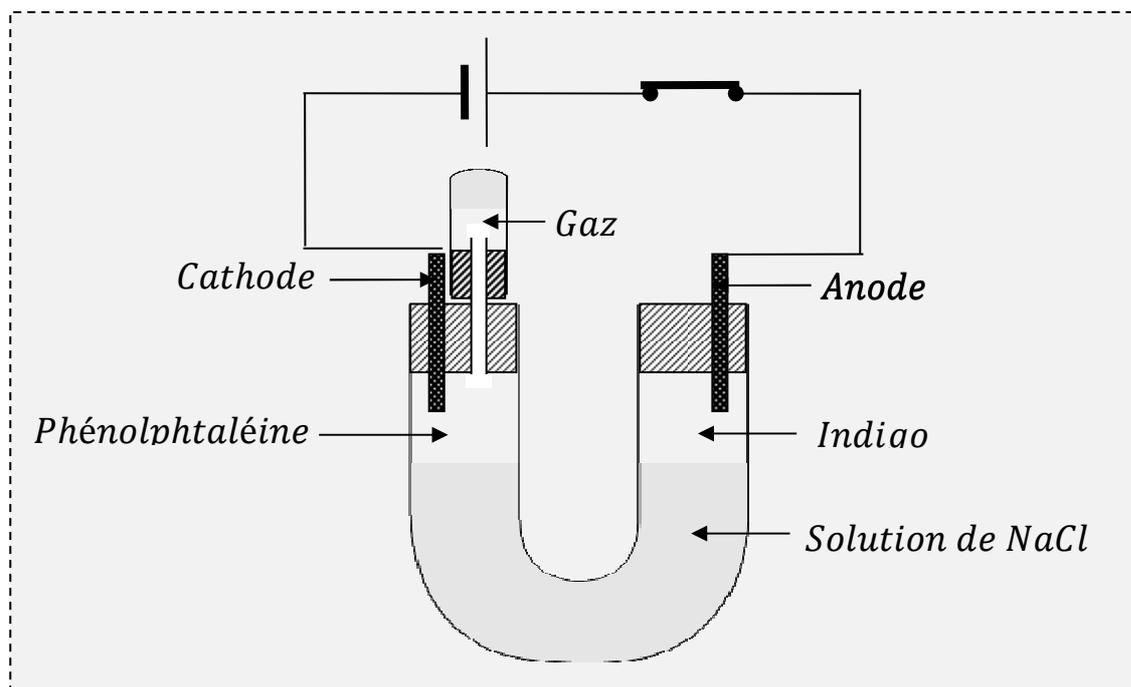


2.4. Conclusion

Cette électrolyse produit du di chlore et de l'étain.

3. Electrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium

3.1. Expérience



3.2. Observations

- Des gaz se dégagent aux électrodes.
- L'indigo se décolore à l'anode.
- La phénolphtaléine ajoutée à la cathode, rosit.

3.3. Interprétation et équations

- **A l'anode** : le gaz est reconnaissable à son odeur de javel et par ses propriétés décolorantes. C'est le di chlore obtenu par une oxydation anodique d'équation :



- **A la cathode** : le gaz qui se dégage détone à l'approche d'une flamme. C'est le dihydrogène. Le compartiment cathodique devient progressivement basique. La réduction cathodique a pour équation :



- L'équation-bilan s'écrit :



- L'équation globale s'écrit :



3.4. Conclusion

Au cours de l'électrolyse de la solution de chlorure de sodium, il se produit **du di chlore**, **du dihydrogène** et la solution se transforme progressivement en une solution **d'hydroxyde de sodium** basique.

III. Applications de l'électrolyse

1. Electrolyse préparatoire

Nombreux métaux peuvent être préparés par électrolyse.

Exemples : *Cu, Mg, Zn* ...

Certains produits tels que MnO_4 , H_2O_2 peuvent être préparés par oxydation anodique.

2. Electrolyse purificatrice

A partir du procédé par anode soluble, on purifie certains métaux tels que *Cu, Pt, Zn*..

3. Dépôts électrolytiques

- **Galvanotaxie** : C'est une technique qui permet de recouvrir un métal d'une mince couche d'un autre métal.

Exemples ; zingage, nickelage, l'argenture...

- **Galvanoplastie** : Cette technique permet de fabriquer des clichés d'imprimerie, des médailles et des disques.