

Niveau : 1<sup>ère</sup> D

THEME 4 : CHIMIE ORGANIQUE

LEÇON 1 : GENERALITES SUR LES COMPOSES ORGANIQUES

Durée : 3,5 heures

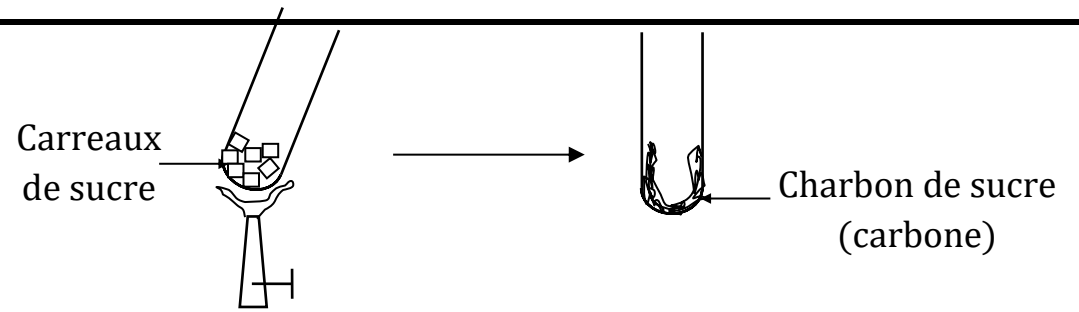
HABILETES	CONTENUS
Définir	un composé organique.
Montrer	la présence de l'élément carbone dans un composé.
Connaître	les autres éléments présents dans les composés organiques
Déterminer	la composition centésimale massique d'un composé organique.
Utiliser	la relation $d = \frac{M}{29}$
Déterminer	la formule brute d'un composé organique.

<p><b><u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u></b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>•</li> <li>•</li> <li>•</li> <li>•</li> <li>•</li> </ul>	<p><b><u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u></b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Schémas sur polycopies</li> <li>- Fiche TD</li> <li>-</li> <li>-</li> </ul>
	<p align="center"><b><u>BIBLIOGRAPHIE :</u></b></p> <p align="center">Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes</p>
<p><b>PRE-REQUIS :</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>-</li> <li>-</li> <li>-</li> </ul>	<p align="center"><b><u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u></b></p>
<p><b><u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</u></b></p>	

# **PLAN DU COURS**

1. Introduction à la chimie organique
  - 1.1. Définition de la chimie organique
  - 1.2. Mise en évidence expérimentale de l'élément carbone
    - 1.2.1. Par pyrolyse
    - 1.2.2. Par combustion
  - 1.3. Importance de l'élément carbone
  - 1.4. Autres éléments chimiques présents dans les composés organiques
2. Formule brute d'un composé organique à partir de l'analyse élémentaire
  - 2.1. Composition centésimale massique d'un composé
  - 2.2. Applications
3. Densité
  - 3.1. Densité d'un corps liquide ou solide par rapport à l'eau
  - 3.2. Densité d'un gaz par rapport à l'air

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	<b>GENERALITES SUR LES COMPOSES ORGANIQUES</b>
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Des élèves en classe de 1<sup>ère</sup> C au Lycée Moderne de Tiassalé échangent avec le fils aîné de leur tuteur qui est étudiant en chimie. Il leur apprend que la chimie organique est la chimie des composés du carbone. Le lendemain, ils informent leurs camarades de classe. Voulant en savoir davantage les élèves décident de définir un composé organique, de mettre en évidence l'élément carbone et de déterminer la formule brute d'un composé à partir des résultats de l'analyse élémentaire et réciproquement.</p> <p style="text-align: center;"><b>1. <u>Introduction à la chimie organique</u></b></p> <p style="text-align: center;"><b>1.1. <u>Définition de la chimie organique</u></b></p> <p>La chimie organique est la partie de la chimie qui s'intéresse à l'étude des composés <b>principalement</b> constitués de <b>carbone</b>. Ces composés sont appelés <b>composés organiques</b>.</p> <p style="text-align: center;"><b>1.2. <u>Mise en évidence expérimentale de l'élément carbone</u></b></p> <p style="text-align: center;"><b>1.2.1. <u>Par pyrolyse</u></b></p> <p style="text-align: center;">* <u>Expérience et observations</u></p>

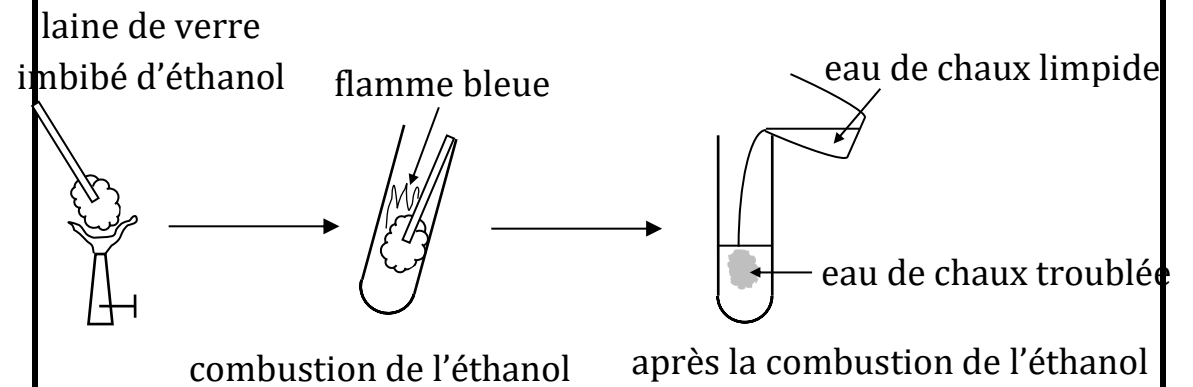


\* Conclusion

La pyrolyse est la décomposition d'un corps sous l'effet de la chaleur.  
 Le carbone apparaît alors sous forme de charbon.  
 Le sucre contient du carbone.

**1.2.2. Par combustion**

\* Expérience et observations



\* Conclusion

La combustion de l'éthanol produit du dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ).  
 L'éthanol contient donc du carbone.

### **1.3. Importance de l'élément carbone**

Les substances naturelles, qu'elles soient du règne animal ou végétal, contiennent toutes l'élément carbone.

**Exemples** : Charbon, pétrole, gaz naturel, végétaux, graisses, protéines, organismes vivants ...etc.

Ils existent également de nombreuses substances synthétiques qui contiennent aussi l'élément carbone.

**Exemples** : fibres textiles, matières plastiques ...etc.

### **1.4. Autres éléments chimiques présents dans les composés organiques**

Outre l'élément carbone, les composés organiques contiennent :

- L'hydrogène (**H**), présent dans la plupart des composés organiques. Exemple : les hydrocarbures.
- L'oxygène (**O**), présent dans les alcools, les acides, les sucres, ....
- L'azote (**N**), présent dans les acides aminés, les protides....

D'autres éléments comme le chlore (**Cl**), le brome (**Br**), le soufre (**S**), le phosphore (**P**) se rencontrent plus rarement.

## 2. Formule brute d'un composé organique à partir de l'analyse élémentaire

### 2.1. Composition centésimale massique d'un composé

L'analyse élémentaire quantitative d'un composé organique permet de déterminer sa composition centésimale massique (ou molaire). Celle-ci permet d'accéder à la formule brute de composition du composé.

Le pourcentage massique d'un élément X dans un composé A est donnée par les expressions :

$$\%X = \frac{\text{Nbre d'atome de X} \times \text{masse molaire de X}}{\text{Masse molaire du composé A}} \times 100$$

$$\text{ou } \%X = \frac{\text{Masse de X}}{\text{Masse molaire du composé A}} \times 100$$

#### Exemple 1 :

Pour un composé A contenant du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène, on peut écrire la formule brute ci-après :  $C_xH_yO_z$ .

Si la masse molaire du composé A est M, alors les pourcentages massiques des éléments chimiques présents dans A sont :

$$\%C = \frac{x \cdot M_C}{M} \times 100 = \frac{12x}{M} \times 100$$

$$\%H = \frac{y \cdot M_H}{M} \times 100 = \frac{y}{M} \times 100$$

$$\%O = \frac{z \cdot M_O}{M} \times 100 = \frac{16z}{M} \times 100$$

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

**Remarque :**  $M = x.M_C + y.M_H + z.M_O = 12x + y + 16z.$

**Exemple 2 :**

La combustion d'un composé organique A ( $C_xH_yO_z$ ) de masse  $m_A$  donne  $m_1$  masse de dioxyde de carbone ( $CO_2$ ) et  $m_2$  masse d'eau ( $H_2O$ )

- Masse et pourcentage massique de carbone :

Il y a 12g de C dans 44g de  $CO_2$  donc dans  $m_1$  il y aura  $m(C)$  tel que :  $m(C) = \frac{12 \times m_1}{44}$  et  $\%C = \frac{m(C)}{m_A} \times 100$

- Masse et pourcentage massique d'hydrogène :

Il y a  $2 \times 1g$  d'H dans 18g de  $H_2O$  donc dans  $m_2$  il y aura  $m(H)$  tel que :  $m(H) = \frac{2 \times m_2}{18}$  et  $\%H = \frac{m(H)}{m_A} \times 100$

- Masse et pourcentage massique d'oxygène :

$$m(O) = m_A - (m(C) + m(H)) \text{ et } \%O = 100 - (\%C + \%H)$$

**Exemple 3 :**

La combustion complète d'un composé organique A ( $C_xH_yO_z$ ) donne du dioxyde de carbone ( $CO_2$ ) et de l'eau ( $H_2O$ )

- Equation-bilan :  $C_xH_yO_z + (x + \frac{y}{4} + \frac{z}{2})O_2 \longrightarrow xCO_2 + \frac{y}{2}H_2O$

- Bilan molaire : 
$$\frac{n(C_xH_yO_z)}{1} = \frac{n(O_2)}{x + \frac{y}{4} + \frac{z}{2}} = \frac{n(CO_2)}{x} = \frac{n(H_2O)}{\frac{y}{2}}$$

## 2.2. Densité

### 2.2.1. Densité d'un corps liquide ou solide par rapport à l'eau

La densité d'un corps solide ou liquide par rapport à l'eau est le quotient de la masse volumique du corps par celle de l'eau.



, avec  $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/cm}^3$

**N.B.** : La densité est sans d'unité.

### 2.2.2. Densité d'un gaz par rapport à l'air

C'est le quotient de la masse  $m$  d'un volume  $V$  de ce gaz par la masse  $m_0$  du même volume  $V$  d'air, les deux volumes étant mesurés dans les conditions de température et de pression.

La densité est donnée par la relation :

$$d = \frac{M}{29} \quad , \text{ M étant la masse molaire moléculaire du gaz.}$$

### **2.3. Applications**

#### **Exercice n°1**

1. Un composé organique a pour formule brute  $C_2H_7N$ .
  - a. Déterminer sa masse molaire.
  - b. En déduire la composition centésimale de ce composé ?
  - c. Quelle est la densité par rapport à l'air de sa vapeur ?
2. L'analyse d'un autre composé de formule brute  $C_xH_yO_z$  montre que sa composition centésimale en masse est : 64,2% de carbone, 13,6% d'hydrogène et 22,2 d'oxygène. La masse molaire de cette substance est de  $74 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Déterminer la formule moléculaire brute de ce composé.

On donne :  $M(C) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(H) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(N) = 14 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  
 $M(O) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

#### **Exercice n°2**

On soumet à l'analyse 0,2523 g d'une substance organique ne contenant que du carbone de l'hydrogène et de l'oxygène. On obtient 0,1846 g d'eau et 0,4470 g de dioxyde de carbone.

La densité de vapeur de cette substance est 2,56

1. Quelle est la composition centésimale massique de cette substance ?
2. En déduire sa formule brute ?

#### **Exercice n°3**

La combustion complète de  $10 \text{ cm}^3$  d'un composé gazeux A ne comportant que du carbone et de l'hydrogène, nécessite  $65 \text{ cm}^3$  de dioxygène et produit  $40 \text{ cm}^3$  de dioxyde de carbone et de l'eau.

Quelle est la formule brute du composé A ?

#### **Situation d'évaluation**

Pendant un cours de chimie, le professeur de Physique-chimie te remet les résultats d'une analyse centésimale massique portant sur un composé organique A :

- Élément carbone : 60 %
- Élément hydrogène : 13 %

En plus, tu disposes des informations suivantes :

- |  |  |  |  |  |
|--|--|--|--|--|
|  |  |  |  | <ul style="list-style-type: none"><li>- La molécule de A renferme un troisième élément chimique noté X.</li><li>- A contient un seul atome de X par molécule.</li><li>- En plus, la vaporisation 2,0g de ce composé donne une vapeur qui occupe un volume de 746,6 cm<sup>3</sup> dans les conditions normales de températures et de pression.</li></ul> |
|--|--|--|--|--|

Il te demande de déterminer la formule brute du composé A à partir de toutes ces informations.

1. Détermine :

1.1 La masse molaire de A.

1.2 Le nombre d'atomes de carbone et d'hydrogène contenus dans une molécule de A.

2. Déduis-en le symbole de l'élément constitutif X ainsi que la formule brute de A

Données : Volume molaire :  $V_0 = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

$M_{\text{H}} = 1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{C}} = 12\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{N}} = 14 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{O}} = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Niveau : 1<sup>ère</sup> D

THEME 4 : CHIMIE ORGANIQUE

LEÇON 2 : LES ALCANES

Durée : 4 heures

HABILETES	CONTENUS
Définir	un alcane.
Connaître	<ul style="list-style-type: none"><li>• la structure des alcanes.</li><li>• la formule générale :<ul style="list-style-type: none"><li>- des alcanes non cycliques ;</li><li>- des alcanes cycliques.</li></ul></li></ul>
Connaître	l'isomérisation de chaîne.
Ecrire	les formules développées et semi-développées de quelques alcanes.
Nommer	<ul style="list-style-type: none"><li>• un alcane à chaîne carbonée linéaire.</li><li>• un alcane à chaîne carbonée ramifiée.</li><li>• un alcane à chaîne carbonée cyclique.</li><li>• un dérivé substitué.</li></ul>
Interpréter	quelques réactions chimiques des alcanes : <ul style="list-style-type: none"><li>- combustion complète;</li><li>- combustion incomplète</li><li>- substitution.</li></ul>
Ecrire	<ul style="list-style-type: none"><li>• l'équation-bilan de la combustion complète et incomplète d'un alcane.</li><li>• l'équation-bilan d'une réaction de substitution.</li></ul>
Exploiter	l'équation - bilan : <ul style="list-style-type: none"><li>- de la combustion complète ou incomplète d'un alcane.</li><li>- d'une réaction de substitution sur un alcane.</li></ul>
Connaître	<ul style="list-style-type: none"><li>• l'intérêt des alcanes: combustibles, carburants.</li><li>• l'intérêt des dérivés substitués.</li><li>• les dangers liés à l'utilisation des alcanes et de leurs dérivés</li></ul>

**MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL**

- 
- 
- 
- 
- 

**SUPPORTS DIDACTIQUES :**

- Schémas sur polycopies
- Fiche TD
- 
- 

**BIBLIOGRAPHIE :**

Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes

**PRE-REQUIS :**

-  
-  
-

**VOCABULAIRE SPECIFIQUE :**

**STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES**

## **PLAN DU COURS**

### **1. Généralités**

- 1.1. La liaison covalente**
- 1.2. La valence d'un atome**

### **2. Structure des alcanes**

- 2.1. Le méthane**
- 2.2. L'éthane**
- 2.3. Formule brute générale des alcanes**

### **3. Nomenclature des alcanes**

- 3.1. Les alcanes à chaîne carbonée linéaire**
- 3.2. Les alcanes à chaîne carbonée ramifiée**
  - 3.2.1. Les groupes alkyles**
  - 3.2.2. Règles de nomenclature pour les alcanes à chaîne ramifiée**
  - 3.2.3. Les alcanes à chaîne carbonée cyclique : les cyclanes**

### **4. Propriétés chimiques des alcanes**

- 4.1. Combustion des alcanes dans le dioxygène**
  - 4.1.1. Combustion complète**
  - 4.1.2. Combustion incomplète**
- 4.2. Halogénéation des alcanes : Exemple de la chloration du méthane**
  - 4.2.1. Expériences**
  - 4.2.2. Observations**
  - 4.2.3. Interprétation**
  - 4.2.4. Conclusion**

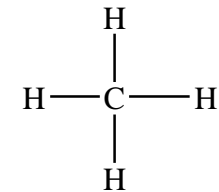
Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	<b>LES ALCANES</b>
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Dans le cadre des activités du club scientifique, les élèves de la 1<sup>ère</sup> D du Lycée Moderne de Port-Bouet se rendent à la SIR. Lors de cette visite, ils apprennent que l'essence sans plomb, le gas-oil et le kérosène sont des mélanges d'alcane. Agréablement surpris, ils s'engagent, de retour en classe à connaître la structure des alcanes, à nommer quelques alcanes et à expliquer l'intérêt des alcanes</p> <p><b>1. Généralités</b></p> <p><b>1.1. La liaison covalente</b></p> <p>Une liaison covalente s'établit entre deux atomes par la <b>mise en commun</b> de deux de leurs <b>électrons célibataires</b> de manière à former un <b>doublet de liaison</b>.</p> <p><b>1.2. La valence d'un atome</b></p> <p>La valence d'un atome est le <b>nombre de liaisons</b> de covalence qu'il peut former.</p> <p><b>Exemples :</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>* Le carbone peut former <b>quatre liaisons de covalence</b> : on dit qu'il est <b>tétravalent</b>.</li> </ul>

\* L'hydrogène ne peut former qu'une seule liaison de covalence : on dit qu'il est **monovalent**.

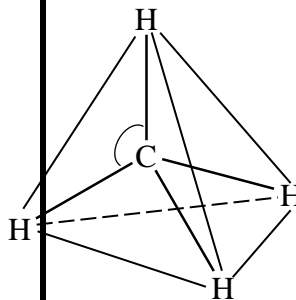
## 2. Structure des alcanes

### 2.1. Le méthane

C'est le plus simple des alcanes. Sa **formule brute** est **CH<sub>4</sub>**. L'atome de carbone établit une liaison de covalence avec chacun des 4 atomes d'hydrogène d'où la formule développée suivante :



La structure géométrique de la molécule est :



L'atome de carbone est situé au centre d'un tétraèdre régulier dont les sommets sont occupés par les atomes d'hydrogène : on dit que le carbone a une **structure**

Les caractéristiques géométriques de la molécule sont :

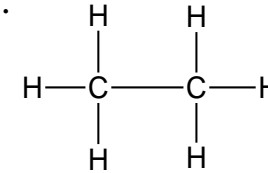
- longueur de liaison C—H : **109 pm**
- angle HCH : **109°28'**.

### 2.2. L'éthane

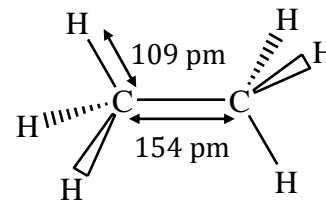
La formule brute (**FB**) de l'éthane est **C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>**.

→ Formule semi-développée (FSD) :  $\text{CH}_3\text{---CH}_3$

→ Formule développée (FD) :



→ Structure géométrique (SG) :



Il y'a **libre rotation**  
autour de la liaison C — C

### 2.3. Formule brute générale des alcanes

Les **alcanes** sont des hydrocarbures dont **tous les atomes de carbone** ont une structure tétraédrique. Leur formule brute générale est  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ .

## 3. Nomenclature des alcanes

### 3.1. Les alcanes à chaîne carbonée linéaire

- Les 4 premiers alcanes portent des noms usuels : **méthane**, **éthane**, **propane** et **butane**.
- Pour les alcanes comportant plus de quatre atomes de carbone ( $n \geq 5$ ), le nom est obtenu de la manière suivante :

Préfixe + **ane** , le préfixe indique le **nombre d'atomes**  
(suffixe) de carbone dans la molécule.

**Exemples :**  $n = 5 \Rightarrow$  préfixe : **pent**  
nom de l'alcane : pent + **ane** : **pentane**  
 $n = 6 \Rightarrow$  préfixe : **hex**  
nom de l'alcane : hex + **ane** : **hexane**

Pour  $7 \leq n \leq 10$  on a : **heptane, octane, nonane** et **décane**.

### **3.2. Les alcanes à chaîne carbonée ramifiée**

#### **3.2.1. Les groupes alkyles**

Un groupe alkyle est obtenu en retirant **un atome d'hydrogène** à un alcane. Le nom du groupe alkyle s'obtient en remplaçant le suffixe ane par yle.

**Exemple :** Alcane ( $C_nH_{2n+2}$ )  $\xrightarrow{-H}$  **alkyle** ( $C_nH_{2n+1}$ )  
méthane ( $CH_4$ )  $\xrightarrow{-H}$  **méthyle** ( $-CH_3$ )  
éthane ( $C_2H_6$ )  $\xrightarrow{-H}$  **éthyle**  $-C_2H_5$  ou  $-CH_2-CH_3$

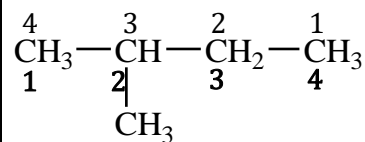
#### **3.2.2. Règles de nomenclature pour les alcanes à chaîne ramifiée**

Le nom d'un alcane à chaîne carbonée ramifiée s'établit comme suit :

- ① On recherche la chaîne la plus longue (**chaîne principale**). Son nombre d'atomes de carbone détermine le nom de l'alcane.
- ② On situe les ramifications (**groupes alkyles**) en numérotant la chaîne principale. Les indices de position doivent être les plus bas possibles.

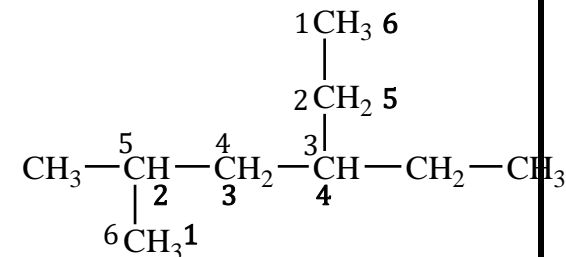
③ Le nom complet de l'alcane est constitué des noms des ramifications précédés de leur indice de position (avec un tiret) suivis du nom de la chaîne principale. Les ramifications sont indiquées par ordre alphabétique et on élide le e final.

**Exemples :**



2-methylbutane

(car **2** < **3**)

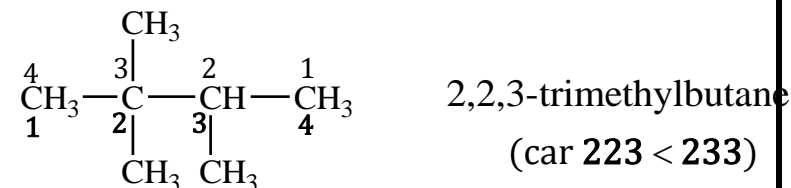


4-ethyl-2-methylhexane

(car **24** <

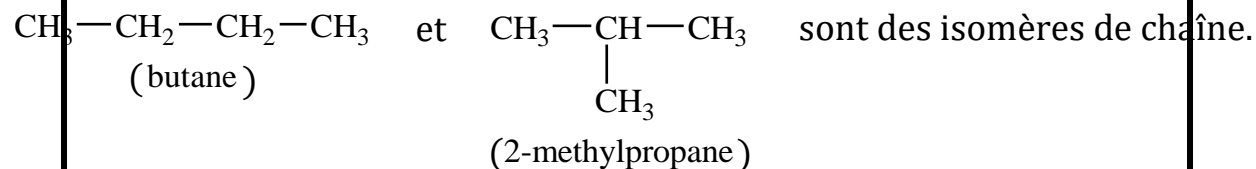
④ Dans le cas de plusieurs substituants identiques, on utilise les préfixes **di**, **tri**, **tétra**, ....

**Exemple :**



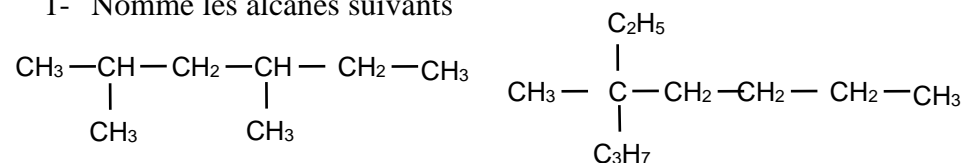
(car **223** < **233**)

**Remarque :** Les alcanes qui ont la même formule brute mais des formules développées différentes sont appelés **isomères de chaîne**.



### Activité d'application 1

1- Nomme les alcanes suivants



2- Donne les formules semi-développées des alcanes et des dérivés des halogénés des alcanes

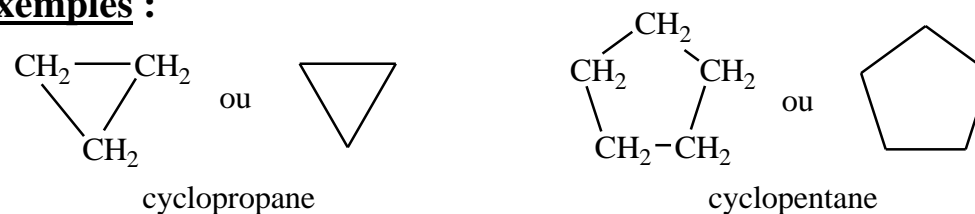
- 4-éthyl-3méthylheptane
- 2,3-diméthylpentane.
- 2,2,3-triméthylbutane.

### 3.2.3. Les alcanes à chaîne carbonée cyclique : les cyclanes

Les **cyclanes** (ou **cycloalcanes**) sont les alcanes dont la chaîne carbonée se referme sur elle-même. Leur formule générale brute est  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ .

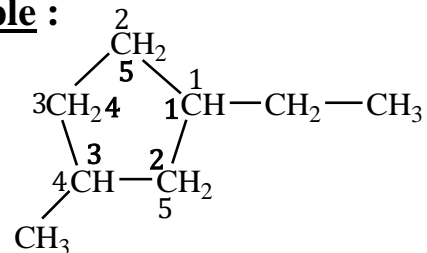
- Le nom des cyclanes non ramifiés s'obtient en faisant précéder du préfixe **cyclo**, le nom de l'alcane linéaire correspondant (analogue).

#### Exemples :



- Pour les cyclanes à chaîne ramifiée, on utilise les mêmes règles appliquées aux alcanes ramifiés.

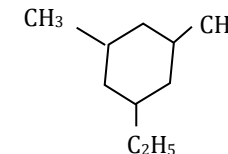
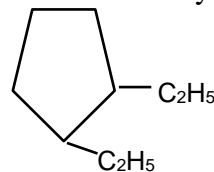
**Exemple :**



1-ethyl-3-methylcyclopentane

### **Activité d'application 2**

Nomme les cyclanes suivants

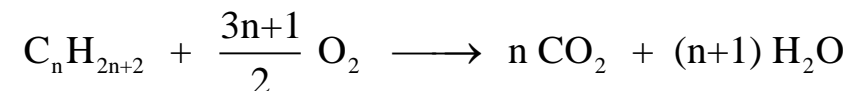


## **4. Propriétés chimiques des alcanes**

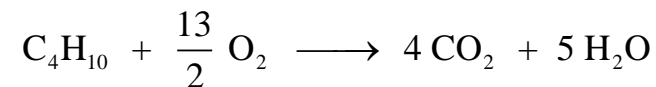
### **4.1. Combustion des alcanes dans le dioxygène**

#### **4.1.1. Combustion complète**

Dans un excès de dioxygène et dans des conditions adéquates de température, les alcanes brûlent en donnant du **dioxyde de carbone** et de l'**eau**. Cette combustion a pour équation-bilan générale :



**Exemple :** Pour le butane (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>), on a :



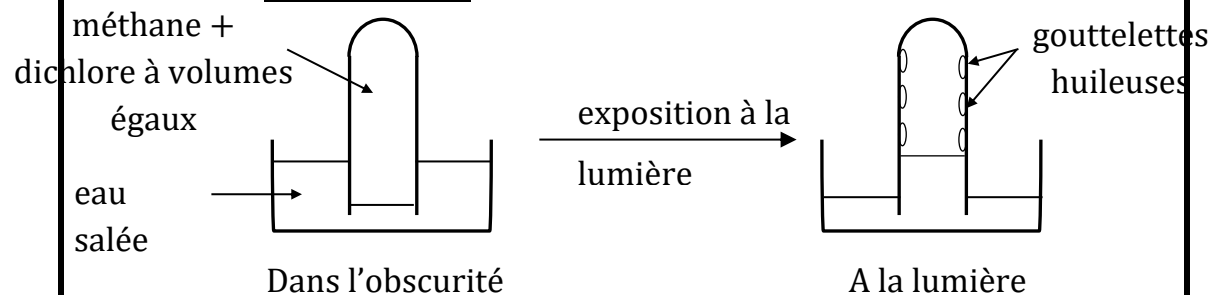
#### **4.1.2. Combustion incomplète**

Lorsque le dioxygène est en défaut, la combustion est incomplète. Les produits de la réaction sont : l'**eau**, le **dioxyde de carbone**, le **carbone** et le **monoxyde de carbone (CO)**.

**Remarque** : La combustion des alcanes est très exothermique. Cette propriété très intéressante fait des alcanes, la principale source actuelle d'énergie (combustibles et carburants).

## 4.2. Halogénéation des alcanes : Exemple de la chloration du méthane

### 4.2.1. Expériences



### 4.2.2. Observations

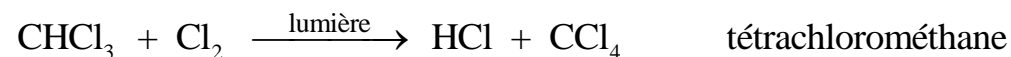
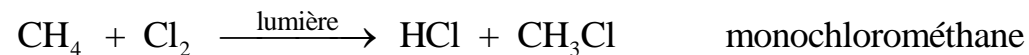
- Dans l'obscurité, aucune réaction apparente ne se produit.
- Lorsque le mélange est exposé à la lumière :
  - \* L'eau monte dans l'éprouvette ;
  - \* le dichlore se décolore ;
  - \* des gouttelettes huileuses se forment sur les parois du tube ;
  - \* l'eau de la cuve devient acide.

### 4.2.3. Interprétation

A la lumière, il se produit une réaction entre le méthane et le dichlore. L'eau monte dans le tube pour remplacer le volume de gaz consommé.

#### 4.2.4. Conclusion

La chloration du méthane est une **réaction photochimique** (réaction initiée par la lumière). Au cours de cette réaction, il se forme quatre (4) produits selon les équations-bilan suivantes :



#### Remarques :

- Au cours de ces réactions, les atomes de chlore se **substituent** aux atomes d'hydrogène du méthane : ces réactions sont appelées **réactions de substitution**.
- Les réactions de substitution **conservent la chaîne carbonée** des alcanes.

#### Activité d'application 3

Donne les formules semi-développées des dérivés halogénés des alcanes suivants

- 2-chloro-3-méthylpentane
- 2,3-dichloro-2-méthylpentane
- 2-bromo-4-chloro-3-éthyl-3-méthylbutane

#### Situation d'évaluation

Au laboratoire de Physique-Chimie du Lycée Moderne de Bouaflé, il existe deux bouteilles contenant l'une un alcane A ramifié et l'autre un dérivé monochloré B provenant de A. Malheureusement, les informations sur ces produits sont incomplètes. Pour mieux renseigner ces bouteilles, le professeur de Physique-Chimie réalise la

combustion de 2,9g de A et à l'aide d'un dispositif particulier, il recueille 4,8 L de dioxyde de carbone.

**On donne :**  $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$  ;

*Volume molaire*  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

Il te confie alors ces résultats afin d'identifier ces deux composés sachant que la molécule de B possède un atome de carbone n'ayant pas d'hydrogène.

- 1- Donne la formule brute générale des alcanes en fonction du nombre  $x$  d'atomes de carbone.
- 2- Ecris l'équation-bilan de la combustion complète de A en utilisant la formule obtenue à la question précédente.
- 3- Déduis-en la valeur de  $x$  puis la formule brute de A.
- 4- Ecris et nomme les formules semi-développées possibles de A puis identifie le composé A.
- 5- Ecris et nomme les formules semi-développées des dérivés monochlorés de A puis identifie le composé B.

Niveau : 1<sup>ère</sup> D

THEME 4 : CHIMIE ORGANIQUE

LEÇON 3 : ALCENES ET ALCYNES

Durée : 3,5 heures

HABILETES	CONTENUS
Connaître	<ul style="list-style-type: none"><li>• la structure:<ul style="list-style-type: none"><li>- des alcènes ;</li><li>- des alcynes.</li></ul></li><li>• la formule générale:<ul style="list-style-type: none"><li>- des alcènes ;</li><li>- des alcynes.</li></ul></li></ul>
Ecrire	les formules développées et semi-développées de : <ul style="list-style-type: none"><li>- quelques alcènes ;</li><li>- quelques alcynes.</li></ul>
Connaître	les règles de nomenclature des alcènes et des alcynes.
Nommer	<ul style="list-style-type: none"><li>• un alcène :<ul style="list-style-type: none"><li>- à chaîne carbonée linéaire ;</li><li>- à chaîne carbonée ramifiée.</li></ul></li><li>• un alcyne :<ul style="list-style-type: none"><li>- à chaîne carbonée linéaire ;</li><li>- à chaîne carbonée ramifiée.</li></ul></li></ul>
Connaître	<ul style="list-style-type: none"><li>• l'isomérisation de position</li><li>• l'isomérisation Z – E</li></ul>
Connaître	<ul style="list-style-type: none"><li>• quelques réactions chimiques des alcènes :<ul style="list-style-type: none"><li>- réactions de combustion (complète et incomplète)</li><li>- réactions d'addition</li><li>- réactions de polymérisation</li></ul></li><li>• quelques réactions chimiques des alcynes<ul style="list-style-type: none"><li>- réactions de combustion (complète et incomplète)</li><li>- réactions d'addition</li></ul></li></ul>
Ecrire	<ul style="list-style-type: none"><li>• l'équation-bilan de la réaction :<ul style="list-style-type: none"><li>- de combustion (complète et incomplète) d'un alcène et d'un alcyne.</li><li>- de la réaction d'addition de H<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, HCl, et H<sub>2</sub>O sur un alcène.</li><li>- de la réaction de polymérisation.</li><li>- de la réaction d'addition de H<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> et H<sub>2</sub>O sur l'acétylène.</li></ul></li></ul>
Montrer	l'importance industrielle : <ul style="list-style-type: none"><li>- des alcènes et des alcynes ;</li><li>- des polymères.</li></ul>

<p><b><u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u></b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>•</li> <li>•</li> <li>•</li> <li>•</li> <li>•</li> </ul>	<p><b><u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u></b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Schémas sur photocopies</li> <li>- Fiche TD</li> <li>-</li> <li>-</li> </ul>
<p><b>PRE-REQUIS :</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>-</li> <li>-</li> <li>-</li> </ul>	<p style="text-align: center;"><b><u>BIBLIOGRAPHIE :</u></b></p> <p style="text-align: center;">Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes</p> <p style="text-align: center;"><b><u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u></b></p>
<p><b><u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</u></b></p>	

## **PLAN DU COURS**

1. Structure et nomenclature des alcènes
  - 1.1. La molécule d'éthylène
  - 1.2. Formule brute générale des alcènes
  - 1.3. Nomenclatures des alcènes
  - 1.4. Isomérie
    - 1.4.1. Isomérie de position
    - 1.4.2. Isomérie Z – E ou Cis – Trans
2. Structure et nomenclature des alcynes
  - 2.1. La molécule d'acétylène
  - 2.2. Formule brute générale des alcynes
  - 2.3. Nomenclature des alcynes
  - 2.4. Halogénéation des alcanes : Exemple de la chloration du méthane
    - 2.4.1. Expériences
    - 2.4.2. Observations
    - 2.4.3. Interprétation
    - 2.4.4. Conclusion
3. Propriétés chimiques des alcènes et des alcynes
  - 3.1. Combustion des alcènes et des alcynes
  - 3.2. Réactions d'addition
    - 3.2.1. Additions sur les alcènes

**3.2.2. Additions sur les alcynes**


**3.3. Réactions de polymérisation**

**3.3.1. Définition**

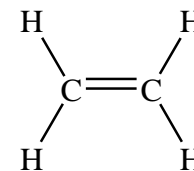
**3.3.2. Polymérisation de l'éthylène**

**3.3.3. Polymérisation du chlorure de vinyle**

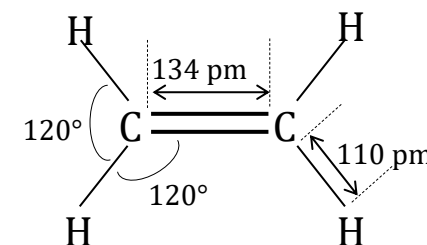
**3.3.4. Polymérisation du styrène**

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	<b>ALCENES ET ALCYNES</b>
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Un élève en classe de 1<sup>ère</sup> C au Collège Moderne BAD de N'Douci accompagne son père au garage pour un dépannage. Pour réaliser la soudure du pot d'échappement, le tôlier utilise deux bouteilles de gaz (l'une contient un hydrocarbure insaturé appelé acétylène et l'autre du dioxygène) munies de tuyaux qui arrivent à un chalumeau soudeur. La chaleur dégagée par la combustion permet de faire les soudures.</p>  <p>Le lendemain, il informe ses camarades de classe. Désireux de comprendre le processus, les élèves décident de connaître la structure des alcènes et des alcynes, d'en nommer quelques-uns et d'expliquer l'importance industrielle des composés insaturés.</p> <p><b>I) <u>Structure et nomenclature des alcènes</u></b></p> <p><b>1° <u>La molécule d'éthylène</u></b></p> <p>L'<b>éthylène</b> (ou <b>éthène</b>) est le simple des alcènes. Sa formule brute est <b>C<sub>2</sub>H<sub>4</sub></b>.</p> <p style="text-align: center;">* <b>FSD</b> : <b>CH<sub>2</sub> = CH<sub>2</sub></b></p>

\* **FD :**



\* **Structure géométrique :**



- La molécule est **plane** ;
- chaque atome de carbone a **trois** proche voisins : on dit l'atome de carbone est **trigonal** ;
- du fait de la double liaison, la rotation autour de la liaison carbone - carbone est impossible, ce qui rend la molécule **très rigide**.

## 2° Formule brute générale des alcènes

Les **alcènes** sont les hydrocarbures dont la molécule possède une double liaison carbone - carbone ( $C = C$ ). Leur formule brute générale est  $C_nH_{2n}$ .

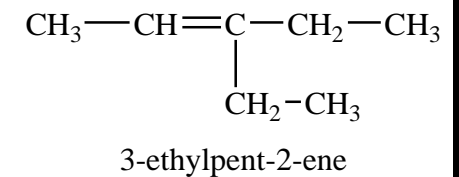
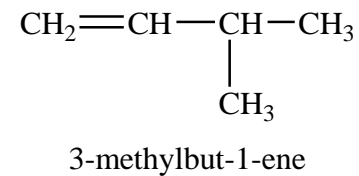
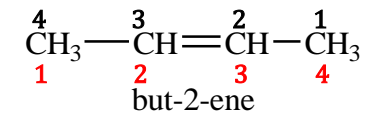
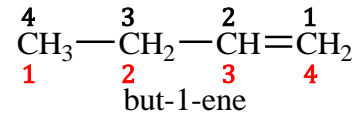
## 3° Nomenclatures des alcènes

La nomenclature des alcènes est voisine de celle des alcanes :

- La chaîne principale est la chaîne carbonée la plus longue comportant la double liaison  $C = C$ .
- La présence de la double liaison est indiquée par le suffixe **ène** précédé d'un indice de position.

- La numérotation de la chaîne principale s'effectue de manière à donner les **indices les plus bas possibles** aux **carbones trigonaux**.

**Exemples :**

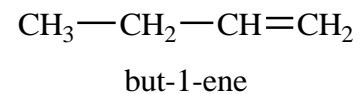


#### 4° Isomérisation

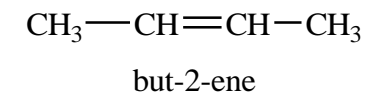
##### 4.1° Isomérisation de position

Les **isomères de position** diffèrent par la **position** de la double liaison dans la chaîne carbonée.

**Exemples :**



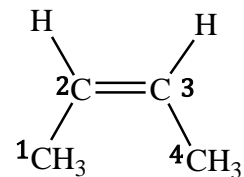
Et



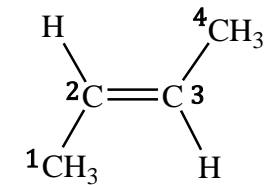
##### 4.2° Isomérisation Z – E ou Cis – Trans

Deux **isomères Z** et **E** diffèrent par la disposition, autour de la double liaison, des atomes dans l'espace.

**Exemples :**



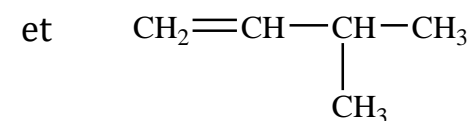
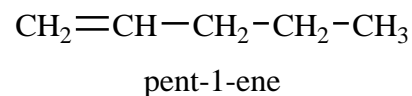
(Z)-but-2-ene  
ou cis-but-2-



(E)-but-2-ene  
ou trans-but-2-

Ces deux composés sont appelés **stéréo-isomères**.

**Remarque :** Comme les alcanes, les alcènes présentent aussi une **isomérie de chaîne** :

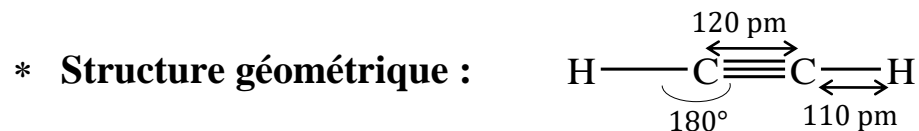
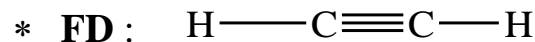


3-methylbut-1-ene

## II) Structure et nomenclature des alcynes

### 1° La molécule d'acétylène

L'**acétylène** (ou **éthyne**) est le plus simple des alcynes. C'est un corps gazeux de formule brute **C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>**.



- Chaque atome de carbone étant lié à **deux** autres atomes, on dit qu'il est **digonal** ;
- la molécule est **linéaire** ;

– la rotation autour de la liaison carbone – carbone est **impossible**.

**Remarque** : Les longueurs des liaisons carbone – carbone évoluent dans l'ordre suivant :  $l_{C\equiv C} < l_{C=C} < l_{C-C}$ .

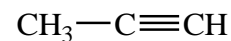
### 2° Formule brute générale des alcynes

Les hydrocarbures comportant une triple liaison carbone – carbone ( $C\equiv C$ ) forment la famille des alcynes. Leur formule brute générale est  $C_nH_{2n-2}$ .

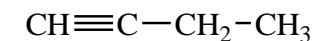
### 3° Nomenclature des alcynes

La nomenclature des alcynes est semblable à celle des alcènes, le suffixe **ène** étant remplacé par **yne**.

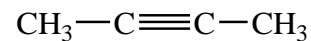
**Exemples** :



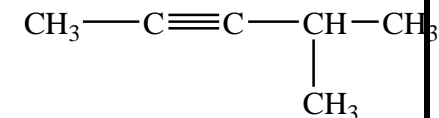
prop-1-yne



but-1-yne



but-2-yne



4-methylpent-2-yne

### Remarques :

- Comme les alcènes, les alcynes présentent aussi une **isomérisation de chaîne** et une **isomérisation de position** mais pas de **stéréoisomérisation (isomérisation Z – E)**.
- Contrairement aux alcanes, les alcènes et les alcynes sont des **hydrocarbures insaturés**.

### Activité d'application n°1

Donner les formules brutes et les formules semi-développées des composés dont les noms suivent :

- a) 2-méthylpent-1-ène      d) 2-méthylpent-2-ène.  
b) (Z)-hex-2-ène.      e) 5-éthyl-2,5-diméthylhept-3-yne  
c) 2,3-diméthyl-2-ène      f) 2,5-diméthylhex-3-yne

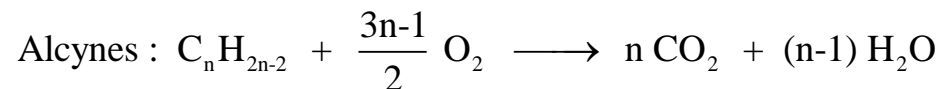
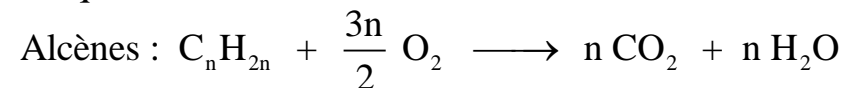
### Activité d'application 2

Donner les formules semi-développées et les noms des isomères de l'alcène A de formule brute C<sub>4</sub>H<sub>8</sub> et de l'alcyne B de formule C<sub>5</sub>H<sub>8</sub>.

## **III) Propriétés chimiques des alcènes et des alcynes**

### **1° Combustion des alcènes et des alcynes**

Comme les alcanes, les alcènes et les alcynes brûlent dans le dioxygène de l'air. Lorsque celui-ci est quantité suffisante, la combustion est complète et les produits formés sont l'eau et le **dioxyde de carbone** selon les équations-bilan suivantes :



En cas d'insuffisance du dioxygène, il se forme en plus de l'eau et du dioxyde de carbone, du carbone et du monoxyde de carbone.

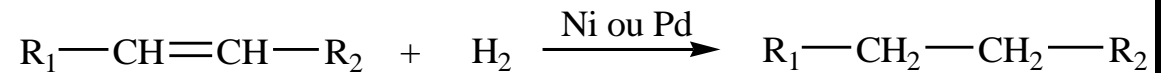
**Remarques :**

- \* La combustion des alcènes et des alcynes est très exothermique.
- \* Les alcènes et les alcynes brûlent dans le dichlore en donnant du carbone et du chlorure d'hydrogène (HCl).

**2° Réactions d'addition**

**2.1° Additions sur les alcènes**

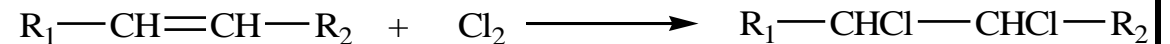
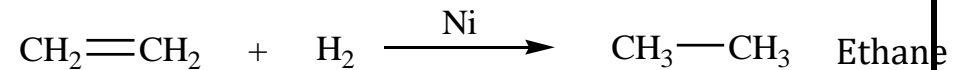
- \* **Action du dihydrogène (H<sub>2</sub>) : Hydrogénation**



En présence d'un catalyseur (Nickel ou palladium), les alcènes réagissent avec le dihydrogène pour donner un alcane selon l'équation-bilan suivante :

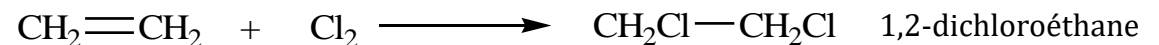
R<sub>1</sub> et R<sub>2</sub> étant des groupes alkyles.

**Exemple :** Hydrogénation de l'éthylène



- \* **Action des dihalogènes : exemple du dichlore**

**Exemple :** Cas de l'éthylène

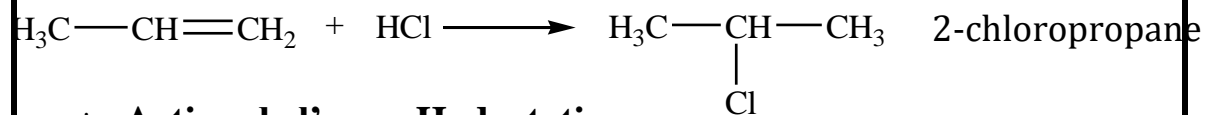


**Remarque** : Cette réaction appelée **chloruration** peut se produire à l'obscurité. Elle n'est donc pas photochimique contrairement à la chloration des alcanes.

\* **Action du chlorure d'hydrogène (HCl)**

Lors de cette réaction, le chlore se fixe préférentiellement sur le carbone le moins hydrogéné et l'hydrogène se fixe sur le carbone le plus hydrogéné.

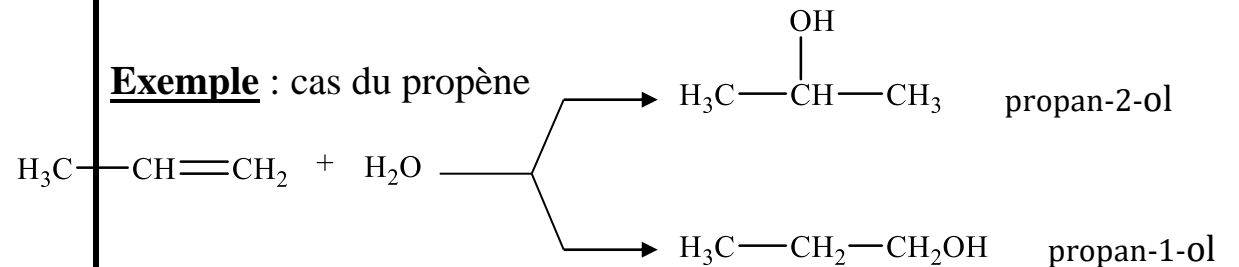
**Exemple** : Cas du propène



\* **Action de l'eau : Hydratation**

L'addition d'une molécule d'eau sur un alcène en présence d'acide sulfurique (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) conduit à l'obtention d'un alcool.

**Exemple** : cas du propène



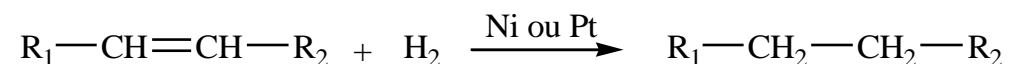
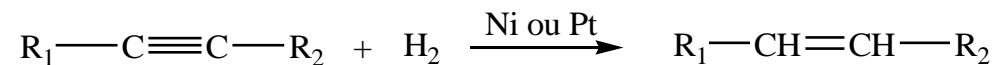
L'expérience montre que le propan-2-ol est obtenu majoritairement.

**Remarque générale** : Au cours de ces différentes réactions d'addition sur les alcènes, on observe une modification de structure : les carbones **trigonaux** deviennent **tétraonaux**.

## 2.2° Additions sur les alcynes

### \* **Hydrogénation**

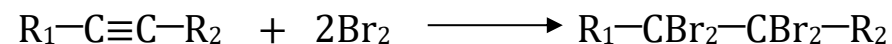
En présence de nickel ou de platine, les alcynes réagissent avec le dihydrogène pour donner un alcane en deux étapes.



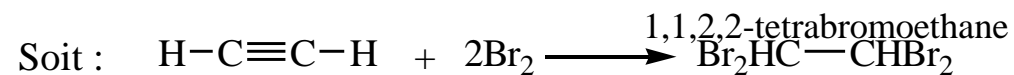
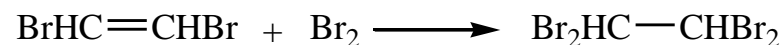
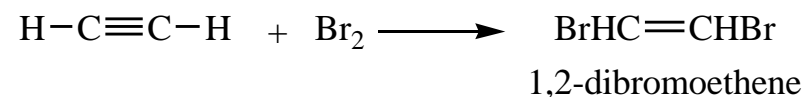
**Remarque** : Avec le palladium comme catalyseur, la réaction s'arrête à la première étape (obtention de l'alcène).

### \* **Action des dihalogènes : exemple du dibrome**

Les alcynes peuvent réagir avec les dihalogènes selon le bilan suivant :



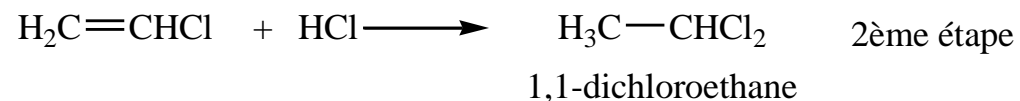
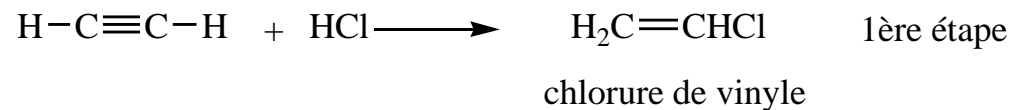
**Exemple** : Cas de l'acétylène



### \* **Action du chlorure d'hydrogène**

L'addition se fait en deux étapes successives.

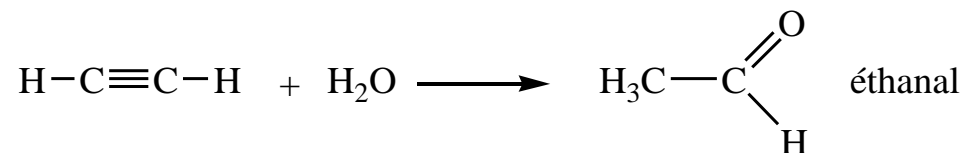
**Exemple** : Cas de l'acétylène



**\* Hydratation**

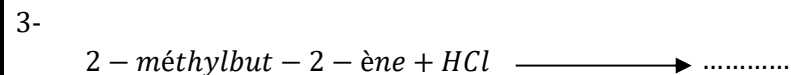
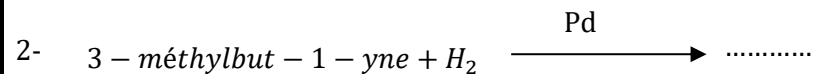
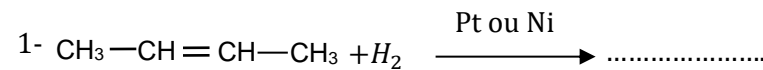
L'hydratation des alcynes, en présence d'ions mercuriques  $\text{Hg}^{2+}$ , conduit à l'obtention d'une cétone ou d'un aldéhyde.

**Exemple** : Cas de l'acétylène

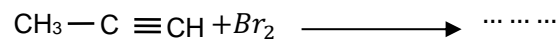


**Activité d'application 3**

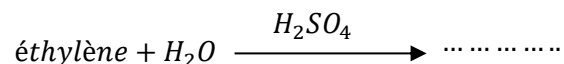
Complète les réactions suivantes en donnant à chaque fois la formule semi-développée ainsi que le nom du corps qui se forme.



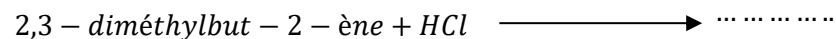
4-



5-



6-



### 3° Réactions de polymérisation

#### 3.1° Définition

On appelle réactions de **polymérisation**, des réactions d'addition de plusieurs molécules identiques. Le composé obtenu est appelé **polymère**, la molécule initiale étant le **monomère**.

#### 3.2° Polymérisation de l'éthylène

Au cours de cette réaction, plusieurs molécules d'éthylène s'additionnent entre elles par suite de **rupture** de la double liaison. On obtient le **polyéthylène** selon l'équation-bilan suivante :

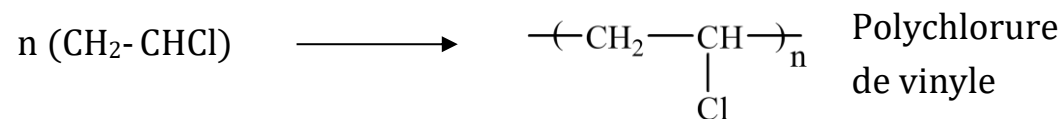


$\text{---} \left( \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \right) \text{---}$  est le motif du polymère et **n** le degré de polymérisation.

- \* Usages du polyéthylène
- sachets et sacs d'emballage
- jouets, fûts et casiers
- bouteilles plastiques etc ....

### **3.3° Polymérisation du chlorure de vinyle**

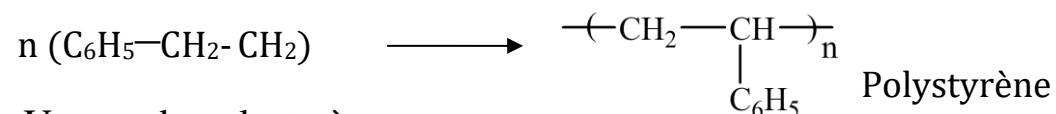
Le chlorure de vinyle ou chloroéthylène ( $\text{CH}_2=\text{CHCl}$ ) se polymérise en polychlorure de vinyle connu sous le nom de PVC.



- \* Usages du polychlorure de vinyle
- Tuyauterie et canalisation

### **3.4° Polymérisation du styrène**

Le styrène ( $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2=\text{CH}_2$ ) se polymérise pour donner le polystyrène.



- \* Usages du polystyrène
- emballages anti-chocs,
- récipients (pots de yaourt),
- jouets etc....

### **Exercice d'application**

Un hydrocarbure de la famille des alcynes admet comme proportion en masse 12 fois plus de carbone que d'hydrogène.

1° Donner la formule brute et la formule semi-développée de ce composé.

On réalise l'hydrogénation complète de  $20 \text{ cm}^3$  de cet hydrocarbure ( $V_m = 222,4 \text{ L.mol}^{-1}$ ).

2° Ecrire l'équation de la réaction.

3° Calculer la masse du composé obtenu.

## SITUATION D'ÉVALUATION

Pour vérifier tes acquis sur les alcènes et les alcynes, Ton répétiteur te soumet au test suivant :

Un composé organique A non cyclique a une densité de vapeur par rapport à l'air  $d = 1,93$ . Une analyse centésimale massique de A a donné les résultats suivants : C : 85,63 % et H : 14,37 %. A possède deux isomères de chaîne B et C.

L'hydratation de B conduit à un seul produit C.

L'addition du chlorure d'hydrogène (HCl) sur A conduit à deux composés D et E. E est en faible quantité par rapport à D.

Il te demande alors d'identifier les composés inconnus

1- Détermine :

- 1.1. La masse molaire de A.
- 1.2. La formule brute de A.
- 1.3. La fonction chimique de A
- 1.4. Les formules semi-développées et les noms possibles de A

2-

- 2.1. Identifie chacun des composés A, B et C par leurs noms.
- 2.2. Indique :
  - 2.2.1. le type d'isomérisation qui existe entre B et C.
  - 2.2.2. parmi les composés B et C celui qui possède une isomérisation Z et E puis écris les formules de ces isomères Z et E.

3- Ecris la formule semi-développée de C

4- Donne les formules semi-développées et les noms des composés D et E.

Niveau : 1<sup>ère</sup> D

THEME 4 : CHIMIE ORGANIQUE

LEÇON 5 : LE BENZENE

Durée : 2 heures

HABILETES	CONTENUS
Connaître	<ul style="list-style-type: none"><li>• la structure du benzène.</li><li>• les formules brute et développée du benzène.</li><li>• les caractéristiques du noyau benzénique.</li></ul>
Ecrire	les formules brutes et développées d'autres composés aromatiques : - phénol ; - styrène ; - naphtalène ; - toluène.
Connaître	quelques propriétés chimiques du noyau benzénique : - réaction de substitution. - réaction d'addition.
Connaître	les isomères ortho, méta et para.
Ecrire	les équations-bilans : - des réactions de substitution. -des réactions d'addition.
Exploiter	les équations - bilans: - des réactions de substitution ; -des réactions d'addition.
Connaître	la toxicité du benzène.

**MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL**

- 
- 
- 
- 
- 

**SUPPORTS DIDACTIQUES :**

- Schémas sur polycopies
- Fiche TD
- 
- 

**BIBLIOGRAPHIE :**

Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes

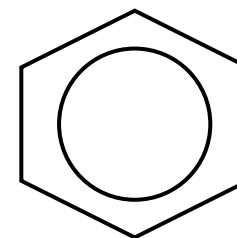
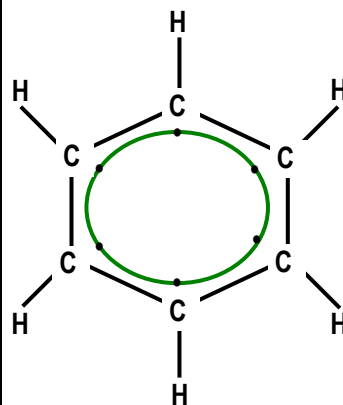
<b>PRE-REQUIS :</b> - - -	<u><b>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</b></u>
<u><b>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</b></u>	

## **PLAN DU COURS**

<b>1. <u>LA MOLÉCULE DE BENZÈNE</u></b> .....	3
<b>1.1. <u>Présentation du benzène</u></b> .....	3
<b>1.2. <u>Formule, géométrie et structure</u></b> .....	3
<b>1.3. <u>Noyau benzénique</u></b> .....	4
<b>2. <u>AUTRES COMPOSÉS AROMATIQUES</u></b> .....	5
<b>3. <u>RÉACTIONS AVEC LE BENZÈNE</u></b> .....	5
<b>3.1. <u>Réactions d'addition</u></b> .....	5
<b>3.1.1. <u>Addition du dihydrogène</u></b> .....	5
<b>3.1.2. <u>Addition du dichlore</u></b> .....	5
<b>3.2. <u>Réactions de substitution</u></b> .....	6
<b>3.2.1. <u>Bromation du benzène</u></b> .....	6
<b>3.2.2. <u>Nitration du benzène</u></b> .....	6

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	<b>LE BENZENE</b>
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Le père d'un élève en classe de 1<sup>ère</sup> D au Lycée Municipal 1 Attécoubé travaille dans une imprimerie où il est malheureusement exposé à longueur de journées à des fortes concentrations de benzène. Tombé malade, Le médecin traitant informe la famille qu'il souffre d'une leucémie aigüe. De retour en classe, préoccupé, l'élève informe ses camarades de classe. Pour comprendre ce qui est arrivé et savoir ce qu'est le benzène et ses effets sur l'être humain, les élèves décident de s'informer sur le benzène, d'écrire les formules brutes et les formules développées d'autres composés aromatiques et d'exploiter les équation-bilans de quelques-unes des réactions chimiques.</p> <p>1. <u>LA MOLÉCULE DE BENZÈNE</u></p> <p>1.1. <u>Présentation du benzène</u></p> <p>Le benzène est de la famille des composés aromatiques. Ce sont des corps qui dégagent une forte odeur et sont très toxiques et cancérigènes.</p> <p>1.2. <u>Formule, géométrie et structure</u></p> <p>Sa formule brute est : <b>C<sub>6</sub>H<sub>6</sub></b></p>

\* Géométrie et structure :



Représentation symbolique :

Les angles  $\widehat{\text{HCC}} = \widehat{\text{CCC}} = 120^\circ$

Longueur des liaisons :  $(\text{H} - \text{C}) = 110 \text{ pm}$

La molécule est plane.

Chaque atome de carbone établi 03 liaisons. Il reste pour chacun un électron non occupé.

Ces 06 électrons établissent une liaison particulière appelée **liaison délocalisée sur l'ensemble du cycle.**

1.3. Noyau benzénique

Le noyau benzénique est un ensemble plan de 06 atomes de carbones liés par des liaisons simples et par une liaison délocalisée sur l'ensemble du cycle.

**NB** : Lorsqu'on retranche un atome d'hydrogène au benzène, on obtient le **groupe phényle** :  $\text{C}_6\text{H}_5$

## 2. AUTRES COMPOSÉS AROMATIQUES

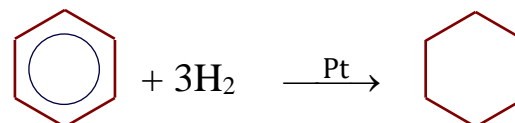
Voir tableau

## 3. RÉACTIONS AVEC LE BENZÈNE

### 3.1. Réactions d'addition

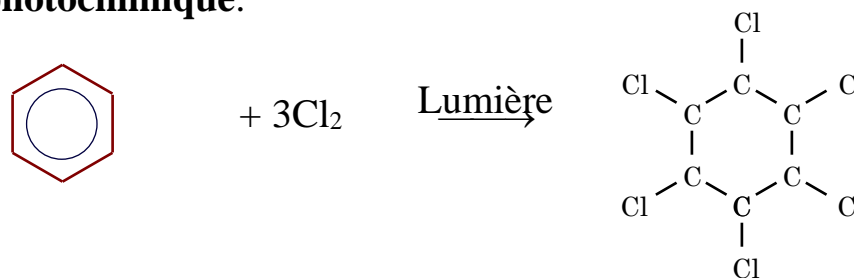
#### 3.1.1. Addition du dihydrogène

Elle se fait en présence du nickel ou du platine :



#### 3.1.2. Addition du dichlore

Elle se fait en présence de lumière. C'est une réaction dite **photochimique**.



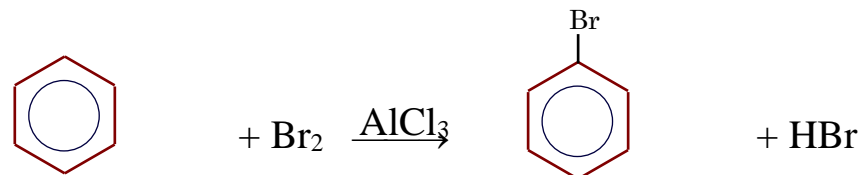
(1,2,3,4,5,6-hexachlorocyclohexane)

**Remarque** : Les réactions d'addition détruisent le noyau benzénique.

### 3.2. Réactions de substitution

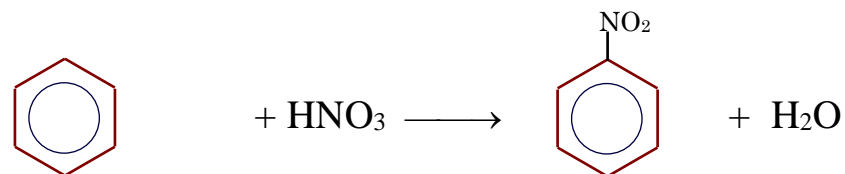
#### 3.2.1. Bromation du benzène

C'est une réaction très violente qui se fait en présence du trichlorure d'aluminium ( $\text{AlCl}_3$ ) ou de la limaille de fer



#### 3.2.2. Nitration du benzène

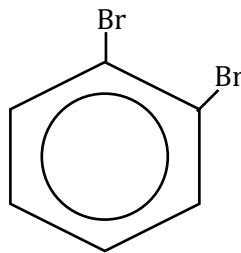
Elle se fait en présence de l'acide sulfurique.



#### Remarques :

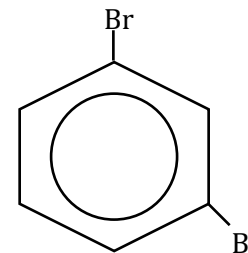
- \* Les réactions de substitution conservent le noyau benzénique.
- \* Dans le cas d'une double substitution, on obtient les isomères **Ortho, Méta et Para.**

\* Double substitution avec le brome :



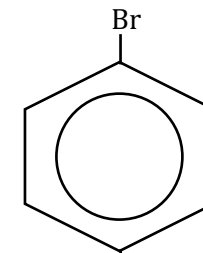
1,2 – dibromobenzène

**Ortho**dibromobenzène



1,3 – dibromobenzène

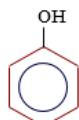
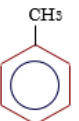
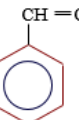
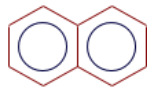
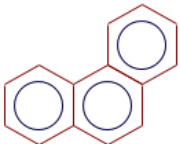
**Méta**dibromobenzène



1,4 – dibromobenzène

**Para**dibromobenzène

**Tableau de quelques composés aromatiques**

Composés	Formules	Apparence	Utilisation
<b>Phénol</b> (Toxique, corrosif et cancérigène)	 (C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH)	Cristaux incolore, jaune ou rose claire	Utilisé dans la synthèse des résines, des matières plastiques, des insecticides, des explosifs, des colorants, des détergents et comme matière première dans la production de médicaments, tels que l'aspirine.
<b>Toluène</b> (Inflammable et cancérigène)	 (C <sub>7</sub> H <sub>8</sub> )	Liquide incolore	Le toluène est très utilisé comme solvant ; il remplace en général le benzène, beaucoup plus toxique.
<b>Styrène</b> (inflammable et toxique)	 (C <sub>8</sub> H <sub>8</sub> )	Liquide huileux incolore à jaune	Il est utilisé pour fabriquer des plastiques, en particulier le polystyrène. I
<b>Naphtalène</b> (Irritant toxique et cancérigène)	 (C <sub>10</sub> H <sub>8</sub> )	Cristaux incolore sous forme d'écaillés	Hydrocarbure cristallin blanc. C'est le composé qui donne son odeur aux boules de naphtaline. Provenant du goudron de houille, il est utilisé dans la fabrication des matières plastiques, des colorants, d'autres substances chimiques, et comme antiseptique et insecticide. Il est toxique à partir d'une certaine quantité absorbée.
<b>Anthracène</b> (Irritant et toxique)	 (C <sub>14</sub> H <sub>10</sub> )	Cristaux ou flocons blancs	Il est utilisé pour la production industrielle d'alizarine, un pigment rouge naturel d'origine végétale, ainsi que dans les conservateurs pour le bois, des insecticides et des revêtements de surface.

## SITUATION D'ÉVALUATION

Ton voisin Alauco découvre dans un article sur internet que le benzène est utilisé dans la fabrication de certains plastiques. En présence du chlorure d'aluminium, le benzène réagit sur le chloroéthane pour donner un dégagement de chlorure d'hydrogène et un hydrocarbure A dont le pourcentage massique en carbone est 90,6%. Par chauffage en présence d'un catalyseur, A se déshydrogène facilement En B. Le produit obtenu comporte 92,3% en masse de carbone. B se polymérise très facilement pour donner un polymère C (matière plastique). Le lendemain, il partage l'information avec vous. Pour mieux comprendre cette synthèse, tu décides d'identifier les corps inconnus.

1. Ecris la formule semi-développée du benzène.
2. Détermine la formule brute de A.
3. Ecris
  - 3.1. L'équation-bilan de la réaction donnant A
  - 3.2. La formule semi-développée de A.
4.
  - 4.1. Détermine la formule semi-développée B.
  - 4.2. Donne le motif et le nom du polymère C obtenu.

Niveau : 1<sup>ère</sup> D

THEME 4 : CHIMIE ORGANIQUE

LEÇON 6 : QUELQUES COMPOSES ORGANIQUES OXYGENES

Durée : 2 heures

HABILETES	CONTENUS
Connaître	les formules générales de quelques composés organiques oxygénés : - alcool ; - éther-oxyde ; - aldéhyde ; - cétone ; - acide carboxylique ; - ester.
Connaître	les règles de nomenclature de quelques composés organiques oxygénés
Nommer	quelques composés organiques oxygénés : - alcool ; - éther-oxyde ; - aldéhyde ; - cétone ; - acide carboxylique ; - ester.
Ecrire	les formules semi-développées de quelques composés organiques oxygénés : - alcool ; - éther-oxyde ; - aldéhyde ; - cétone ; - acide carboxylique ; - ester.
Dégager	l'intérêt de quelques composés organiques oxygénés.

<b><u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u></b>  • • • • •	<b><u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u></b>  - Schémas sur polycopies - Fiche TD - -
	<b><u>BIBLIOGRAPHIE :</u></b>  Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes
<b>PRE-REQUIS :</b>  - - -	<b><u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u></b>

**PLAN DU COURS**

**1. Alcools et éther-oxydes**

**1.1. Alcools**

**1.1.1. Définition**

**1.1.2. Nomenclature**

**1.2. Ether-oxydes**

**1.2.1. Définition**

**1.2.2. Nomenclature**

**2. Aldéhydes et cétones**

**2.1. Aldéhydes**

**2.1.1. Définition**

**2.1.2. Nomenclature**

**2.2. Cétones**

**2.2.1. Définition**

**2.2.2. Nomenclature**

**3. Acides carboxyliques et esters**

**3.1. Acides carboxyliques**

**3.1.1. Définition**

**3.1.2. Nomenclature**

**3.2. Esters**

**3.2.1. Définition**

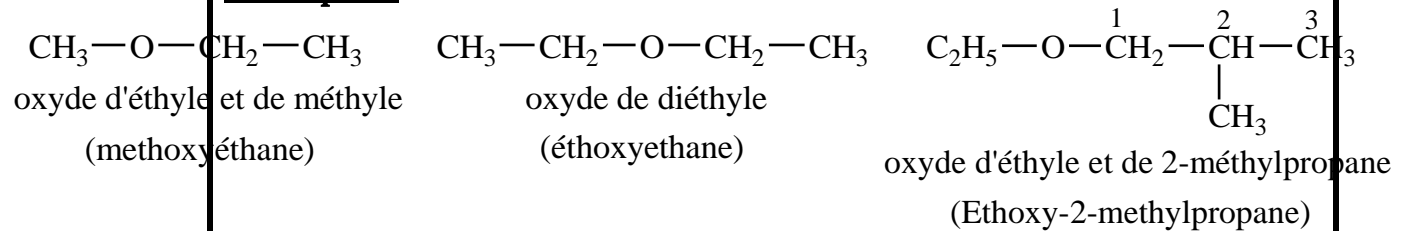
**3.2.2. Nomenclature**

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	<b>QUELQUES COMPOSES ORGANIQUES OXYGENES</b>
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Un élève en classe de 1<sup>ère</sup> D au Lycée Municipal Simone Ehivet Gbagbo de Yopougon échange avec son frère aîné qui est étudiant en chimie. Il apprend qu'il existe des composés organiques dits oxygénés qui jouent un rôle très important en chimie. Le lendemain, il informe ses camarades de classe. Voulant en savoir davantage, les élèves décident de connaître les formules générales de quelques composés organiques oxygénés, d'en nommer quelques-uns et d'écrire leurs formules semi-développées.</p> <p><b>1. <u>Alcools et éther-oxydes</u></b></p> <p><b>1.1. <u>Alcools</u></b></p> <p><b>1.1.1. <u>Définition</u></b></p> <p>Un alcool est composé organique dans lequel un groupe hydroxyle (—OH) est fixé sur un atome de carbone tétragonal. La formule générale d'un alcool à chaîne carbonée saturée est <math>C_nH_{2n+1}OH</math> souvent noté R—OH.</p> <p><b><u>Remarque</u></b> : Le groupe hydroxyle (—OH) est appelé <b>groupement fonctionnel</b> des alcools.</p>



- soit en remplaçant la terminaison **yle** du nom du plus petit groupe alkyle par **oxy** suivi du nom de l'alcane correspondant à l'autre groupe alkyle.

**Exemples :**



**Remarque :** les alcools et les éthers-oxydes ont la même formule brute ( $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$ ) et des groupes fonctionnels différents : ce sont des **isomères de fonction**.

**Activité d'application 1**

Ecrire les formules semi- développées possibles des corps de formule brute  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ . Préciser leur fonction et leur nom.

**2. Aldéhydes et cétones**

**2.1. Aldéhydes**

**2.1.1. Définition**

Ce sont des composés organiques qui possèdent le groupe  $\text{---}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{---H}$

Ils ont pour formule générale  $\text{R---}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{---H}$  et pour formule brute  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ .

**2.1.2. Nomenclature**



**Remarque :** Les aldéhydes et les cétones ont en commun le groupe caractéristique appelé **groupe carbonyle**  $\begin{array}{l} \diagup \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagdown \end{array}$ . On les appelle **composés carbonylés**.

### **Activité d'application 2**

Ecrire les formules semi-développées possibles des composés organiques de formule brute  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$ . Préciser leur fonction chimique et leur nom.

## **3. Acides carboxyliques et esters**

### **3.1. Acides carboxyliques**

#### **3.1.1. Définition**

On appelle acides carboxyliques, les composés organiques

comportant le groupe **carboxyle**  $\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{---C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$ . Leur formule générale

s'écrit  $\text{R}-\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$ ; leur formule brute est  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ .

#### **3.1.2. Nomenclature**

On nomme un acide carboxylique en remplaçant le "e" final de l'alcane correspondant par la terminaison **oïque**, l'ensemble étant précédé du mot acide. On numérote la chaîne principale à partir du groupe carboxyle.



### Activité d'application 3

Trouver les formules semi-développées possibles des corps de formule  $C_5H_{10}O_2$ . Préciser leur fonction et leur nom.

#### SITUATION D'ÉVALUATION

Au cours d'une séance de travaux dirigés, le professeur de physique-chimie de la 1<sup>ère</sup> D1 demande à chaque groupe d'élèves d'identifier un composé organique A de masse molaire

$M_A = 74 \text{ g/mol}$ , uniquement constitué de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. Il contient en masse 48,6% de carbone et 8,2% d'hydrogène.

Données : Masses molaires en  $\text{g/mol}$ :  $C(12)$  ;  $H(1)$  ;  $O(16)$  ;

Tu es choisi pour exposer ta production au tableau :

- 1- Détermine la formule brute de A.
- 2- Indique les fonctions chimiques ou familles possibles de A. Justifie.
- 3- Détermine, pour chaque fonction chimique, la formule semi-développée et le nom des corps correspondants.

Niveau : 1<sup>ère</sup> D

THEME 4 : CHIMIE ORGANIQUE

LEÇON 7 : L'ETHANOL

Durée : 2 heures

	HABILETES	CONTENUS	
	Expliquer	les procédés d'obtention de l'éthanol : - hydratation de l'éthylène - fermentation des jus sucrés	
	Expliquer	les dangers liés à la consommation abusive de boissons alcoolisées.	
	Identifier	les produits de l'oxydation de l'éthanol.	
	Ecrire	<ul style="list-style-type: none"><li>• l'équation-bilan de la combustion de l'éthanol.</li><li>• les équations-bilans de l'oxydation ménagée de l'éthanol.</li></ul>	
	Exploiter	<ul style="list-style-type: none"><li>• l'équation-bilan de la combustion de l'éthanol.</li><li>• les équations-bilans de l'oxydation ménagée de l'éthanol.</li></ul>	

<b><u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u></b>  • • • • •	<b><u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u></b>  - Schémas sur polycopies - Fiche TD - -
	<b><u>BIBLIOGRAPHIE :</u></b>  Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes
<b>PRE-REQUIS :</b>  - - -	<b><u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u></b>
<b><u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</u></b>	

# **PLAN DU COURS**

## **1. Obtention de l'éthanol**

### **1.1. Fermentation des jus sucrés**

### **1.2. Hydratation de l'éthylène**

## **2. Propriétés chimiques de l'éthanol**

### **2.1. Combustion dans l'air**

### **2.2. Oxydation ménagée**

- **Oxydation en présence de cuivre : lampe sans flamme**

**Expérience et observations**

**Interprétations**

**Conclusion**

- **Oxydation par un oxydant : l'ion permanganate**

**Expériences et observations**

- \* **Expérience 1**

- \* **Expérience 2**

**Interprétations**

**Conclusion**

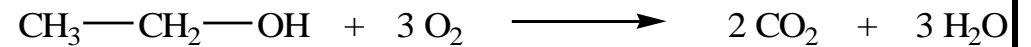
Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	<b>L'ETHANOL</b>
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Dans le cadre des activités du club scientifique, les élèves de la 1<sup>ère</sup> D du lycée BAD de Soubré se rendent sur un chantier de fabrication de boisson traditionnelle appelée communément « KOUTOUKOU ». Ils observent les installations depuis le fût de vin palme jusqu'au vase de recueillement de la boisson. Ils apprennent par la même occasion que le « KOUTOUKOU » contient une dose importante d'éthanol. Emmerveillés par cette visite, ils décident en classe d'expliquer les procédés d'obtention de l'éthanol, d'identifier les produits de son oxydation et d'exploiter les équation-bilans de son oxydation et de sa combustion.</p> <p><b>1. <u>Obtention de l'éthanol</u></b></p> <p><b>1.1. <u>Fermentation des jus sucrés</u></b></p> <p>L'éthanol est obtenu par fermentation des jus sucrés tels que le vin, la bière ... etc.</p> <p><b>1.2. <u>Hydratation de l'éthylène</u></b></p> $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH} \quad \text{Ethanol}$ <p>L'hydratation de l'éthylène en présence d'acide sulfurique (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) comme catalyseur conduit à la formation de l'éthanol.</p>

**Remarque :** Le **degré alcoométrique** d'une solution aqueuse d'éthanol est le nombre de  $\text{cm}^3$  d'alcool dans  $100 \text{ cm}^3$  de mélange.

## **2. Propriétés chimiques de l'éthanol**

### **2.1. Combustion dans l'air**

La combustion de l'éthanol dans le dioxygène de l'air donne de l'eau et du dioxyde de carbone.



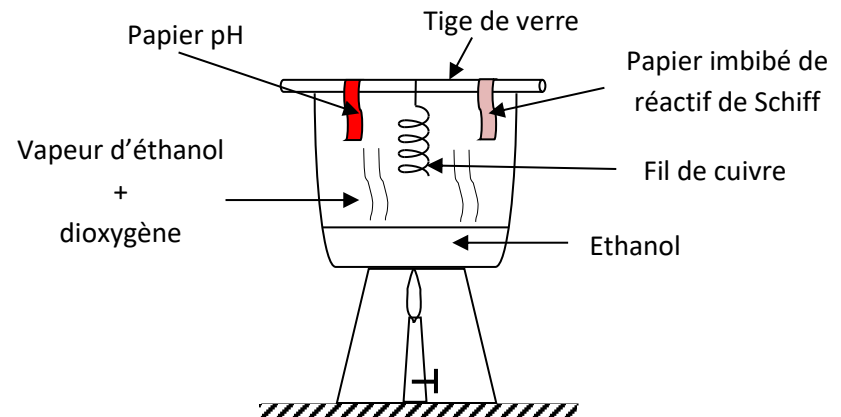
C'est une réaction de destruction de la chaîne carbonée qui produit beaucoup de chaleur.

### **2.2. Oxydation ménagée**

Au cours de cette oxydation, la chaîne carbonée se conserve.

#### **2.2.1. Oxydation en présence de cuivre : lampe sans flamme**

- **Expérience et observations**



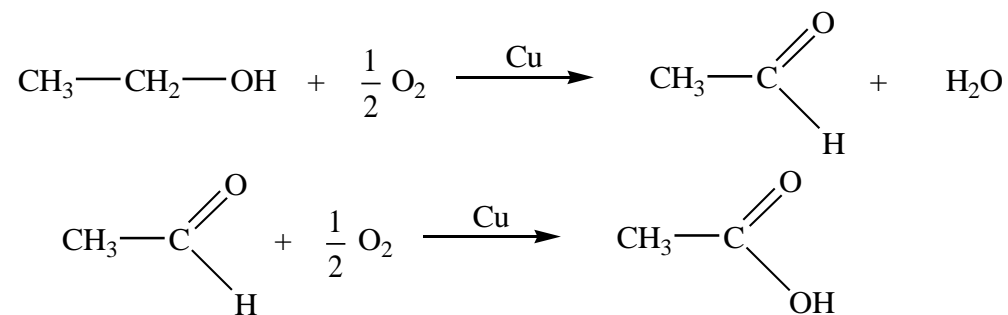
- Le fil de cuivre reste incandescent ;
- Le papier imbibé de réactif de Schiff devient rose ;
- Le papier pH rougit.

• **Interprétations**

- Le fil de cuivre (catalyseur) incandescent (lampe sans flamme), indique que la réaction est très exothermique ;
- La coloration du réactif de Schiff en rose indique la formation d'un aldéhyde : l'**éthanal** ;
- La coloration rouge du papier pH indique la formation d'un composé acide (pH < 7) : l'**acide éthanoïque**.

• **Conclusion**

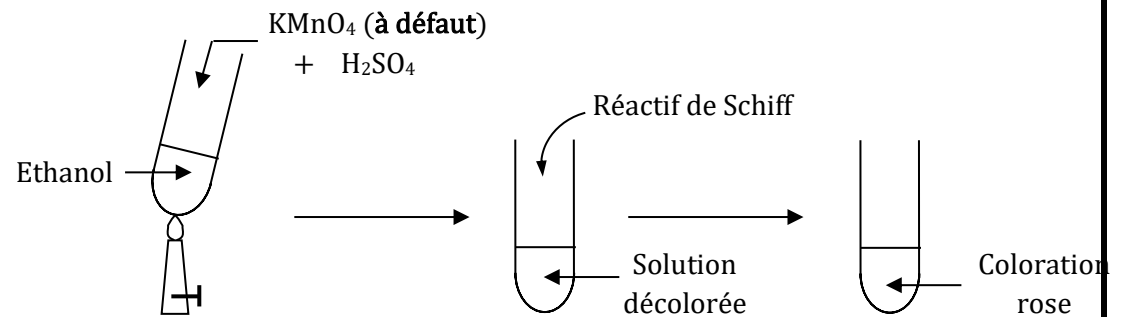
En présence de cuivre, l'éthanol gazeux réagit avec le dioxygène de l'air pour donner l'éthanal puis l'acide éthanoïque selon les équations-bilan suivantes :



### 2.2.2. Oxydation par un oxydant : l'ion permanganate

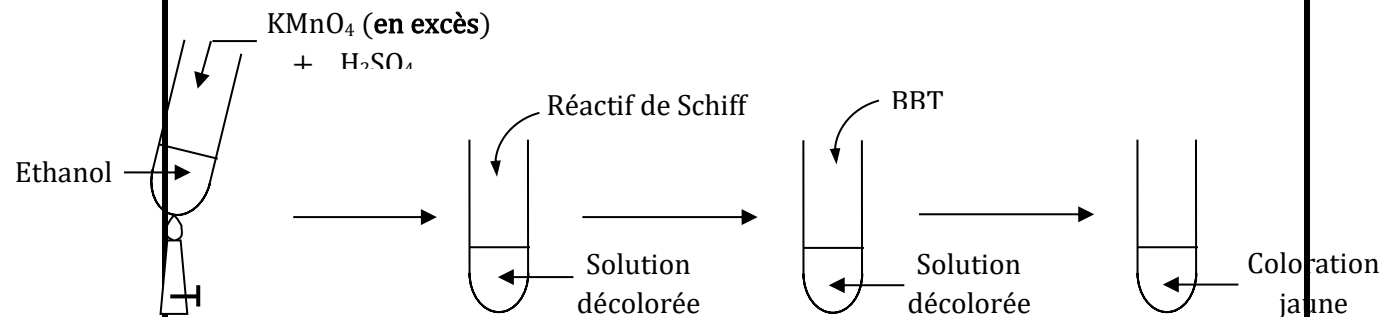
- Expériences et observations

- \* Expérience 1



La solution obtenue après chauffage est incolore. Elle devient rose en présence de réactif de Schiff.

- \* Expérience 2



La solution obtenue après chauffage est incolore. Elle reste incolore en présence de réactif de Schiff mais devient jaune en présence de bleu de bromothymol (BBT).

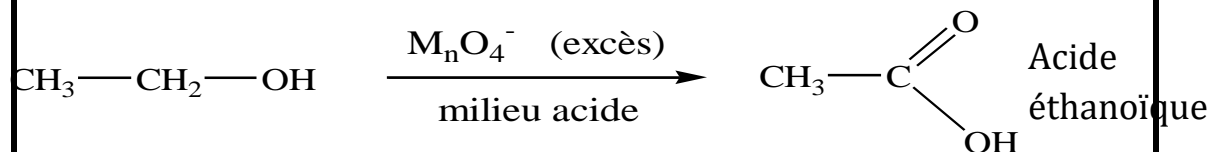
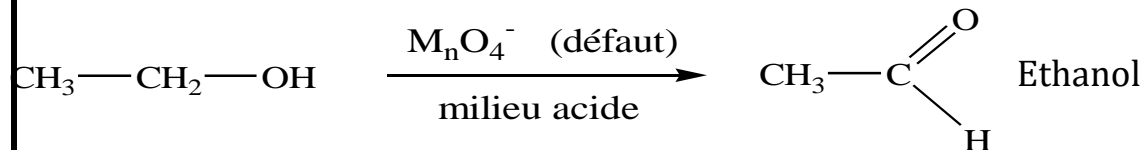
- Interprétations

- La rose du réactif de Schiff dans l'expérience 1 caractérise la présence de l'éthanal ;

- L'excès de permanganate de potassium conduit directement à l'acide éthanoïque.

• **Conclusion**

L'éthanol peut être oxydé en aldéhyde ou en acide éthanoïque par l'ion permanganate selon les équations-bilan ci-après :

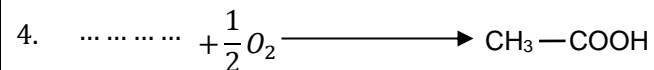
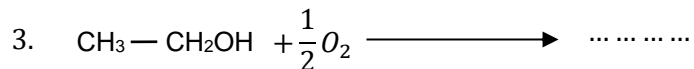
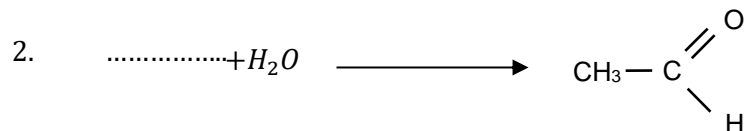
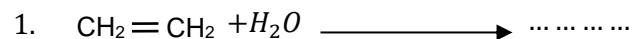


**Remarques :**

- On peut utiliser comme solution oxydante, le dichromate de potassium ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) ;
- La 2,4-dinitrophénylhydrazine (2,4-DNPH) est utilisé pour caractériser les aldéhydes et les cétones (formation d'un précipité jaune). Les aldéhydes se distinguent alors des cétones par le test **positif** avec le réactif de Schiff ou le nitrate d'argent ammoniacal.

### Activité d'application 1

Complète les réactions chimiques suivantes en précisant si nécessaire le catalyseur :



### Activité d'application 2

Trois flacons contiennent l'un, une solution aqueuse d'éthanol, l'autre une solution d'éthanal et le troisième, une solution aqueuse d'acide éthanoïque. Par suite d'un mauvais étiquetage, les agents ont des doutes sur la nature des liquides des différents flacons. Pour procéder à un nouvel étiquetage, des tests sont effectués et les résultats consignés dans le tableau ci-dessous.

1-Précise la nature des produits formés.

2-précise la nature des, produits contenus dans les flacons A, B et C.

N°de flacon	A	B	C
Réactifs			
DNPH	Précipité	Rien	Rien
$\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$	Décoloration	Rien	Décoloration
Nature des produits			

### SITUATION D'ÉVALUATION

Afin d'étudier les propriétés chimiques des alcools, le professeur de physique-chimie de la 1<sup>ère</sup> D du collège les rochers de Bonon réalise deux expériences sur un alcool A inconnu :

- Premièrement, une combustion complète de A.
- Ensuite, une oxydation ménagée de A par le permanganate de potassium en milieu acide.

Un alcool A a pour masse molaire  $M_A = 46 \text{ g/mol}$ . On donne :  $M_C = 12 \text{ g/mol}$  ;  
 $M_H = 1 \text{ g/mol}$  ;  
 $M_O = 16 \text{ g/mol}$ .

Il te choisit pour terminer cette étude.

1. Donne le groupe fonctionnel des alcools.
2.
  - 2.1. Détermine la formule brute de A
  - 2.2. Donne la formule semi-développée et le nom de A.
3. Ecris l'équation de la combustion complète de A
4.
  - 4.1. Définis une oxydation ménagée.
  - 4.2. Donne la formule semi-développée, le nom et la fonction chimique du produit obtenu si le permanganate est :
    - 4.2.1. en défaut.
    - 4.2.2. en excès.

Niveau : 1<sup>ère</sup> D

THEME 4 : CHIMIE ORGANIQUE

LEÇON 8 : ESTERIFICATION ET HYDROLYSE D'UN ESTER

Durée : 3 heures

HABILETES	CONTENUS
Définir	la réaction : - d'estérification ; - d'hydrolyse d'un ester.
Connaître	<ul style="list-style-type: none"><li>les caractéristiques de la réaction : - d'estérification ; - d'hydrolyse d'un ester.</li><li>Les facteurs dont dépendent les réactions d'estérification et d'hydrolyse d'un ester.</li></ul>
Tracer	les courbes de réactions : - d'estérification ; - d'hydrolyse d'un ester.
Interpréter	les courbes des réactions : - d'estérification ; - d'hydrolyse d'un ester.
Expliquer	La notion d'équilibre chimique.
Ecrire	<ul style="list-style-type: none"><li>l'équation-bilan d'une réaction d'estérification.</li><li>l'équation-bilan d'une réaction d'hydrolyse d'un ester.</li></ul>
Exploiter	<ul style="list-style-type: none"><li>l'équation-bilan d'une réaction d'estérification.</li><li>l'équation-bilan d'une réaction d'hydrolyse.</li></ul>
Définir	le rendement des réactions d'estérification et d'hydrolyse d'un ester.
Déterminer	le rendement des réactions d'estérification et d'hydrolyse d'un ester.

**MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL**

- 
- 
- 
- 
- 

**SUPPORTS DIDACTIQUES :**

- Schémas sur polycopies
- Fiche TD
- 
- 

**BIBLIOGRAPHIE :**

Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes

PRE-REQUIS :

-  
-  
-

VOCABULAIRE SPECIFIQUE :

STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES

## PLAN DU COURS

### 1. Réaction d'estérification

#### 1.1. Définition

#### 1.2. Etude d'une réaction d'estérification

- Expérience et résultats
- Tracé de la courbe  $n_{\text{ester}} = f(t)$
- Interprétation de la courbe
- Conclusion

### 2. Réaction d'hydrolyse

#### 2.1. Définition

#### 2.2. Etude de l'hydrolyse d'un ester

- Expérience et résultats
- Tracé de la courbe  $n_{\text{ester}} = f(t)$
- Interprétation de la courbe
- Conclusion

### 3. Notion d'équilibre chimique

#### 3.1. Réactions réversibles

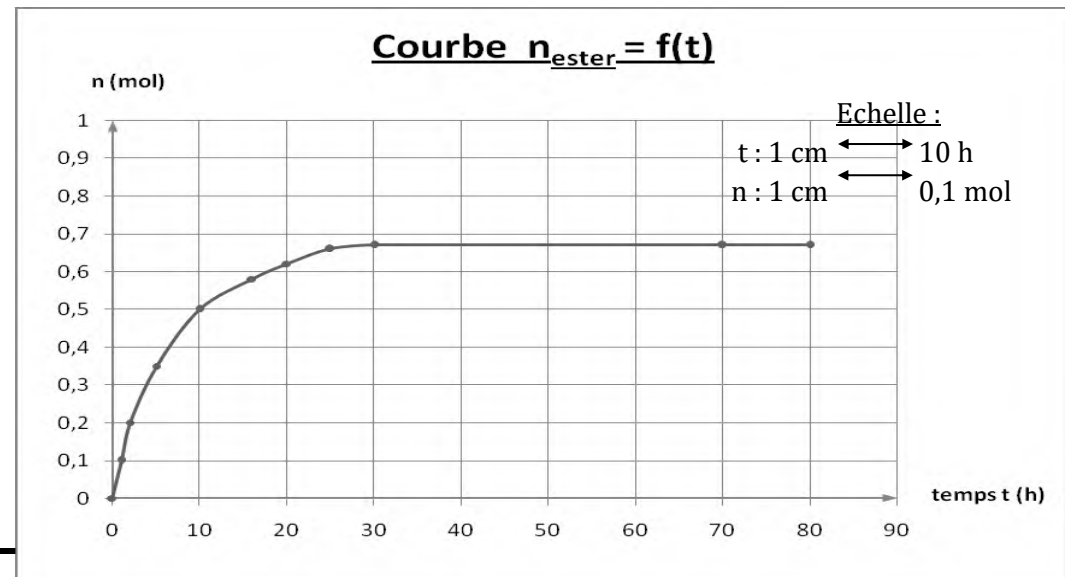
#### 3.2. Equilibre chimique

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	<b>ESTERIFICATION ET HYDROLYSE D'UN ESTER</b>
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>En visite, à Abidjan, dans la parfumerie où travaille son oncle, Kassi apprend que les parfums sont en général des esters très volatils qui peuvent être obtenus par synthèse chimique ou à partir des plantes. De retour en classe, ils informent ses camarades de classe. Pour s'informer d'avantage, ensemble, ils décident de connaître la réaction d'estérification, ses caractéristiques ainsi que la réaction inverse.</p> <p><b>1. Réaction d'estérification</b></p> <p><b>1.1. Définition</b></p> <p>Une réaction d'estérification est une réaction entre un acide carboxylique et un alcool. Elle conduit à la formation d'un ester et de l'eau.</p> <p><b>Exemple :</b></p> $  \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array} + \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{C} \\ \backslash \\ \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array} + \text{H}_2\text{O}  $ <p><b>1.2. Etude d'une réaction d'estérification</b></p> <p><b>1.2.1. Expérience et résultats</b></p>

On réalise un mélange équimolaire d'acide éthanoïque et d'éthanol en présence d'acide sulfurique. On chauffe le mélange et on détermine à différents instants, les quantités restantes d'alcool et d'acide carboxylique puis celles d'ester ( $n_{\text{ester}}$ ) et de l'eau formées.

Durée t (heures)	Quantité d'acide restante (mol)	Quantité d'alcool restante (mol)	Quantité d'ester formée $n_{\text{ester}}$ (mol)	Quantité d'eau formée (mol)
<b>0</b>	1	1	<b>0</b>	0
<b>1</b>	0,9	0,9	<b>0,1</b>	0,1
<b>2</b>	0,8	0,8	<b>0,2</b>	0,2
<b>5</b>	0,65	0,65	<b>0,35</b>	0,35
<b>10</b>	0,5	0,5	<b>0,5</b>	0,5
<b>16</b>	0,42	0,42	<b>0,58</b>	0,58
<b>20</b>	0,38	0,38	<b>0,62</b>	0,62
<b>25</b>	0,34	0,34	<b>0,66</b>	0,66
<b>30</b>	0,33	0,33	<b>0,67</b>	0,67
<b>70</b>	0,33	0,33	<b>0,67</b>	0,67
<b>80</b>	0,33	0,33	<b>0,67</b>	0,67

### 1.2.2. Tracé de la courbe $n_{\text{ester}} = f(t)$



### 1.2.3. Interprétation de la courbe

La quantité d'ester ( $n_{\text{ester}}$ ) augmente progressivement mais de façon **très lente** au cours du temps. On atteint, au bout d'un temps suffisamment long (30h), une **valeur maximale** qui demeure **constante** le reste du temps de réaction.

### 1.2.4. Conclusion

La réaction d'estérification est une réaction **lente** et **limitée**.

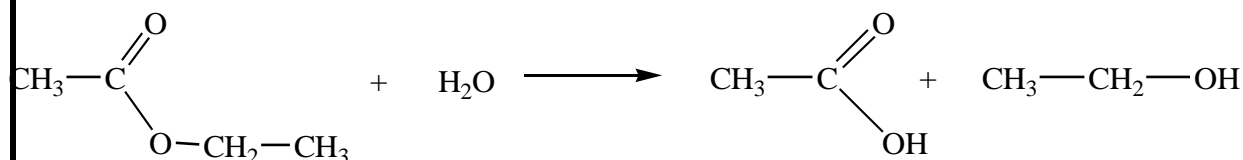
**Remarque** : L'utilisation d'un catalyseur (acide sulfurique) ou l'apport de chaleur (chauffage) **ne change pas** la limite d'estérification mais permet de l'atteindre plus rapidement.

## 2. Réaction d'hydrolyse

### 2.1. Définition

L'hydrolyse d'un ester est l'action de l'eau sur cet ester. On obtient un alcool et un acide carboxylique.

**Exemple** :



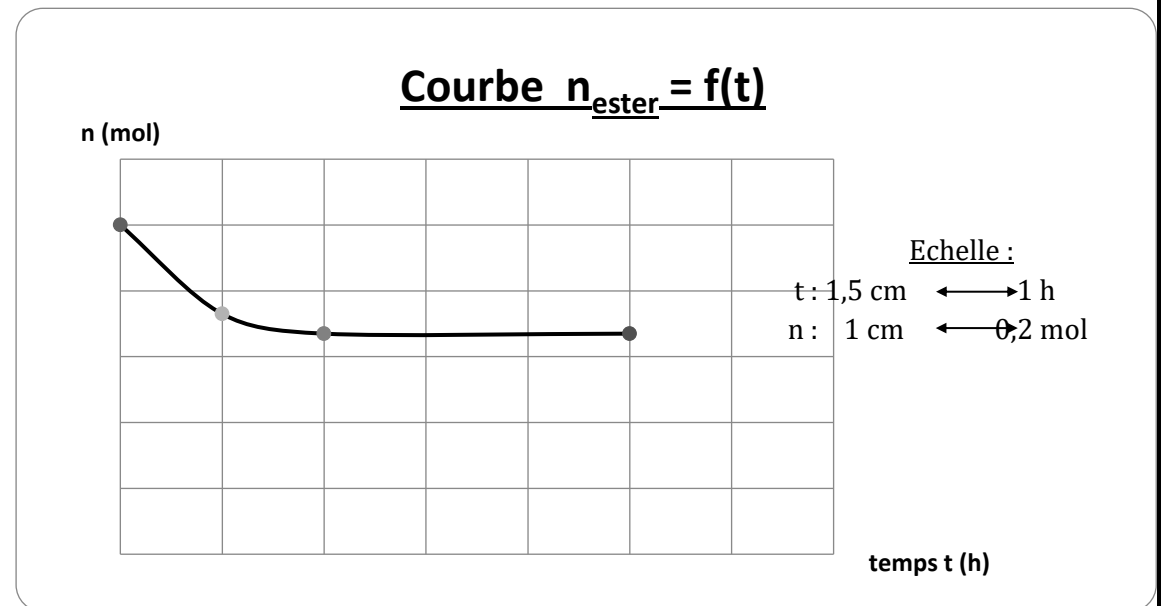
### 2.2. Etude de l'hydrolyse d'un ester

#### 2.2.1. Expérience et résultats

On chauffe, après addition d'acide sulfurique, un mélange équimolaire d'éthanoate d'éthyle et d'eau. A différents instants, on détermine les quantités d'esters et d'eau restantes ainsi que celles d'alcool et d'acide formées.

Durée t (heures)	Quantité d'ester restante $n_{\text{ester}}$ (mol)	Quantité d'eau restante (mol)	Quantité d'acide formée (mol)	Quantité d'alcool formée (mol)
0	1	1	0	0
1	0,73	0,73	0,27	0,27
2	0,67	0,67	0,33	0,33
5	0,67	0,67	0,33	0,33

### 2.2.2. Tracé de la courbe $n_{\text{ester}} = f(t)$



### 2.2.3. Interprétation de la courbe

Le nombre de moles d'ester diminue lentement pour atteindre une valeur limite au bout d'une heure (1 h).

### 2.2.4. Conclusion

La réaction d'hydrolyse d'un ester est également une réaction **lente** et **limitée**.

**Remarque** : Les réactions d'estérification et d'hydrolyse d'un ester ne dégagent ni n'absorbent de chaleur du milieu extérieur : ce sont des réactions **athermiques**.

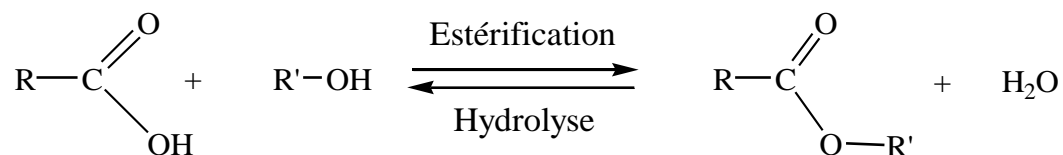
## 3. Notion d'équilibre chimique

### 3.1. Réactions réversibles

Les réactions d'estérification et d'hydrolyse d'un ester se déroulent simultanément et se limitent l'une et l'autre : on dit qu'elles sont **réversibles**.

Une réaction réversible est représentée par une double flèche ( $\rightleftharpoons$ ) dans l'écriture de son bilan.

De façon générale on a :



### Remarques :

- \* Les réactions d'estérification et d'hydrolyse d'un ester sont **inverses** l'une de l'autre. Ces deux réactions sont **lentes, limitées, réversibles et athermiques**.
- \* Au cours de ces réactions, la limite atteinte est **modifiée** si le mélange de départ n'est pas équimolaire.

### 3.2. Equilibre chimique

Lorsque la composition du milieu réactionnel d'une réaction réversible n'évolue plus on dit qu'on a atteint l'**équilibre chimique**.

### Activité d'application 1

Ecris l'équation-bilan de la réaction entre les différentes molécules suivantes.

On précisera le nom de chacune des réactions et leurs caractéristiques.

- 1- Acide éthanoïque et propan-2-ol.
- 2- 2,2-diméthylpropanoate de méthyle et l'eau.

### **Activité d'application 2**

Un ester a pour masse  $88 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 1- Détermine sa formule brute.
- 2- Ecris les formules semi-développées de tous ses isomères et donne leur nom.
- 3- Par hydrolyse de cet ester, on obtient du méthanol. Ecris l'équation-bilan de cette réaction et donne le nom de l'ester hydrolysé et de l'acide obtenu.

### **SITUATION D'ÉVALUATION**

Au cours d'un porte ouverte organisée par le club scientifique du collège les ROCHERS de Bonon, un groupe d'élève de 1<sup>ère</sup> D décide de synthétiser un ester beaucoup utilisé en parfumerie : le 2-méthylpropanoate d'éthyle.

Pour cela, il mélange 0,15 mol d'un acide carboxylique A et 0,45 mol d'un alcool B dans une ampoule scellée, y ajoute d'un peu d'acide sulfurique et porte le tout à ébullition jusqu'à 100°C. Au bout de quelques minutes, un composé huileux, d'odeur caractéristique, surnage le mélange.

La limite d'estérification pour ces proportions initiales est de 90%.

Tu es désigné pour expliquer la formation de cet ester et déterminer sa masse.

1. Ecris la formule semi-développée de cet ester.
2. Donne la formule semi-développée et le nom de l'acide carboxylique A et de l'alcool B utilisés dans la synthèse de cet ester.
3. Ecris l'équation-bilan de la réaction chimique d'obtention de cet ester.
4.
  - 4.1. Indique le rôle de l'acide sulfurique.
  - 4.2. Explique pourquoi le mélange est porté à ébullition jusqu'à 100°C.
  - 4.3. Calcule la masse d'ester à l'équilibre chimique.

Niveau : 1<sup>ère</sup> D

THEME 4 : CHIMIE GENERALE

LEÇON 8 : REACTIONS D'OXYDOREDUCTION

Durée : 3 heures

HABILETES	CONTENUS
Interpréter	<ul style="list-style-type: none"><li>• la réaction entre l'ion argent et le métal cuivre.</li><li>• la réaction entre l'ion cuivre II et le métal fer.</li></ul>
Ecrire	les équation-bilans des réactions à partir des demi-équations électroniques.
Définir	les termes : <ul style="list-style-type: none"><li>- réducteur et oxydant ;</li><li>- oxydation et réduction ;</li><li>- réaction d'oxydoréduction ;</li><li>- couple oxydant/réducteur.</li></ul>
Ecrire	les demi-équations électroniques de quelques couples oxydant/réducteur. ( $Ag^+/Ag$ , $Fe^{2+}/Fe$ , $Al^{3+}/Al$ , $Pb^{2+}/Pb$ et $Zn^{2+}/Zn$ ).
Exploiter	l'équation-bilan de la réaction chimique

<b><u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u></b> <ul style="list-style-type: none"><li>•</li><li>•</li><li>•</li><li>•</li><li>•</li></ul>	<b><u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u></b> <ul style="list-style-type: none"><li>- Schémas sur photocopies</li><li>- Fiche TD</li><li>-</li><li>-</li></ul>
	<b><u>BIBLIOGRAPHIE :</u></b> Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes
<b>PRE-REQUIS :</b> <ul style="list-style-type: none"><li>-</li><li>-</li><li>-</li></ul>	<b><u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u></b>
<b><u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</u></b>	

# PLAN DU COURS

## 1. RÉACTION ENTRE LE ZINC METAL ET UNE SOLUTION AQUEUSE DE SULFATE DE CUIVRE

1.1. Dispositif expérimental

1.2. Résultats

1.3. Interprétation

1.4. Conclusion

## 2. RÉACTION D'OXYDORÉDUCTION

2.1. Définitions

2.2.1. Oxydant et réducteur

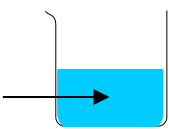
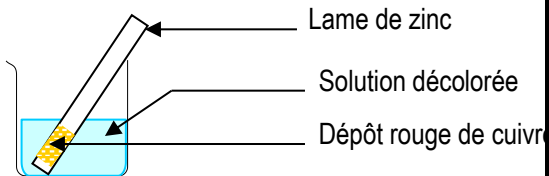
2.2.2. Oxydation et réduction

2.2.3. Couple oxydo-réducteur ou redox

2.2.4. Réaction d'oxydoréduction

2.3. Généralisation

## SITUATION D'ÉVALUATION

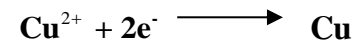
Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	<b>REACTIONS D'OXYDOREDUCTION</b>
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Le professeur de Physique-Chimie de la 1<sup>ème</sup> D du Collège Moderne d'Agboville, a fasciné ses élèves avec une expérience : Il immerge de la paille de fer dans une solution de sulfate de cuivre (II). Au bout de quelques secondes, les élèves observent sur la paille de fer un dépôt rouge brun et la décoloration de la solution de sulfate de cuivre (II).</p> <p>Emerveillés par ce phénomène et curieux de savoir ce qui s'est réellement passé, les élèves décident d'interpréter cette réaction, d'écrire l'équation-bilan de cette réaction et de définir les termes oxydation, réduction, oxydant, réducteur.</p> <p style="text-align: center;"><b><u>3. RÉACTION ENTRE LE ZINC METAL ET UNE SOLUTION AQUEUSE DE SULFATE DE CUIVRE</u></b></p> <p style="text-align: center;"><b>3.1. <u>Dispositif expérimental</u></b></p> <p>Une lame de zinc bien décapée est plongée dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre II. (Voir figure).</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">  <p>Solution bleue de sulfate de cuivre II</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Lame de zinc Solution décolorée Dépôt rouge de cuivre</p> </div> </div> <p style="text-align: center;"><b><u>ACTION D'UNE LAME DE ZINC SUR UNE SOLUTION DE SULFATE DE CUIVRE</u></b></p>

### 3.2. Résultats

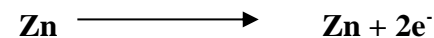
- La partie immergée de la lame de zinc se recouvre spontanément d'un dépôt rouge de cuivre (métal).
- La coloration bleue de la solution s'atténue, les ions cuivre II disparaissent.
- La réaction dégage de la chaleur

### 3.3. Interprétation

- Les ions cuivre II initialement présents dans la solution, sont transformés en cuivre métal en captant deux électrons. La demi-équation électronique est :

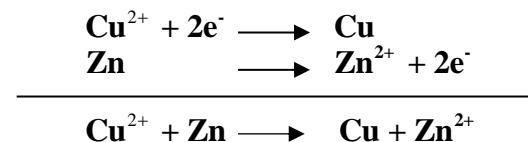


- Les atomes de zinc présents dans le métal zinc se transforment en ions  $\text{Zn}^{2+}$  (incolore) en perdant deux électrons. La demi-équation électronique est :



### 3.4. Conclusion

Les ions cuivre II  $\text{Cu}^{2+}$  réagissent sur le métal zinc pour donner un dépôt de cuivre et des ions zinc II  $\text{Zn}^{2+}$ . L'équation-bilan de la réaction est :



Remarque : *les ions zinc sont sans action sur le métal cuivre.*

Cette réaction est exothermique.

#### 4. RÉACTION D'OXYDORÉDUCTION

##### 4.1. Définitions

###### 2.3.1. Oxydant et réducteur

Un oxydant est espèce chimique (ion, atome, molécule) capable de capter un ou plusieurs électrons.

Un réducteur est une entité chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons.

###### 2.3.2. Oxydation et réduction

Une oxydation correspond à une perte d'électrons.

Une réduction est un gain d'électrons.

###### 2.3.3. Couple oxydo-réducteur ou redox

Un couple redox est composé d'un oxydant et d'un réducteur formé à partir du même élément :

**Exemple** :  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$  ;  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$  ;  $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$

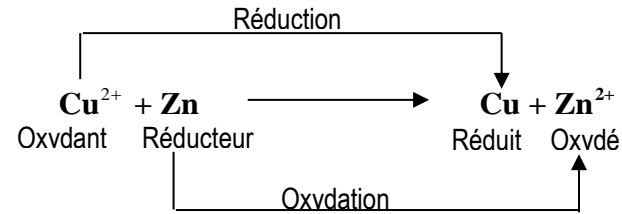
Le couple redox s'écrit ox/red.

###### 2.3.4. Réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction est un transfert d'électrons d'un réactif (réducteur) à un autre (oxydant).

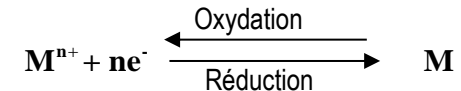
Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, il y a simultanément oxydation du réducteur par l'oxydant et réduction de l'oxydant par le réducteur.

Application :

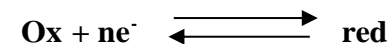


## 2.4. Généralisation

A un métal M, donnant des ions  $M^{n+}$ , correspond la demi-équation électronique :



Plus généralement, tout couple redox s'écrit sous la forme Ox/Red et la demi-équation électronique est :



### Activité d'application 3

On plonge un fil d'aluminium bien décapé dans une solution contenant des ions étain(II).

Le fil se recouvre de cristaux formant une arborescence.

1-Donne le nom :

1.1- l'oxydant et le réducteur qui ont réagi.

1.2- l'espèce oxydée et l'espèce réduite.

2-Ecris les demi-équations redox, puis l'équation-bilan de la réaction qui se produit.

## **SITUATION D'ÉVALUATION**

Au cours d'une séance de TP au collège les ROCHERS de Bonon, un groupe d'élèves est amené à expliquer de façon expérimentale, aux autres, les notions oxydant et réducteur. Le professeur met alors à leur disposition :

- Deux tubes à essai contenant chacun une solution aqueuse de chlorure de fer(III) ( $\text{FeCl}_3$ ).
- De l'hydroxyde de sodium (soude :  $\text{NaOH}$ )

Ils réalisent alors deux expériences :

Expérience 1 : Ils versent dans l'un des tubes à essai, quelques gouttes de soude et obtiennent un précipité rouille.

Expérience 2 Dans l'autre tube à essai, ils placent un clou en fer. Après quelques instants, ils versent quelques gouttes de soude dans le tube et obtiennent un précipité vert.

Tu es le responsable de ce groupe. Exploite ces expériences afin de définir correctement ces notions.

1.
  - 1.1. Donne le nom et la formule du précipité obtenu au cours de 1<sup>ère</sup> expérience.
  - 1.2. Ecris l'équation-bilan de la formation de ce précipité.
2.
  - 2.1. Donne le nom et la formule du précipité obtenu au cours de 2<sup>ème</sup> expérience.
  - 2.2. Ecris l'équation-bilan de la formation de ce précipité
  - 2.3. Indique la formule de l'ion mis en évidence dans cette expérience.
  - 2.4. Déduis-en la réaction qui a eu lieu entre le fer et l'ion fer(III)
  - 2.5. Ecris les demi-équations mises en jeu puis l'équation globale de la réaction.
3. Dis en justifiant si l'ions fer(III) est un oxydant ou un réducteur.

Niveau : 1<sup>ère</sup> D

THEME 4 : CHIMIE GENERALE

LEÇON 8 : CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES OXYDANT- REDUCTEURS

Durée : 5 heures

HABILETES	CONTENUS
Interpréter	· la réaction entre l'ion cuivre II sur le métal zinc et la réaction inverse.
	· la réaction entre l'ion fer II et le métal zinc et la réaction inverse.
Ecrire	les équation-bilans des réactions d'oxydoréduction.
Classer	les couples oxydants/réducteurs (Ag <sup>+</sup> /Ag, Cu <sup>2+</sup> /Cu, Fe <sup>2+</sup> /Fe, Zn <sup>2+</sup> /Zn).
Déduire	les réactions possibles à partir de la classification.
Interpréter	l'action de l'ion hydronium H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> sur quelques métaux (fer et zinc).
Ecrire	l'équation-bilan de la réaction entre l'ion hydronium et le métal.
Indiquer	la place du couple (H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> /H <sub>2</sub> ) dans la classification.
Exploiter	les équation-bilans des réactions d'oxydoréduction.
Définir	une pile électrochimique.
Schématiser	la pile Daniell.
Ecrire	les demi-équations aux électrodes.
Déduire	l'équations-bilan de la réaction chimique qui a lieu.
Expliquer	le fonctionnement de la pile Daniel.
Schématiser	d'autres piles : <ul style="list-style-type: none"><li>• pile Cu/Pb ;</li><li>• pile Pb/Fe ;</li><li>• pile Fe/Zn.</li></ul>
Ecrire	les équations bilan des réactions chimiques qui ont lieu.
Définir	le potentiel d'oxydoréduction : <ul style="list-style-type: none"><li>- pour une demi-pile à hydrogène ;</li><li>- une demi-pile quelconque.</li></ul>
Classer	les couples oxydants/réducteurs.
Prévoir	les réactions possibles à partir des potentiels normaux.
Connaître	l'expression de la force électromotrice (f.é.m.) d'une pile.
Déterminer	la force électromotrice (f.é.m.) d'une pile.
Exploiter	<ul style="list-style-type: none"><li>• les équations aux électrodes</li><li>• les équations bilan des réactions chimiques qui ont lieu.</li></ul>
Expliquer	le fonctionnement de quelques piles électrochimiques : <ul style="list-style-type: none"><li>- pile Volta ;</li><li>- pile Leclanché ;</li><li>- pile alcaline ;</li><li>- accumulateur.</li></ul>

<u><b>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</b></u> <ul style="list-style-type: none"> <li>•</li> <li>•</li> <li>•</li> <li>•</li> <li>•</li> </ul>	<u><b>SUPPORTS DIDACTIQUES :</b></u> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Schémas sur photocopies</li> <li>- Fiche TD</li> <li>-</li> <li>-</li> </ul>
	<u><b>BIBLIOGRAPHIE :</b></u> Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes
<u><b>PRE-REQUIS :</b></u> <ul style="list-style-type: none"> <li>-</li> <li>-</li> <li>-</li> </ul>	<u><b>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</b></u>
<u><b>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</b></u>	

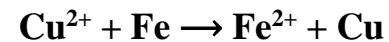
### PLAN DU COURS

## Table des matières

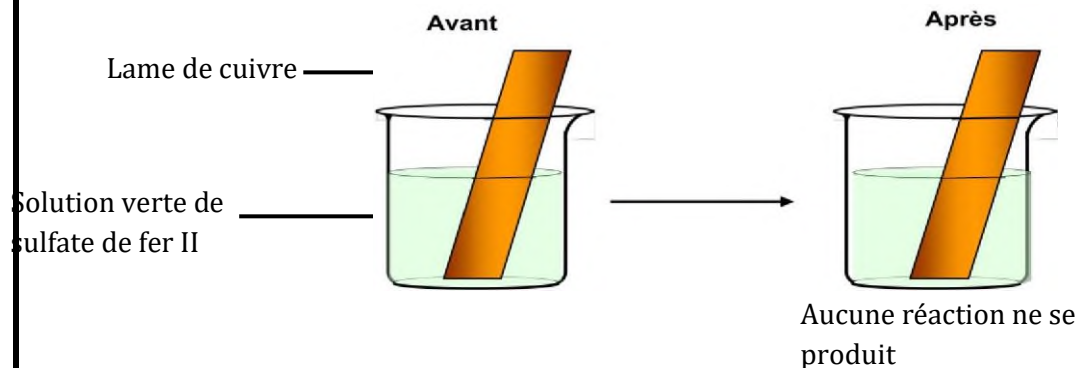
1. FORCE D'UN COUPLE OXYDANT REDUCTEUR .....	3
1.1. Comparaison du Fer et du cuivre .....	3
1.1.1. Expérience 1 et interprétation .....	3
1.1.2. Expérience 2 et interprétation .....	4
1.1.2. Conclusion de ces 2 expériences .....	4
1.2. Comparaison du Fer et du Zinc .....	5
1.2.1. Expérience 3 .....	5
1.2.2. Expérience 4 .....	5
1.2.3. Conclusion de ces 2 expériences .....	6
1.3. Généralisation .....	6
2. PREVISION DES REACTIONS : Règle du "gamma" .....	9

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	<b>CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES OXYDANT- REDUCTEURS</b>
				<p style="text-align: center; color: green;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Lors d'une fête de l'excellence au Lycée Moderne Nimbo Bouaké, les élèves de 1<sup>ère</sup> D2 ont constaté que leurs camarades élèves ayant consommé de la citronnade conservée toute une nuit dans un seau en zinc ont été intoxiqués, alors que ceux ayant consommé le même jus conservé dans un seau en cuivre n'ont pas eu de problème. Quelques élèves pensent que les ions zinc II pourraient être à l'origine de cette intoxication. Curieux de savoir la réaction qui a conduit à la formation de cette substance toxique, les élèves cherchent à interpréter quelques réactions d'oxydoréduction. à classer quelques couples oxydants/réducteurs et à déduire les réactions possibles.</p> <p style="text-align: center;"><b>1. <u>FORCE D'UN COUPLE OXYDANT REDUCTEUR</u></b></p> <p style="text-align: center;"><b>1.1. <u>Comparaison du Fer et du cuivre</u></b></p> <p style="text-align: center;"><i>1.1.1. <u>Expérience 1 et interprétation</u></i></p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <p>Avant</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>Après</p> </div> </div> <p style="text-align: center;">Action du métal fer sur les ions cuivre II</p>

Interprétation : Un atome de fer a cédé 2 électrons à un ion  $\text{Cu}^{2+}$ . Le fer a été oxydé par l'ion  $\text{Cu}^{2+}$ , de même l'ion  $\text{Cu}^{2+}$  a été réduit par le fer suivant l'équation :



### 1.1.2. Expérience 2 et interprétation



### Action du métal cuivre sur les ions fer II

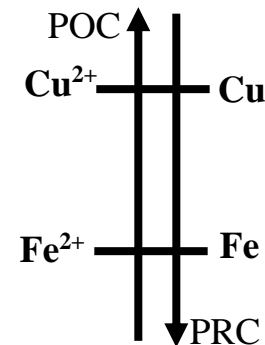
Interprétation : Un atome de cuivre ne peut pas céder d'électrons à un ion  $\text{Fe}^{2+}$ . Le cuivre ne peut pas être oxydé par les ions  $\text{Cu}^{2+}$ , de même les ions  $\text{Cu}^{2+}$  ne peuvent pas réduire le cuivre métal.

### 1.1.3. Conclusion de ces 2 expériences

Le fer est plus réducteur que le cuivre de même l'ion  $\text{Cu}^{2+}$  est plus oxydant que l'ion  $\text{Fe}^{2+}$ . On résume cette situation sur l'axe ci-dessous.

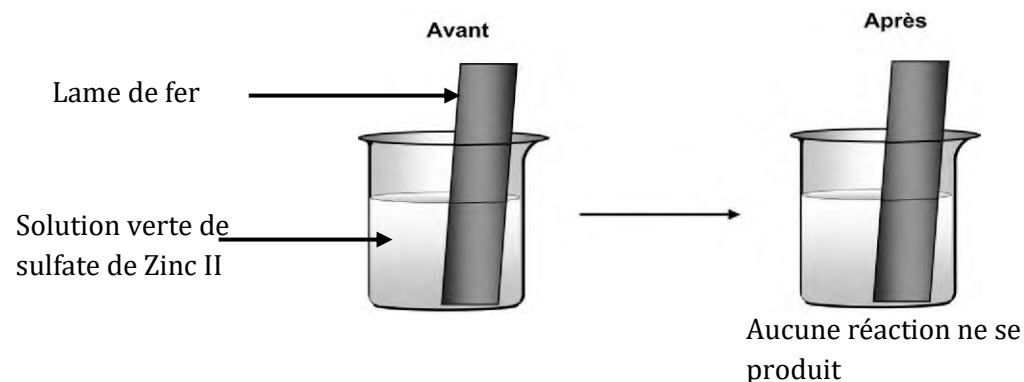
POC : pouvoir oxydant croissant

PRC : pouvoir réducteur croissant.



## 1.2. Comparaison du Fer et du Zinc

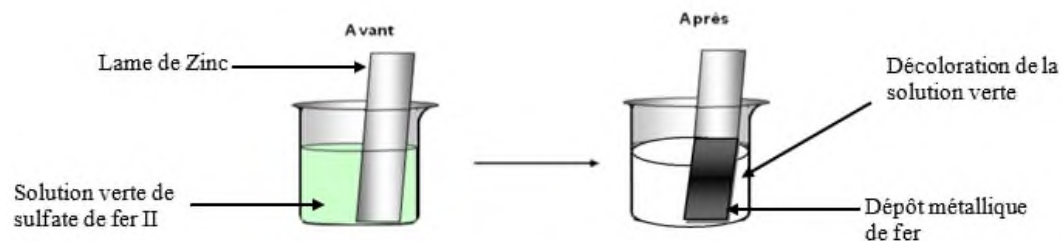
### 1.2.1. Expérience 3



#### Action du métal fer sur les ions zinc II

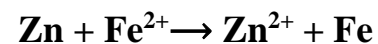
Interprétation : Le fer ne peut pas réduire l'ion  $Zn^{2+}$ , de même l'ion  $Zn^{2+}$  ne peut pas oxyder le fer.

### 1.2.2. Expérience 4



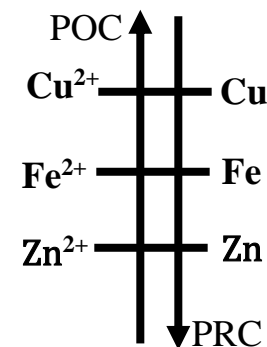
#### Action du métal zinc sur les ions fer II

Interprétation : Un atome de Zinc cède 2 électrons à l'ion  $Fe^{2+}$ . Le Zinc a réduit l'ion  $Fe^{2+}$ , de même l'ion  $Fe^{2+}$  a oxydé l'atome Zn selon l'équation-bilan :



### 1.2.3. Conclusion de ces 2 expériences

Le zinc est plus réducteur que le fer et que l'ion  $\text{Fe}^{2+}$  est plus oxydant de l'ion  $\text{Zn}^{2+}$ . On résume cette situation sur l'axe ci-contre.

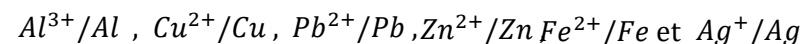


### 1.3. Généralisation

En procédant comme précédemment, on peut classer qualitativement les couples redox selon le pouvoir croissant des oxydants ou le pouvoir croissant des réducteurs correspondant.

Exemple :

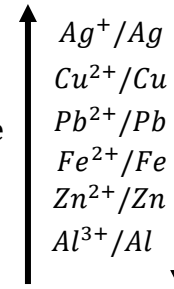
Classons qualitativement les couples suivants à partir des résultats expérimentaux.



Solution \ lame	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Al}^{3+}$	$\text{Ag}^{+}$
Fe		+	+	-	-	+
Pb	-		+	-	-	+
Cu	-	-		-	-	+
Zn	+	+	+		-	+
Al	+	+	+	+		+
Ag	-	-	-	-	-	

Le classement est le suivant :

Force croissante  
des oxydants



Force croissante  
des réducteurs

### Activité d'application

On place un métal dans une solution ionique d'un autre métal. On résume les observations dans le tableau suivant : (quand il n'y a rien cela signifie qu'il n'y a aucune réaction).

Solution contenant des ions	Métal				
	Cu	Zn	Mg	Pb	Fe
$Cu^{2+}$		Réaction	Réaction	Réaction	Réaction
$Zn^{2+}$	Rien		Réaction	Rien	Rien
$Mg^{2+}$	Rien	Rien		Rien	Rien
$Pb^{2+}$	Rien	Réaction	Réaction		Réaction
$Fe^{2+}$	Rien	Réaction	Réaction	Rien	

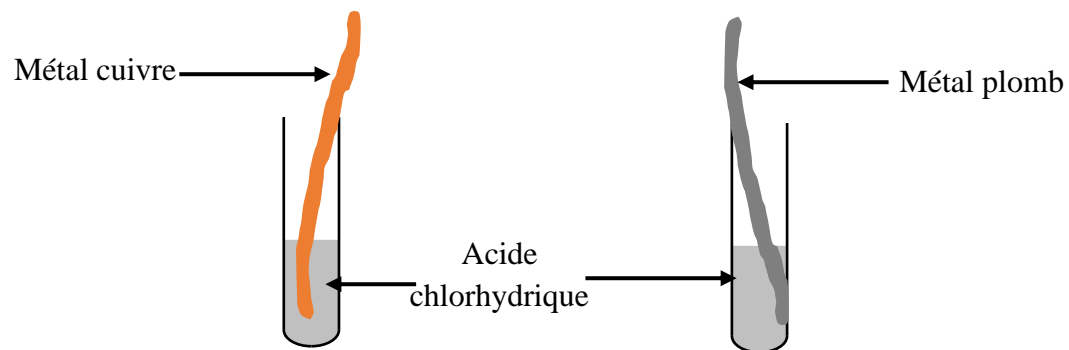
1-Précise les couples oxydant-réducteur mise en jeu en indiquant l'oxydant et le réducteur.

2-Ecris les demi- équations rédox associées puis les équations-bilan des réactions.

3-Classe les Cinq métaux suivant leur pouvoir réducteur en précisant le raisonnement suivi.

## 1.4. PLACE DU COUPLE $H_3O^+/H_2$

### 1.4.1. Expérience : Action de l'acide chlorhydrique sur les métaux



Action des ions  $H_3O^+$  cuivre sur les métaux cuivre et plomb

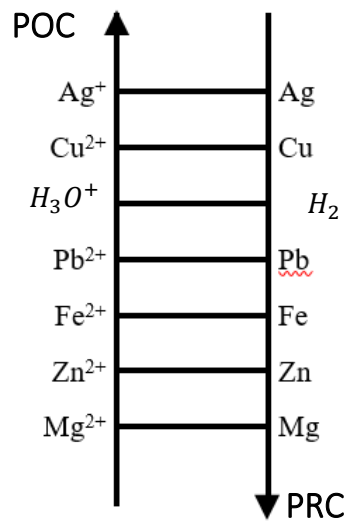
#### 1.4.1. Observations :

- Le plomb est attaqué par l'acide chlorhydrique en produisant du dihydrogène,
- Le cuivre n'est pas attaqué.

#### 1.4.2. Conclusion.

Ces résultats indiquent que :

- l'ion  $H_3O^+$  est plus oxydant que l'ion  $Pb^{2+}$  mais moins oxydant que l'ion  $Cu^{2+}$
- Le couple  $H_3O^+/H_2$  est situé entre les couples  $Cu^{2+}/Cu$  et  $Pb^{2+}/Pb$



Les métaux au-dessus de H<sub>2</sub> ne sont pas attaqués par des solutions d'acides dilués, ils sont moins réducteurs que H<sub>2</sub>

Ceux en dessous de H<sub>2</sub> sont attaqués par des solutions d'acides dilués, ils sont plus réducteurs de H<sub>2</sub>

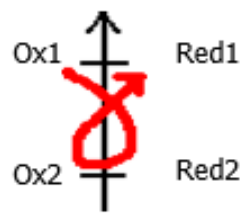
**POR** : Pouvoir oxydant croissant

**PRC** : Pouvoir réducteur croissant

## 2. PREVISION DES REACTIONS :

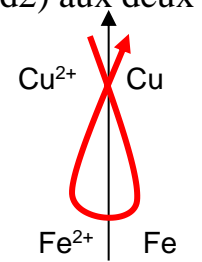
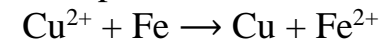
### Règle du "gamma"

Dans une réaction d'oxydoréduction, **l'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur le plus fort pour donner l'oxydant le plus faible et le réducteur le plus faible.** Si on peut former la lettre γ en reliant les deux réactifs (Ox1 et Red2) aux deux produits (Ox2 et Red1) alors la réaction est possible.



**Exemple** : Pour les couples Cu<sup>2+</sup>/Cu et Fe<sup>2+</sup>/Fe

La réaction naturelle possible est :



## SITUATION D'ÉVALUATION

Au cours d'une séance de TP, le professeur demande à ton groupe de trouver la place d'un métal X sur l'échelle de classification des couples redox. Vous disposez pour cela du métal X, une solution S contenant les ions  $X^{2+}$  du même métal, une solution diluée d'acide chlorhydrique, du métal zinc et du métal plomb. Pour y parvenir, vous réalisez les expériences suivantes :

Expérience 1 : vous plongez le métal X dans une solution diluée d'acide chlorhydrique. Celui-ci est attaqué et il se dégage du dihydrogène.

Expérience 2 : Dans une solution S, vous plongez une lame de zinc. Il apparaît sur cette lame un dépôt métallique.

Expérience 3 : Dans la même solution S, vous plongez une lame de plomb. Aucun dépôt n'apparaît sur la lame.

Étant le chef de groupe, tu es amené à exploiter les résultats de ces expériences afin de positionner le métal en question.

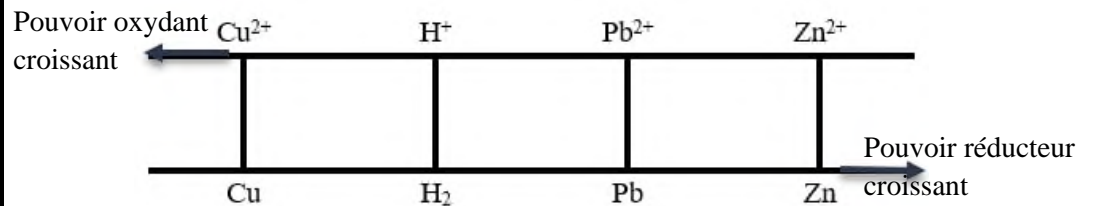
1- Écris

- 1.1. Les couples oxydant – réducteurs qui interviennent au cours de 1<sup>ère</sup> expérience.
- 1.2. L'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction correspondante.

2- Compare :

- 2.1. à partir de l'expérience 2, les pouvoirs réducteurs du métal X et du métal zinc. Justifie ta réponse.
- 2.2. à partir de l'expérience 3, les pouvoirs réducteurs du métal X et du métal plomb. Justifie ta réponse.

3- Déduis-en la place de du métal X sur l'échelle suivant :



Niveau : 1<sup>ère</sup> D

THEME 4 : CHIMIE GENERALE

LEÇON 8 : CLASSIFICATION QUANTITATIVE DES COUPLES OXYDANT- REDUCTEURS


Durée : 5 heures

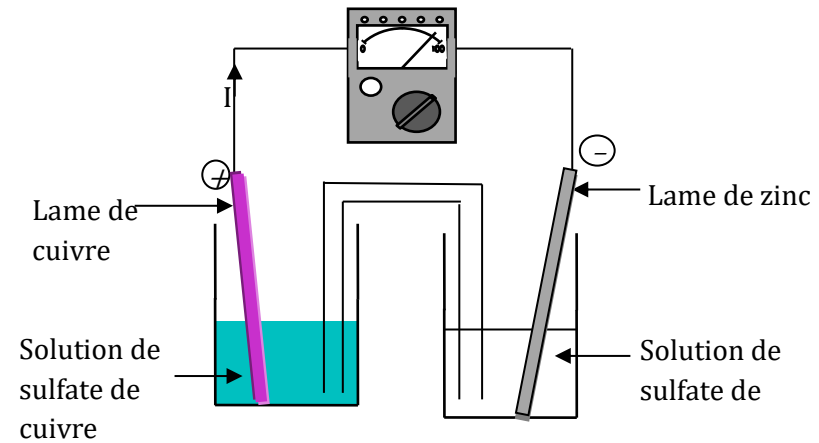
HABILETES	CONTENUS
Interpréter	· la réaction entre l'ion cuivre II sur le métal zinc et la réaction inverse.
	· la réaction entre l'ion fer II et le métal zinc et la réaction inverse.
Ecrire	les équation-bilans des réactions d'oxydoréduction.
Classer	les couples oxydants/réducteurs ( $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ , $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ , $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ , $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ ).
Déduire	les réactions possibles à partir de la classification.
Interpréter	l'action de l'ion hydronium $\text{H}_3\text{O}^+$ sur quelques métaux (fer et zinc).
Ecrire	l'équation-bilan de la réaction entre l'ion hydronium et le métal.
Indiquer	la place du couple ( $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2$ ) dans la classification.
Exploiter	les équation-bilans des réactions d'oxydoréduction.
Définir	une pile électrochimique.
Schématiser	la pile Daniell.
Ecrire	les demi-équations aux électrodes.
Déduire	l'équations-bilan de la réaction chimique qui a lieu.
Expliquer	le fonctionnement de la pile Daniel.
Schématiser	d'autres piles : <ul style="list-style-type: none"><li>• pile Cu/Pb ;</li><li>• pile Pb/Fe ;</li><li>• pile Fe/Zn.</li></ul>
Ecrire	les équations bilan des réactions chimiques qui ont lieu.
Définir	le potentiel d'oxydoréduction : <ul style="list-style-type: none"><li>- pour une demi-pile à hydrogène ;</li><li>- une demi-pile quelconque.</li></ul>
Classer	les couples oxydants/réducteurs.
Prévoir	les réactions possibles à partir des potentiels normaux.
Connaître	l'expression de la force électromotrice (f.é.m.) d'une pile.
Déterminer	la force électromotrice (f.é.m.) d'une pile.
Exploiter	<ul style="list-style-type: none"><li>• les équations aux électrodes</li><li>• les équations bilan des réactions chimiques qui ont lieu.</li></ul>
Expliquer	le fonctionnement de quelques piles électrochimiques : <ul style="list-style-type: none"><li>- pile Volta ;</li><li>- pile Leclanché ;</li><li>- pile alcaline ;</li><li>- accumulateur.</li></ul>

<p><b><u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u></b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>•</li> <li>•</li> <li>•</li> <li>•</li> <li>•</li> </ul>	<p><b><u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u></b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Schémas sur photocopies</li> <li>- Fiche TD</li> <li>-</li> <li>-</li> </ul>
<p><b>PRE-REQUIS :</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>-</li> <li>-</li> <li>-</li> </ul>	<p><b><u>BIBLIOGRAPHIE :</u></b> Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes</p> <p><b><u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u></b></p>
<p><b><u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</u></b></p>	

<p><b><u>PLAN DU COURS</u></b></p>	
<p>Table des matières</p>	
<p>1. Étude d'une pile : la pile de Daniell 4</p>	
<p>    1.1. FONCTIONNEMENT 4</p>	
<p>        _____ 1.1.1. EXPERIENCE 4</p>	
<p>        _____ 1.1.2. OBSERVATIONS et INTERPRETATION : 5</p>	
<p>    _____ 1.2. INTERPRETATION: 6</p>	
<p>        _____ 1.2.1. REACTIONS AUX ELECTRODES 6</p>	
<p>        _____ 1.2.2. CIRCULATION DES IONS 6</p>	
<p>        _____ 1.2.3. REPRESENTATION SYMBOLIQUE DE LA PILE ZINC-CUIVRE 7</p>	
<p>    _____ 1.3. FACTEURS INFLUENÇANT LA F.E.M. DE LA PILE 7</p>	
<p>2. Classification quantitative des couples redox 7</p>	
<p>    _____ 2.1. COMPARAISON DE DEUX COUPLES 7</p>	
<p>        _____ 2.1.1. PRINCIPE 7</p>	
<p>        _____ 2.1.2. EXEMPLE DE CLASSIFICATION DE TROIS COUPLES 8</p>	
<p>3. Potentiel normal d'oxydoréduction d'un couple <math>M^{n+}/M</math> 9</p>	
<p>    _____ 3.1. ÉLECTRODE STANDARD D'HYDROGENE (E.S.H) 9</p>	

_____	3.2. POTENTIEL STANDARD D'OXYDOREDUCTION	10
_____	3.2.1. POTENTIEL D'OXYDOREDUCTION D'UN COUPLE $M^{n+}/M$	10
_____	3.2.2. POTENTIEL STANDARD	11
_____	3.3. Classification des couples suivant les potentiels standards : (document annexe)	11
	4. Applications	12
_____	4.1. CALCUL DE LA F.E.M. D'UNE PILE	12
_____	4.2. PREVISION DES REACTIONS	12

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	<p style="text-align: center;"><b>CLASSIFICATION QUANTITATIVE DES COUPLES OXYDANT- REDUCTEURS</b></p>
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Un réparateur d'appareils électroménagers du quartier commerce de Niablé a fasciné un groupe d'élèves de la 1<sup>ère</sup> D2 du Lycée Nanan Kouakou Kouao de ladite ville avec l'expérience ci-contre.</p>  <p>Il insère une lame de cuivre et une lame de zinc dans une tomate. A l'aide d'un voltmètre, il mesure la différence de potentiel entre les deux lames. Il dit aux élèves qu'il vient de réaliser une pile. Fascinés par cette découverte et afin d'en savoir davantage, en classe, le groupe informe leurs camarades et ensemble, ils entreprennent de schématiser cette pile, d'expliquer son fonctionnement, de déterminer sa f.é.m. puis de schématiser d'autres piles.</p> <p style="text-align: center;"><b><u>1. Étude d'une pile : la pile de Danièle</u></b></p> <p style="text-align: center;"><b><u>1.1. FONCTIONNEMENT</u></b></p> <p style="text-align: center;"><i><u>1.1.1. EXPERIENCE</u></i></p>



Le pont électrolytique (colonne contenant du coton imbibé d'une solution électrolyte de KCl) permet la migration des ions d'un compartiment à l'autre. Chaque compartiment représente une demi-pile

**1.1.2. OBSERVATIONS et INTERPRETATION :**

L'aiguille du voltmètre est déviée, donc un courant circule à l'extérieur de la pile de l'électrode de cuivre (positive) vers l'électrode de zinc (négative). La tension mesurée, est appelée f.é.m. (force électromotrice) de la pile, on la note E

A l'intérieur de la pile, le courant circule de l'électrode de zinc vers celle de cuivre

Si on laisse la pile débiter assez longtemps, nous observons une augmentation de masse de l'électrode de cuivre tandis que l'électrode de zinc s'amincit.

## 1.2. INTERPRETATION

### 1.2.1. REACTIONS AUX ELECTRODES

- Au pôle négatif

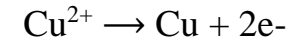
Les électrons qui entrent dans le circuit extérieur sont fournis par l'électrode de zinc qui est le siège d'une oxydation suivant la demi-équation électronique :



Le **pôle négatif** d'une pile est toujours le siège d'**une réaction d'oxydation**.

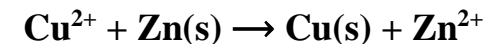
- Au pôle positif

Les électrons, lorsqu'ils arrivent à l'électrode de cuivre, sont consommés par la réaction de réduction des ions  $\text{Cu}^{2+}$  suivant la demi-équation



Le **pôle positif** d'une pile est toujours le siège d'**une réaction de réduction**

Remarque : le bilan de fonctionnement de la pile se traduit par une réaction d'oxydoréduction :



### 1.2.2. CIRCULATION DES IONS

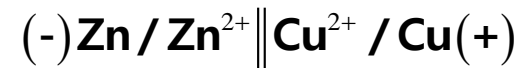
Lorsque la pile fonctionne, les réactions aux électrodes entraînent :

- Une augmentation des ions  $\text{Zn}^{2+}$  dans le compartiment cathodique
- Une diminution des ions  $\text{Cu}^{2+}$  dans le compartiment anodique

Pour assurer la neutralité électrique des solutions, les cations ( $K^+$ ) se déplacent vers l'électrode de cuivre et les anions ( $Cl^-$ ) vers l'électrode de zinc à travers le pont salin.

### **1.2.3. REPRESENTATION SYMBOLIQUE DE LA PILE ZINC-CUIVRE**

On représente symboliquement la pile de Danielle par le schéma conventionnel suivant :



*Remarque* : le pôle négatif est toujours placé à gauche.

### **1.3. FACTEURS INFLUENÇANT LA F.E.M. DE LA PILE**

- Température : la f.é.m. d'une pile varie très peu avec la température.
- La concentration des cations métalliques :

Lorsque la pile débite, la concentration en ions zinc augmente et celle en ion cuivre diminue, dans les proportions indiquées par l'équation bilan.

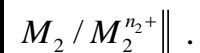
Cette variation de concentration entraîne une diminution de la f.é.m.

## **2. Classification quantitative des couples redox**

### **2.1. COMPARAISON DE DEUX COUPLES**

#### **2.1.1. PRINCIPE**

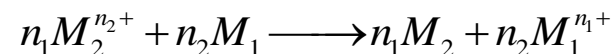
Pour comparer deux couples  $M_1^{n_1+} / M_1$  et  $M_2^{n_2+} / M_2$ , on constitue une pile électrochimique en associant les deux demi-piles :  $M_1 / M_1^{n_1+} \parallel$  et



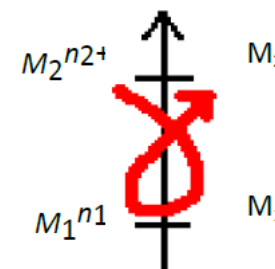
Si l'électrode  $M_1$  est le pôle négatif de la pile on obtient la notation :



L'équation bilan de la réaction qui se déroule lorsque la pile débite est :



Le pôle négatif de la pile est constitué par le métal réducteur le plus fort d'où la classification suivante :

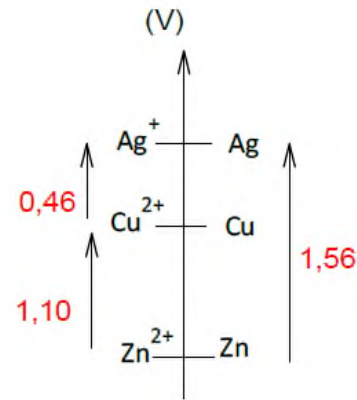


### 2.1.2. EXEMPLE DE CLASSIFICATION DE TROIS COUPLES

En mesurant la f.é.m. de quelques piles, on obtient le tableau suivant :

Couples comparés	Pôle (-)	E(V)
$Zn^{2+}/Zn$ et $Cu^{2+}/Cu$	Zn	1,10
$Cu^{2+}/Cu$ et $Ag^+/Ag$	Cu	0,46
$Zn^{2+}/Zn$ et $Ag^+/Ag$	Zn	1,56

Par rapport au couple  $Cu^{2+}/Cu$  pris comme référence, nous pouvons classer les couples  $Zn^{2+}/Zn$ ,  $Cu^{2+}/Cu$  et  $Ag^+/Ag$  sur un axe gradué en volts suivant les tensions ou f.é.m. des piles.

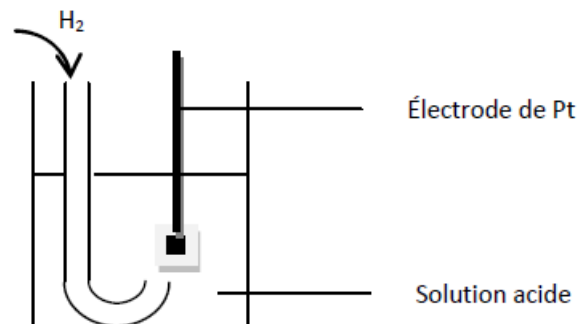
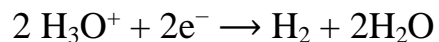


La tension mesurée aux bornes d'une pile donne la d.d.p entre les deux demi-piles. Pour obtenir une classification universelle et déterminer le potentiel d'une demi-pile il faut nécessairement choisir un de référence. Par convention internationale le couple de référence est : H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>/H<sub>2</sub> et  $V_{H_3O^+/H_2} = 0$

### 3. Potentiel normal d'oxydoréduction d'un couple M<sup>n+</sup>/M

#### 3.1. ÉLECTRODE STANDARD D'HYDROGENE (E.S.H)

Le couple H<sup>+</sup>/H<sub>2</sub> pris dans les conditions standard (pH=0 ; P=1 bar = 10<sup>5</sup> Pa) est le couple de référence. L'électrode normale à hydrogène est la demi pile de référence, son potentiel est choisi nul à toute température ; on la note :  $E_{H^+/H_2} = 0$ .



### 3.2. POTENTIEL STANDARD D'OXYDOREDUCTION

#### 3.2.1. POTENTIEL D'OXYDOREDUCTION D'UN COUPLE $M^{n+}/M$

Le potentiel d'oxydoréduction d'un couple  $M^{n+}/M$  est le potentiel de l'électrode  $M$  mesuré par rapport à l'électrode standard à hydrogène dans la pile obtenue en associant la demi pile  $M/M^{n+} //$  à l'E.S.H.

On la note  $E(M^{n+}/M)$ .

La f.é.m. d'une pile est égale à la d.d.p. entre les bornes des deux demi-piles :  $E = V_p(+)-V_p(-)$ .

On distingue deux cas possibles :

- E.S.H est le pôle négatif de la pile :  $(-)\text{E.S.H} \parallel M^{n+} / M (+)$

$M$  est un réducteur plus faible que  $\text{H}_2$  ;  $M^{n+}$  est un oxydant plus fort que  $\text{H}^+$ . La f.é.m. de la pile est :  $E = V_M - V_{\text{Pt}} = V_M$ .

- E.S.H est le pôle positif de la pile :  $(-)\text{M} / M^{n+} \parallel \text{E.S.H} (+)$

$M$  est un réducteur plus fort que  $\text{H}_2$  ;  $M^{n+}$  est un oxydant plus faible que  $\text{H}^+$ . La f.é.m. de la pile est :  $E = V_{\text{Pt}} - V_M = -V_M$

### 3.2.2. POTENTIEL STANDARD

Le potentiel d'une demi-pile est appelé **potentiel redox** du couple redox.  
Le potentiel redox standard est celui qu'il prend dans les conditions standards :

- Concentration des espèces chimiques en solution :  $1 \text{ mol L}^{-1}$  ;
- Pression des espèces gazeuses : 1 bar ;
- Température :  $25^\circ\text{C}$ .

Les potentiels standards sont notés par :  $E^0$

Plus  $E_0$  est grand, plus l'oxydant du couple est fort et plus le réducteur est faible.

- 3.3. Classification des couples suivant les potentiels standards

Ox	$E^0(\text{V})$	Red
$\text{Au}^{3+}$	1,50	Au
$\text{Pt}^{2+}$	1,00	Pt
$\text{Hg}_2^{2+}$	0,86	Hg
$\text{Ag}^+$	0,80	Ag
$\text{Cu}^{2+}$	0,34	Cu
$\text{H}^+$	0,00	$\text{H}_2$
$\text{Pb}^{2+}$	-0,13	$\text{Pb}$
$\text{Ni}^{2+}$	-0,23	Ni
$\text{Fe}^{2+}$	-0,44	Fe
$\text{Zn}^{2+}$	-0,76	Zn
$\text{Al}^{3+}$	-1,66	Al

### REMARQUES

- Le pôle positif d'une pile est constitué par le métal du couple de potentiel standard le plus élevé.
- Une réaction d'oxydoréduction est totale si la différence en valeur absolu des potentiels standards des couples est supérieure à 0,3 V.

## 4. Applications

### 4.1. CALCUL DE LA F.E.M. D'UNE PILE

La f.é.m. d'une pile fonctionnant dans les conditions standards est égale à la différence entre le potentiel standard du couple dont l'électrode constitue le pôle positif et le potentiel standard du couple dont l'électrode constitue le pôle négatif.

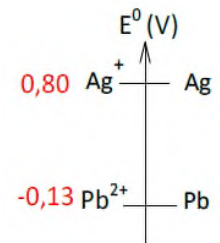
$$E = E^0(+)-E^0(-)$$

### 4.2. PREVISION DES REACTIONS

Une réaction d'oxydoréduction est possible si elle se produit entre l'oxydant du couple dont le potentiel standard est plus grand et le réducteur dont le potentiel standard est le plus petit.

**Si  $E_1^0 > E_2^0$  alors : Ox1 + Red2  $\rightarrow$  Ox2 + Red1**

Exemple : considérons la pile plomb-argent constituée, dans les conditions standard, par les couples  $Pb^{2+}/Pb$  et  $Ag^+/Ag$ . Nous lisons dans le tableau :



Le métal réducteur le plus fort est le plomb, il constitue le pôle négatif de la pile :  $(-)\text{Pb} / \text{Pb}^{2+} || \text{Ag}^+ / \text{Ag} (+)$

La f.é.m. de cette pile est :

$$E = E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = 0,80 - (-0,13) = 0,93 \text{ V}$$

### Activité d'application 1

On donne les potentiels standard :

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,80\text{V}; E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = -0,13\text{V}.$$

1-Fais le schéma de la pile construite à partir de ces deux couples. Quelle est sa polarité ?

- 2-Ecris l'équation-bilan de la réaction qui s'effectue quand la pile débite.  
 3-Calcule la f.é.m. de la pile supposée réalisée dans les conditions standard.

### Activité d'application 2

1. Dis comment constituer une pile faisant intervenir les couples  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  et  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$ .
2. Indique le pôle positif de la pile ainsi que sa f.é.m.  
*On donne :  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,3\text{V}$  et  $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23\text{V}$ .*
3. Détermine la variation  $\Delta m$  masse de l'électrode négative lorsque la pile débite un courant de 10 mA pendant 2h

*On donne :  $M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$  et  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  ;  $e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$*

### Solution

1. On donne le schéma de la pile à réaliser dans les conditions standards.
2. Le pôle positif est le métal du couple de potentiel standard le plus élevé : c'est le cuivre.  
 $E = E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = 0,34 - (-0,23) = 0,57 \text{ V}$ .
3. La quantité d'électricité :

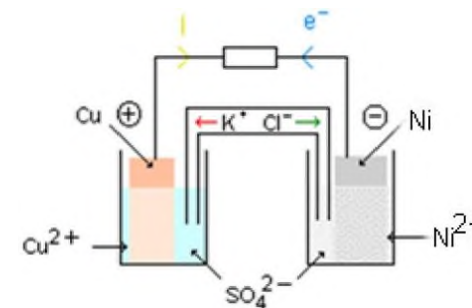
$$q = I\Delta t = 10 \cdot 10^{-3} \times 2 \times 3600 = 72 \text{ C}$$

L'électrode négative est le siège de la réaction de réduction :



$$Q = nN_A | -e | \Rightarrow n = \frac{Q}{N_A e} = \frac{72}{6,02 \cdot 10^{23} \times 1,6 \cdot 10^{-19}} = 7,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Le passage de n moles d'électrons correspond à l'oxydation de n/2 moles d'atomes de Ni, soit une diminution en masse de :



$$Q = nN_A |-e| \Rightarrow n = \frac{Q}{N_A e} = \frac{72}{6,02 \cdot 10^{23} \times 1,6 \cdot 10^{-19}} = 7,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\Delta m(\text{Ni}) = \frac{n}{2} M(\text{Ni}) = \frac{7,48 \cdot 10^{-4} \times 58,7}{2} = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

## 5. Les piles

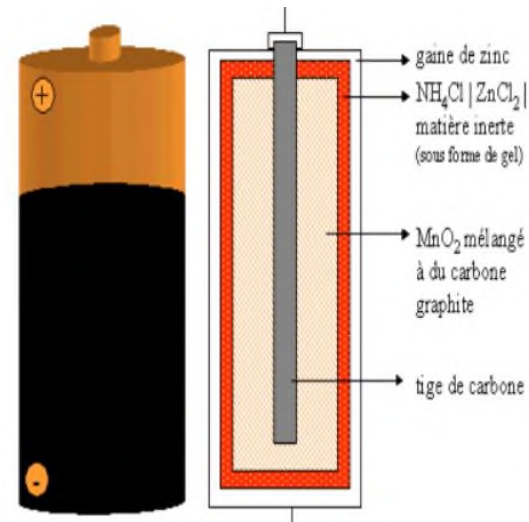
### 5.1. LA PILE DE VOLTA.

Elle est constituée d'un empilement d'un disque d'argent, d'un disque de zinc, d'un disque en carton imbibé d'eau salée ...et ainsi de suite, dans cet ordre.

### 5.2. LES PILES ELECTROCHIMIQUES USUELLES.

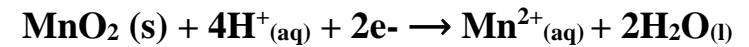
- Les piles salines type Leclanché.

Les deux couples redox de cette pile sont :  $\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}$  et  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$



En fonctionnement :

- À la borne positive : réduction cathodique :



- A la borne négative : oxydation anodique :

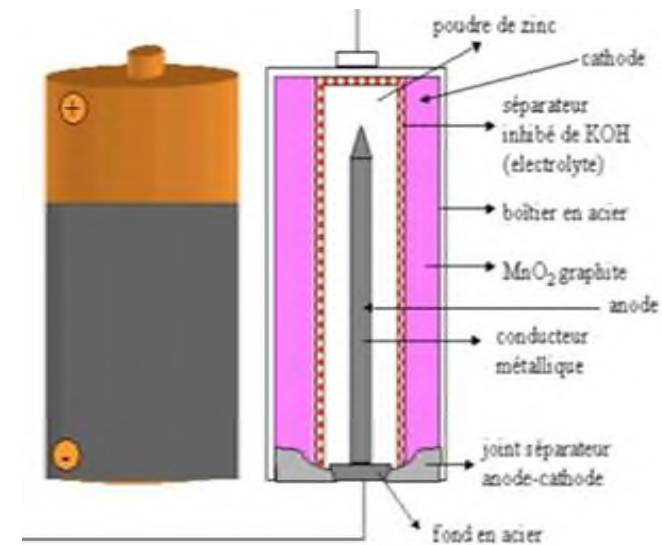


Le gros problème de cette pile est que son boîtier en Zinc réagit et finit par percer. La solution qu'elle contient s'écoule alors dans l'appareil et peut causer des dégâts.

- Les piles alcalines type Mallory

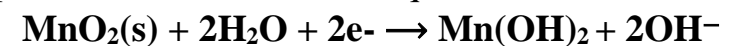
Il s'agit d'une variante de la pile Leclanché. Cette pile est appelée alcaline car elle fonctionne en milieu basique (KOH).

Le zinc et le carbone sont utilisés sous forme de poudre : ils sont ainsi plus réactifs.

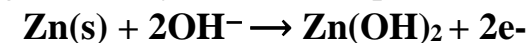


En fonctionnement :

- À la borne positive : réduction cathodique :



- A la borne négative : oxydation anodique :



### Avantages de cette pile :

- Elle est plus étanche que la pile Leclanché car le zinc ne constitue plus le boîtier extérieur.
- Elle a une durée de vie plus longue car elle renferme plus de  $MnO_2$  (oxydant) et de Zn (réducteur) dans le même volume qu'une pile Leclanché.

### SITUATION D'ÉVALUATION

Au cours d'une séance de TP, ton professeur de physique-chimie veut fabriquer une pile. Pour cela il fabrique :

- une première demi pile à partir d'une lame de cobalt plongeant dans un volume  $V_1 = 90 \text{ cm}^3$  d'une solution d'ions  $Co^{2+}$ , de concentration molaire  $c = 1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .
- une autre demi pile est constituée par une lame de zinc plongeant dans une solution d'ions  $Zn^{2+}$ , de concentration  $c = 1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

Enfin, il relie les deux demi-piles par un pont salin.

Les ions cobalt sont rose en solution aqueuse

On donne :  $E_{Co^{2+}/Co}^0 = -0,28V$ ;  $E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = 0,760V$ .

On donne :  $M_{Zn} = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M_{Co} = 58,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Ton professeur te choisit pour étudier cette pile afin d'expliquer son fonctionnement.

1.
  - 1.1. Indique le métal qui constitue la borne positive de cette pile.
  - 1.2. Calcule la f.é.m. E de la pile
2. Ecris l'équation-bilan traduisant le fonctionnement de la pile.
3. Calcule la variation de la masse de l'électrode de cobalt lorsque la solution est décolorée.
4.
  - 4.1. Dis comment évolue la masse de l'électrode de zinc pendant le fonctionnement de la pile.
  - 4.2. Détermine la masse minimale de la lame de zinc pour que cette électrode ne limite pas le fonctionnement de la pile.

Niveau : 1<sup>ère</sup> D

THEME 4 : CHIMIE GENERALE

LEÇON 8 : COUPLES OXYDANTS/REDUCTEURS EN SOLUTION AQUEUSE-DOSAGE

Durée : 3,5 heures

HABILETES	CONTENUS
Ecrire	les demi-équations redox des couples oxydants/réducteurs : - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ ; - $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ ; - $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ ; - $\text{I}_2/\text{I}^-$ ; - $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ - $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
Prévoir	les équations-bilans des réactions d'oxydoréduction entre les couples suivants : - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ et/ou $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ ; - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ et $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ et/ou $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ - $\text{I}_2/\text{I}^-$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
Ecrire	les équations-bilans des réactions d'oxydoréduction.
Réaliser	le dosage de l'ion Fer II par l'ion permanganate et/ou dosage de $\text{I}_2$ par $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
Ecrire	l'équation-bilan de la réaction du dosage.
Déterminer	la concentration de la solution de titre inconnu.
Exploiter	l'équation-bilan d'une réaction chimique.
Connaitre	l'intérêt d'un dosage.

<b><u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u></b>  • • • • •	<b><u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u></b>  - Schémas sur photocopies - Fiche TD - -
	<b><u>BIBLIOGRAPHIE :</u></b>  Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes
<b>PRE-REQUIS :</b>  - - -	<b><u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u></b>
<b><u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</u></b>	

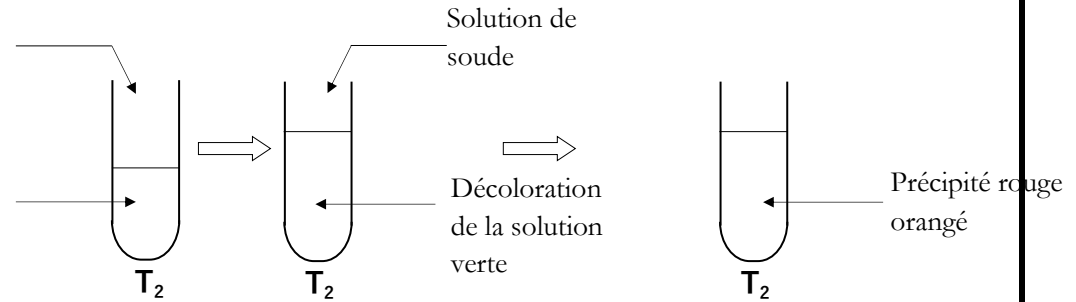
# PLAN DU COURS

1.	<u>Réaction entre les couples <math>\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}</math> et <math>\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}</math></u> .....	3
1.1.	<u>Expérience et observations</u> .....	3
1.2.	<u>Interprétation et conclusion</u> .....	4
2.	<u>Réaction entre les couples <math>\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}</math> et <math>\text{I}_2/\text{I}^-</math></u> .....	5
2.1.	<u>Expérience</u> .....	Erreur ! Signet non défini.
2.2.	<u>Observations</u> .....	Erreur ! Signet non défini.
2.3.	<u>Interprétation et conclusion</u> .....	Erreur ! Signet non défini.
3.	<u>Réaction entre les couples <math>\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}</math> et <math>\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}</math></u> .....	5
3.1.	<u>Expérience</u> .....	5
3.2.	<u>Observations</u> .....	6
3.3.	<u>Interprétation et conclusion</u> .....	6
4.	<u>DOSAGES</u> .....	7
4.1.	<u>Généralités</u> .....	7
4.2.	<u>Dosage d'une solution de sulfate de fer II par une solution de permanganate de potassium (manganimétrie)</u> .....	8
4.2.1.	<u>Expérience</u> .....	8
4.2.2.	<u>Manipulation</u> .....	8
4.2.3.	<u>Interprétation et conclusion</u> .....	9

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	<p><b>COUPLES OXYDANTS/REDUCTEURS EN SOLUTION AQUEUSE-DOSAGE</b></p>
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Les élèves de la 1<sup>ère</sup> C du Collège Moderne BAD de N'Douci ont découvert dans un livre qu'une solution de permanganate de potassium peut être étalonnée en utilisant une solution fraîchement préparée de sel de Mohr <math>\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}</math>, solution stable d'ion <math>\text{Fe}^{2+}</math>. Afin de vérifier cette information, ils décident de prévoir les réactions possibles à partir des potentiels normaux, de réaliser le dosage de l'ion fer II par l'ion permanganate et d'exploiter l'équation-bilan de la réaction de dosage.</p> <p>1. <u>Réaction entre les couples <math>\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}</math> et <math>\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}</math></u></p> <p>1.1. <u>Expérience et observations</u></p> <div style="text-align: center;"> </div>

Solution violette de permanganate de potassium

Solution verte de sulfate de fer (II)



### 1.2. Interprétation et conclusion

Le permanganate se décolore : Les ions  $\text{MnO}_4^-$  réagissent avec les ions  $\text{Fe}^{2+}$ .

La solution prend la couleur jaune orangée : Il y a formation d'ions  $\text{Fe}^{3+}$ .

Les ions  $\text{Fe}^{2+}$  réagissent pour donner des ions  $\text{Fe}^{3+}$  selon la demi-équation électronique :



$\text{Fe}^{2+}$  est un réducteur.  $\text{Fe}^{3+}$  est un oxydant. Ils forment le couple redox :  **$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$**

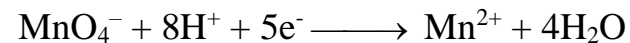
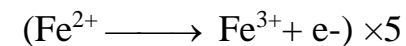
D'autre part la disparition de la couleur violette traduit la réaction des ions permanganates  $\text{MnO}_4^-$  qui, en milieu acide ( $\text{H}^+$ ), sont réduits en ions manganoux  $\text{Mn}^{2+}$  selon la demi-équation électronique :



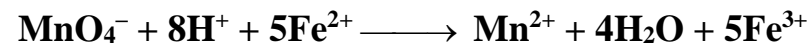
$\text{MnO}_4^-$  est un oxydant et  $\text{Mn}^{2+}$ , un réducteur.

Ils forment le couple  **$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$**

On a donc :



Le bilan de la réaction est alors :

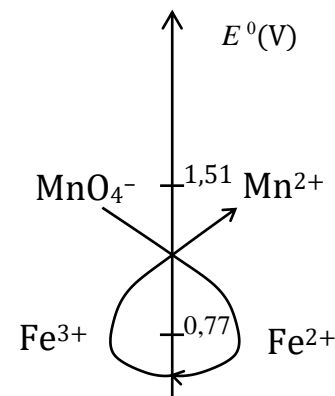


Les potentiels normaux des couples étant :  $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$  et  $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$ ,

La réaction prévisible a lieu entre

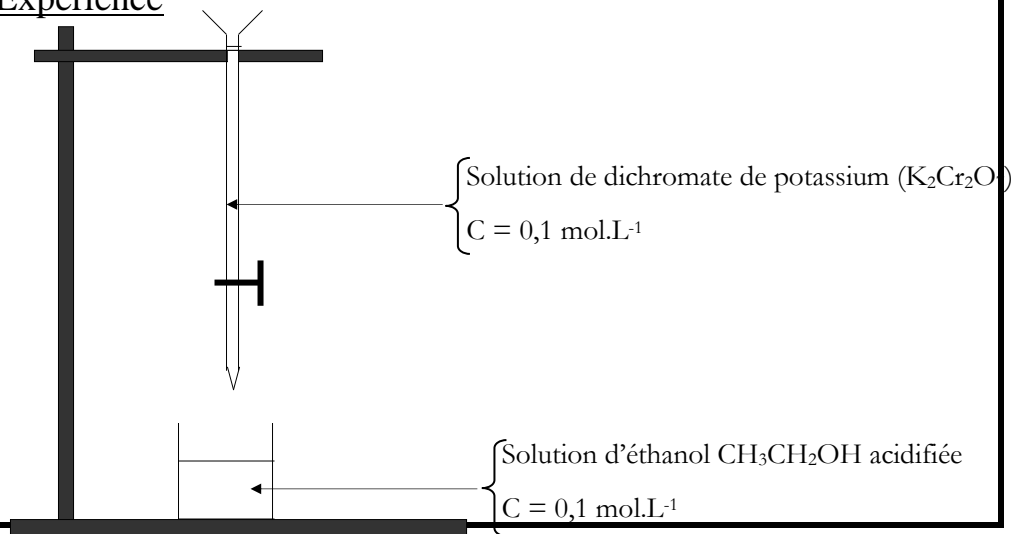
$\text{MnO}_4^-$  et  $\text{Fe}^{2+}$

la règle de gamma est bien respectée



## 2. Réaction entre les couples $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ et $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$

### 2.1. Expérience

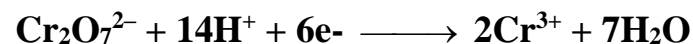


## 2.2. Observations

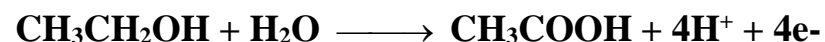
- Décoloration de la solution orange de dichromate
- On poursuit l'addition tant que la décoloration s'observe jusqu'à l'apparition de la coloration verte.

## 2.3. Interprétation et conclusion

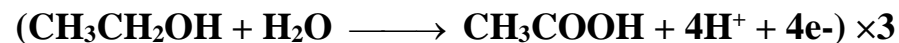
- La décoloration de la solution de dichromate de potassium traduit la réaction des ions dichromate ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) qui captent des électrons en milieu acide ( $\text{H}^+$ ) et se réduisent en ions chrome ( $\text{Cr}^{3+}$ ) suivant la demi-équation électronique :



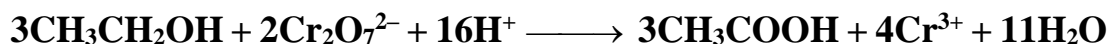
- Les électrons captés par les ions dichromate ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) en milieu acide ( $\text{H}^+$ ) sont libérés par les molécules d'éthanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) qui s'oxydent en acide éthanoïque ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) suivant la demi-équation électronique correspondante.



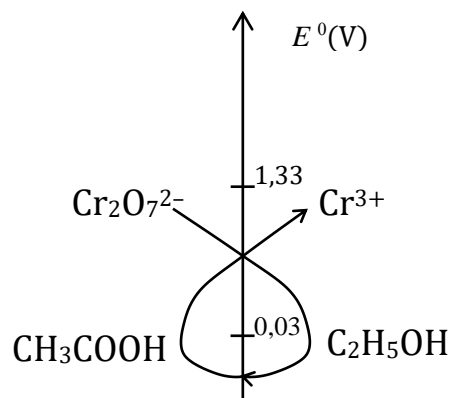
+



Ce qui donne :



Les potentiels normaux des couples étant :  $E^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 0,03 \text{ V}$  et  $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$



La réaction prévisible a lieu entre  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  et  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  la règle de gamma est bien respectée

### Activité d'application 1

Connaissant les potentiels des couples ci-dessous, écris les équations-bilan entre les couples :

- 1-  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$
- 2-  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{I}_2/\text{I}^-$
- 3-  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  et  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$
- 4-  $\text{I}_2/\text{I}^-$  et  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

Données :

$$E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{V} ; E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54\text{V} ;$$

$$E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33\text{V} ; E^0(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 0,08\text{V} ;$$

$$E^0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51\text{V} ; E^0(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 0,03\text{V}$$

## 3. DOSAGES

### 3.1. Généralités

➤ **Définition** : Doser une espèce chimique dans une solution, c'est déterminer la concentration molaire volumique de cette espèce.

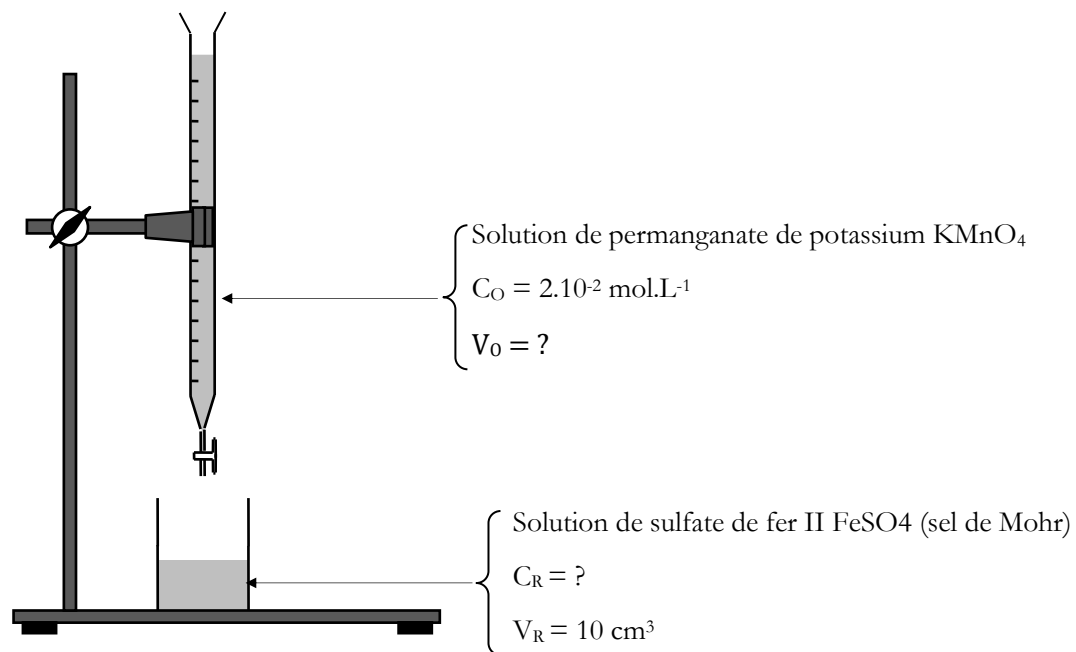
➤ **Principe** : Il faut :

- Réaliser avec l'espèce à doser une réaction chimique unique, rapide et totale.
- Déterminer le point d'équivalence de la réaction.
- Exploiter la condition d'équivalence.

➤ **Equivalence** : il y a équivalence lorsque les réactifs ont été mélangés les proportions définies par l'équation-bilan de la réaction redox. Le repérage de l'équivalence se fait grâce au changement de couleur de la solution contenue dans le bécher

### 3.2. Dosage d'une solution de sulfate de fer II par une solution de permanganate de potassium (manganimétrie)

#### 3.2.1. Expérience



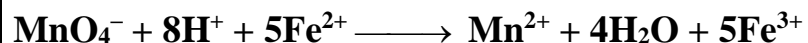
#### 3.2.2. Manipulation

À l'aide d'une burette graduée, on ajoute progressivement la solution de permanganate de potassium acidifiée, de concentration  $C_0$ . Lorsque la couleur violette du permanganate de potassium commence à persister, on

est à l'équivalence. On arrête et on lit le volume  $V_O$ .  
On réalise 2 à 3 fois l'expérience pour avoir une valeur moyenne de  $V_O$ .

### 3.2.3. Interprétation et conclusion

L'équation-bilan de cette réaction est celle de la réaction spontanée entre les couples :  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$  et  $MnO_4^-/Mn^{2+}$  c'est-à-dire :



L'équivalence est obtenue lorsque :  $\frac{n(MnO_4^-)}{1} = \frac{n(Fe^{3+})}{5} \Rightarrow \frac{C_O V_O}{1} = \frac{C_R V_R}{5}$

Au final :

$$C_R = \frac{5C_O V_O}{V_R}$$

### Activité d'application 2

L'éthanol peut être oxydé en acide éthanoïque par une solution de dichromate de potassium suffisamment concentrée et acidifiée par de l'acide sulfurique.

- 1- Etablir la demi-équation électronique associée et couple  $CH_3COOH/CH_3CH_2OH$ .  
Donner l'équation-bilan de la réaction.
- 2- Quelle masse de dichromate de potassium faut-il utiliser pour oxyder totalement 0.2mol d'éthanol en acide éthanoïque ?

### SITUATION D'EVALUATION

Au cours d'une séance de TP, un groupe d'élèves mélange  $V_1 = 20cm^3$  de solution de sulfate de fer ( $FeSO_4$ ) de concentration molaire volumique  $C_1 = 0,2 mol.L^{-1}$  avec  $V_2 = 10cm^3$  de solution acidifiée de dichromate de potassium ( $K_2Cr_2O_7$ ) de concentration molaire  $C_2$  inconnue. Tous les ions  $Fe^{2+}$  n'étant pas consommés, ils dosent ensuite les ions  $Fe^{2+}$  en excès par une solution de permanganate de potassium ( $KMnO_4$ ) acidifiée de concentration molaire  $C_3 = 0,01mol.L^{-1}$ .

Pour obtenir l'équivalence, il a fallu verser  $V_3 = 16,4\text{cm}^3$  de la solution de permanganate de potassium dans le mélange.

Tu es le rapporteur du groupe. Afin de rédiger ton rapport, tu te proposes de déterminer la concentration inconnue.

1.
  - 1.1. Indique les couples oxydant-réducteurs qui interviennent dans ces différentes réactions.
  - 1.2. Ecris les demi-équations correspondant à chacun de ces couples.
2. Donne les équations-bilan des réactions d'oxydoréductions qui interviennent :
  - 2.1. Entre les ions  $Fe^{2+}$  et  $Cr_2O_7^{2-}$
  - 2.2. Entre les ions  $Fe^{2+}$  et  $MnO_4^-$
3. Détermine la quantité en mol :
  - 3.1. d'ions  $Fe^{2+}$  en excès
  - 3.2. d'ions  $Fe^{2+}$  ayant réagi avec les ions  $Cr_2O_7^{2-}$ .
4. Calcule la concentration molaire volumique des ions  $Cr_2O_7^{2-}$  dans la solution de dichromate de potassium initiale

Niveau : 1<sup>ère</sup> D

THEME 4 : CHIMIE GENERALE

LEÇON 8 : OXYDOREDUCTION PAR VOIE SECHE


Durée : 3 heures

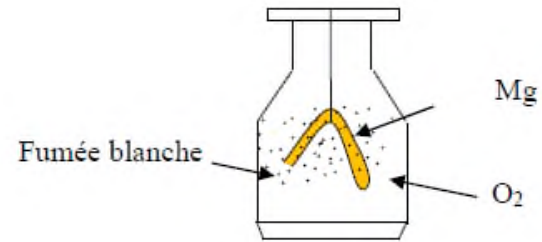
HABILETES	CONTENUS
Interpréter	quelques réactions d'oxydoréduction par voie sèche : - oxydation du magnésium par le dioxygène ; - réduction de l'oxyde de cuivre II par le carbone ; - réduction de l'oxyde ferrique par l'aluminium.
Ecrire	les équations-bilan des réactions chimiques.
Définir	l'oxydoréduction par voie sèche.
Définir	le nombre d'oxydation.
Identifier	une réaction d'oxydoréduction à partir des variations des nombres d'oxydation.
Déterminer	le nombre d'oxydation d'un élément chimique.

<b><u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u></b>  • • • • •	<b><u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u></b>  - Schémas sur polycopies - Fiche TD - -
	<b><u>BIBLIOGRAPHIE :</u></b>  Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes
<b>PRE-REQUIS :</b>  - - -	<b><u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u></b>
<b><u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</u></b>	

## PLAN DU COURS

1. La réaction du dioxygène sur le magnésium.....**Erreur ! Signet non défini.**
  - 1.1. Expérience.....**Erreur ! Signet non défini.**
  - 1.2. Interprétation - conclusion .....**Erreur ! Signet non défini.**
2. La réaction du dichlore sur le dihydrogène.....**Erreur ! Signet non défini.**
3. Nombre d'oxydation .....**Erreur ! Signet non défini.**
  - 3.1. Définition .....**Erreur ! Signet non défini.**
  - 3.2. n.o dans un ion monoatomique .....**Erreur ! Signet non défini.**
  - 3.3. n.o dans un corps simple.....**Erreur ! Signet non défini.**
  - 3.4. n.o dans une molécule ou un ion polyatomique...**Erreur ! Signet non défini.**
4. Généralisation de l'oxydoréduction ..... 8
  - 4.1. Définitions .....**Erreur ! Signet non défini.**
  - 4.2. Analyse d'une réaction d'oxydoréduction avec les n.o....**Erreur ! Signet non défini.**

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/pré requis	Les élèves répondent aux questions	<div data-bbox="1043 233 1966 352" style="background-color: black; color: red; padding: 10px; font-weight: bold; font-size: 1.2em;">           OXYDOREDUCTION PAR VOIE SECHE         </div>
				<p style="text-align: center; color: green;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Le professeur de Physique-Chimie de la 1<sup>ème</sup> C<sub>2</sub> du Lycée Classique d'Abidjan, fait admirer par ses élèves un poster représentant un feu d'artifice, résultat de réactions faisant intervenir des composés solides très divers tels que le nitrate de baryum Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, le sulfure de cuivre (II) CuS, le chlorate de potassium KClO<sub>3</sub>, le carbone C,.... Emerveillés par l'éclat, la beauté des couleurs et des figures, les élèves décident d'interpréter quelques expériences d'oxydoréduction par voie sèche, d'écrire les équation-bilan des réactions.</p> <p style="text-align: center;"><b>1. DÉFINITION</b></p> <p>Il existe des réactions d'oxydoréduction ne se déroulant en milieu aqueux, appelées réactions d'<b>oxydoréduction par voie sèche</b> dont certains ne sont pas toujours facile à interpréter par un transfert d'électrons. En générale, ces réactions font intervenir des gaz et des solides.</p> <p style="text-align: center;"><b>2. <u>RÉACTION POUVANT ÊTRE INTERPRÉTÉE PAR UN TRANSFERT D'ÉLECTRONS</u></b></p> <p style="text-align: center;"><b>2.1. <u>Expérience</u></b></p> <div data-bbox="1682 453 2089 708" style="float: right; text-align: center;">  </div>

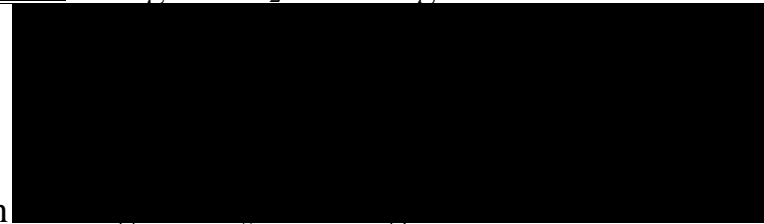


Combustion du magnésium dans le dioxygène

### **2.2. Observation et Interprétation**

Le magnésium brûle dans le dioxygène de l'air en donnant des fumées blanches constituées de microcristaux d'oxyde de magnésium MgO (composé ionique : Mg<sup>2+</sup> et O<sup>2-</sup>)

Le transfert d'électrons :  $\text{Mg} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$



Bilan de la réaction

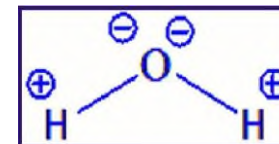
### **2.3. Conclusion**

Au cours de la combustion du magnésium dans le dioxygène, il y a transfert d'électrons du magnésium (Mg) au dioxygène (O<sub>2</sub>) et la réaction a lieu en absence d'eau, c'est donc une oxydoréduction par voie sèche entre les couples Mg<sup>2+</sup> / Mg et O<sub>2</sub> / O<sup>2-</sup>.

### 3. REACTION NE POUVANT PAS ETRE INTERPRETEE PAR UN TRANSFERT D'ELECTRON

Le dihydrogène (H<sub>2</sub>) brûle dans du dioxygène (O<sub>2</sub>) pour donner de l'eau. La réaction est exothermique et se traduit par :  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Dans l'eau (composé moléculaire), les atomes sont liés par des liaisons covalentes. Par ailleurs, l'atome d'oxygène est un élément électronégatif (attracteur d'électrons), il porte donc une charge partielle négative ( $\delta^-$ ). L'atome d'hydrogène possède un déficit de charge négative, il est électropositif, donc porte une charge partielle positive ( $\delta^+$ ) la liaison **H-O** est polarisée



Il n'est pas toujours facile de reconnaître une réaction redox surtout si celle-ci ne peut mettre en évidence le transfert d'électrons. D'où la nécessité d'introduire un nouvel outil qui puisse permettre d'interpréter de telles réactions : **Les nombres d'oxydations (n.o).**

### 4. NOMBRES D'OXYDATION OU DEGRE D'OXYDATION

#### 4.1. Définition

**C'est le nombre d'électron perdu ou gagné par un atome ou, susceptible d'être gagné ou perdu suite à une rupture hétérolytique d'une liaison covalente.**

La notion de nombre d'oxydation est purement conventionnelle. On caractérise le degré d'oxydation d'un élément en lui attribuant un nombre appelé **nombre d'oxydation (n.o)**

C'est un nombre entier algébrique qui s'écrit en chiffre romain exemple (+I, +II, -III, -IV).

#### 4.2. Détermination du nombre d'oxydation.

La détermination du nombre d'oxydation obéit à certaines règles :

- **A l'état atomique ou contenu dans une molécule de corps simple, tout atome a pour n.o = 0.**

Exemple : n.o(C) = 0 ; n.o(Cl) = 0 ; n.o(H) dans H<sub>2</sub> = 0 ; n.o(O) dans O<sub>2</sub> = 0.

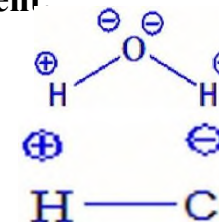
- **Le nombre d'oxydation d'un élément dans un ion monoatomique est égal au nombre de charge de l'ion.**

Exemple : dans Cu<sup>2+</sup>, n.o(Cu) = II ; dans O<sup>2-</sup>, n.o(O) = -II ; Fe<sup>3+</sup>, n.o(Fe) = III ; dans Cl<sup>-</sup>, n.o(Cl) = -I.

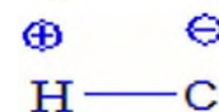
*Remarque : Dans le cas où le n.o est positif, on peut se passer d'écrire son signe.*

- **Dans une molécule, le nombre d'oxydation d'un élément est égal à la charge fictive que porte l'atome de cet élément.**

Exemple : Dans H<sub>2</sub>O : n.o(O) = -II et n.o(H) = I.



Dans HCl : n.o (Cl) = -I et n.o (H) = I.



- **Dans un ion polyatomique, la somme de n.o de tous les éléments est égale à la charge de l'ion.**

Exemple : Dans MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> : n.o(Mn) + 4n.o(O) = -I.

**NB** : Dans la plupart des composés contenant les éléments hydrogène et oxygène, le n.o (H) = I et le n.o (O) = -II, exception faite aux peroxydes (Ex : H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) et aux hydrures métalliques (EX : NaH)

Dans : NaH n.o(Na) = I et n.o (H) = -I. De même dans H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> : n.o (H) = I et n.o (O) = -I.

**Remarque :**

- Dans une molécule, la somme des n.o de tous les éléments est égal à zéro.

Exemple : Dans  $\text{H}_2\text{SO}_4$  :  $2n.o(\text{H}) + n.o(\text{S}) + 4n.o(\text{O}) = 0$ .

- Un même élément peut avoir des nombres d'oxydations différents dans les espèces chimiques différentes.

Exemple : dans  $\text{NO}$  :  $n.o(\text{N}) = \text{II}$ , dans  $\text{NO}_2$ ,  $n.o(\text{N}) = \text{IV}$  et dans  $\text{NO}_3^-$  :  $n.o(\text{N}) = \text{V}$ .

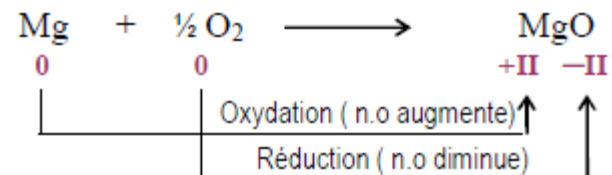
**4.3. Utilisation des nombres d'oxydations**

Le nombre d'oxydation peut être utilisé dans l'identification d'une réaction d'oxydoréduction, dans l'équilibrage d'une réaction redox et parfois dans la nomenclature de quelques composés.

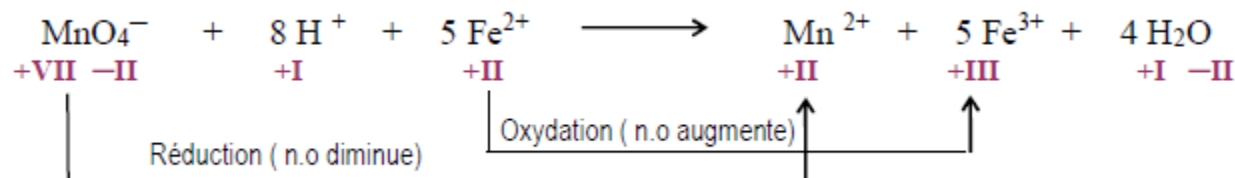
**4.3.1. Identification d'une réaction redox**

➤ Exemples

Exemple 1 :



Exemple 2 :



Ce sont des réactions d'oxydoréduction.

➤ Généralisation

- Une espèce chimique subit **une oxydation** quand l'un de ses éléments constitutifs voit son **n.o augmenter**.
- Une espèce chimique subit **une réduction** quand l'un de ses éléments constitutifs voit son **n.o diminuer**.
- **Un oxydant** : est une espèce chimique contenant un élément dont le **n.o peut diminuer**.
- **Un réducteur** : est une espèce chimique contenant un élément dont le **n.o peut augmenter**.
- **Une oxydoréduction** : est une réaction chimique au cours de laquelle un des éléments des réactifs voit son n.o augmenter et un autre voit son n.o diminuer.

**Remarque : La dismutation** est une réaction au cours de laquelle le même élément s'oxyde et se réduit exemple :

**4.3.2. Équilibrage d'une équation bilan.**

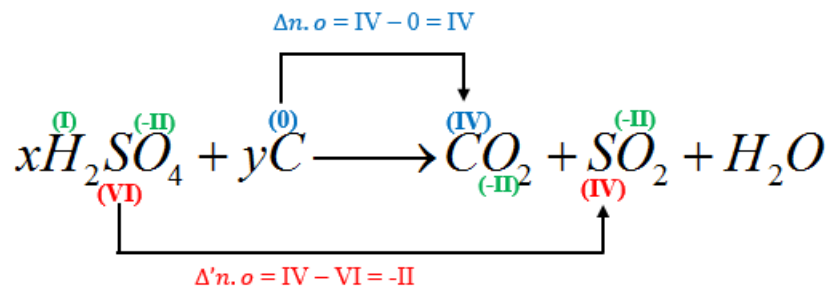
**Règle :**

Dans une réaction redox, la somme des variations des n.o est nulle.

Équilibrons l'équation ci-dessous en utilisant les n.o.

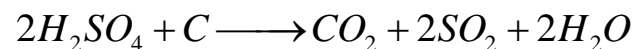


- On écrit les n.o des différents éléments et on détermine leur variation noté  $\Delta n.o$ .



On cherche les entiers x et y les plus petits possibles tel que :

$x \Delta' n.o + y \Delta n.o = 0$  soit alors  $x = 2$  et  $y = 1$ . L'équation s'écrit donc :

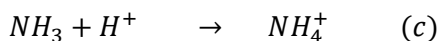
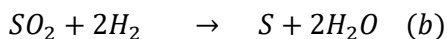
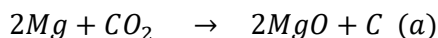


**NB :**

- le chiffre 2 devant  $H_2O$  s'obtient par la méthode classique.
- Il faut toujours tenir compte du nombre d'atome d'un élément dans le calcul de la somme des variations des n.o.

### Activité d'application

On considère les équations-bilan suivantes :



1-Calculer le nombre d'oxydation :

- du carbone dans  $CO_2$  et celui du magnésium dans  $MgO$ ,
- du soufre dans  $SO_2$ ,
- De l'azote dans  $NH_3$  et  $NH_4^+$

2-Les réactions (a), (b) et (c) sont-elles des réactions d'oxydoréductions ? Justifie ta réponse.

## SITUATION D'ÉVALUATION

Pendant la préparation d'une évaluation sur l'oxydoréduction par voie sèche, Attiwa décide de résoudre un problème portant sur la réaction entre l'aluminium et la vapeur d'eau. Ainsi, une masse  $m = 1,35$  g d'aluminium en poudre réagit avec un excès de vapeur d'eau pour donner de l'alumine ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) et du dihydrogène. Attiwa doit alors montrer que cette réaction est une réaction d'oxydoréduction mais il n'y parvient pas. Il te sollicite alors pour l'aider. ( $V_m = 24$  L/mol)

1. Ecris l'équation-bilan cette réaction chimique.
2. Définir le nombre d'oxydation (n.o.) d'un élément chimique.
3.
  - 3.1. Montre, à partir du n.o que cette réaction est une oxydoréduction. Justifie ta réponse.
  - 3.2. Identifie, en justifiant, le réducteur et l'oxydant.
4. Calcule :
  - 4.1. la masse d'alumine obtenue.
  - 4.2. Le volume de dihydrogène dégagé

Niveau : 1<sup>ère</sup> D

THEME 4 : CHIMIE GENERALE

LEÇON 12 : ELECTROLYSE

Durée : 3 heures

HABILETES	CONTENUS
Interpréter	<ul style="list-style-type: none"><li>• l'électrolyse de la solution aqueuse d'acide sulfurique.</li><li>• l'électrolyse de la solution aqueuse de chlorure d'étain.</li><li>• l'électrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium.</li></ul>
Ecrire	les demi-équations aux électrodes.
Ecrire	les équation-bilans des réactions chimiques.
Comparer	les équation-bilans des réactions chimiques aux électrodes aux équation-bilans des réactions naturelles d'oxydoréduction.
Exploiter	les équation-bilans des réactions chimiques
Connaître	quelques applications de l'électrolyse.
Dégager	l'intérêt de l'électrolyse.

<b><u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u></b> <ul style="list-style-type: none"><li>•</li><li>•</li><li>•</li><li>•</li><li>•</li></ul>	<b><u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u></b> <ul style="list-style-type: none"><li>- Schémas sur polycopies</li><li>- Fiche TD</li><li>-</li><li>-</li></ul>
	<b><u>BIBLIOGRAPHIE :</u></b> Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes
<b>PRE-REQUIS :</b> <ul style="list-style-type: none"><li>-</li><li>-</li><li>-</li></ul>	<b><u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u></b>
<b><u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES</u></b>	

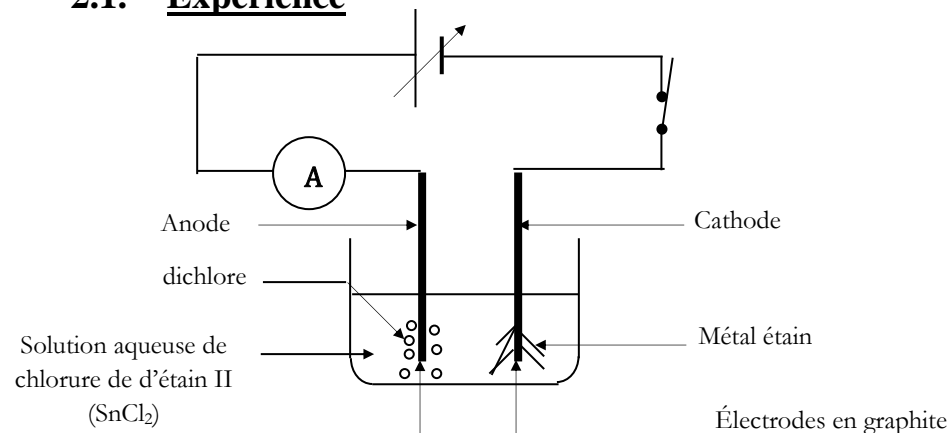
# **PLAN DU COURS**

1. GENERALITES ET DEFINITIONS .....	3
2. ELECTROLYSE D'UNE SOLUTION AQUEUSE DE CHLORURE D'ETAIN (II).....	4
2.1. Expérience.....	4
2.2. Observations .....	4
2.3. Interprétation .....	4
2.4. Conclusion.....	5
3. ELECTROLYSE D'UNE SOLUTION AQUEUSE D'ACIDE SULFURIQUE .....	5
3.1. Expérience.....	5
3.2. Observation .....	6
3.3. Interprétation .....	6
3.4. Conclusion.....	7
4. LOI DE L'ELECTROLYSE .....	7
4.1. Électrolyse d'une solution de chlorure de sodium .....	7
4.2. Prévion des réactions aux électrodes.....	8

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite	
Présentation	Questions-réponses	Rappels/Prérequis	Les élèves répondent aux questions	<b>ELECTROLYSE</b>	
				<p style="text-align: center;"><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Lors d'un documentaire diffusé sur RTI 1 relatif à la production des métaux (fer, zinc, cuivre, plomb, ...) dans le monde, un élève en classe de 1<sup>ère</sup> C au Lycée Moderne de Touleupleu apprend que l'électrolyse est un excellent moyen d'obtenir des métaux purs. Très impressionné, il informe le lendemain ses camarades de classe. Ensemble ils décident d'interpréter l'électrolyse de quelques solutions, d'écrire les équation-bilans des réactions chimiques et de connaître d'autres applications de l'électrolyse.</p> <p><b>1. GENERALITES ET DEFINITIONS</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>➤ <b><u>Électrolyse</u></b> : C'est l'ensemble des phénomènes qui accompagnent le passage du courant électrique à travers un conducteur à l'état liquide (électrolyte).</li> <li>➤ <b><u>Électrolyte</u></b> : solution aqueuse ionique conductrice du courant électrique.</li> <li>➤ <b><u>Électrolyseur</u></b> : (ou voltamètre) appareil constitué de deux électrodes dans lequel on met l'électrolyte.</li> <li>➤ <b><u>Anode</u></b> : électrode reliée au pôle (+) du générateur</li> <li>➤ <b><u>Cathode</u></b> : électrode reliée au pôle (-) du générateur</li> </ul>	

## 2. ELECTROLYSE D'UNE SOLUTION AQUEUSE DE CHLORURE D'ETAIN (II)

### 2.1. Expérience



### 2.2. Observations

- Lorsque la tension appliquée aux bornes de l'électrolyseur est inférieure à 1,7 V, il ne se passe rien.
- Lorsque cette tension est supérieure à 1,7 V, on obtient un dépôt d'étain à la cathode et l'apparition de dichlore (caractérisé par une décoloration de l'indigo) à l'anode.

### 2.3. Interprétation

Les espèces chimiques en solution sont :  $\text{Sn}^{2+}$  ;  $\text{Cl}^-$  ;  $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{HO}^-$  et  $\text{H}_2\text{O}$ .

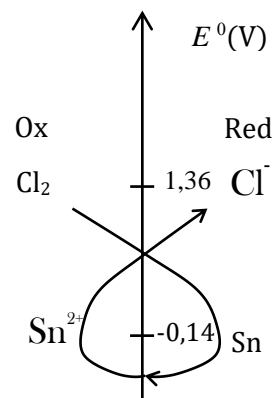
A la cathode :  $\text{Sn}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}$  ; gain d'électrons : c'est une réduction.

À l'anode :  $2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$  ; perte d'électrons : c'est une oxydation.

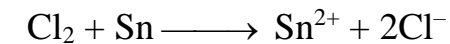
**Bilan de la réaction :**  $\text{Sn}^{2+} + 2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Sn} + \text{Cl}_2$

Réaction prévisible entre les couples :  $E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$  et

$$E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$$



La réaction spontanée entre ces couples (règle de gamma) est donc :



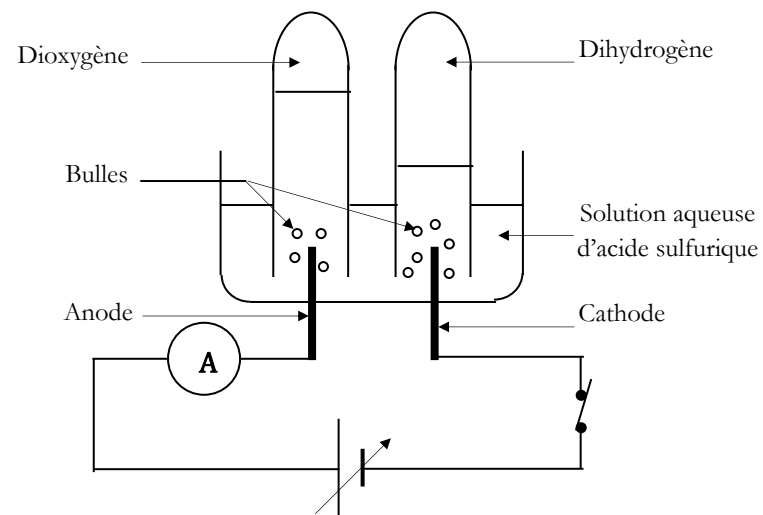
La réaction dans l'électrolyseur est donc l'inverse de la réaction spontanée entre les couples  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$  et  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ . Cette transformation forcée est appelée **électrolyse**.

#### 2.4. Conclusion

En consommant de l'énergie électrique, l'électrolyseur est le siège d'une réaction redox provoquée, inverse de la réaction spontanée correspondante. Il se comporte comme un récepteur. Cette réaction n'a lieu que si la tension aux bornes de l'électrolyseur atteint une certaine valeur

### 3. ELECTROLYSE D'UNE SOLUTION AQUEUSE D'ACIDE SULFURIQUE

#### 3.1. Expérience



### 3.2. Observation

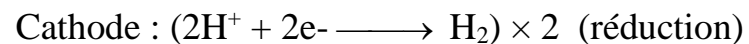
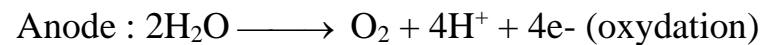
À partir d'une tension de 2 V, on observe un dégagement gazeux aux électrodes

Le gaz obtenu à l'anode rallume une buchette d'allumette incandescente : c'est du dioxygène.

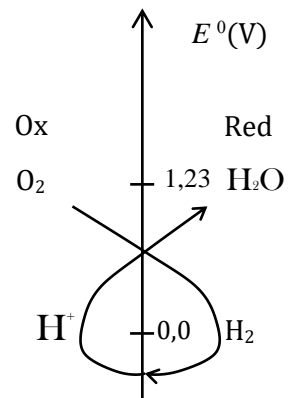
À la cathode, le gaz obtenu émet une légère détonation à l'approche d'une flamme : c'est le dihydrogène.

### 3.3. Interprétation

Espèces en solution :  $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$  ;  $\text{HO}^-$  et  $\text{H}_2\text{O}$



On donne :  $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0 \text{ V}$  et  $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$



La réaction spontanée entre les couples est :  

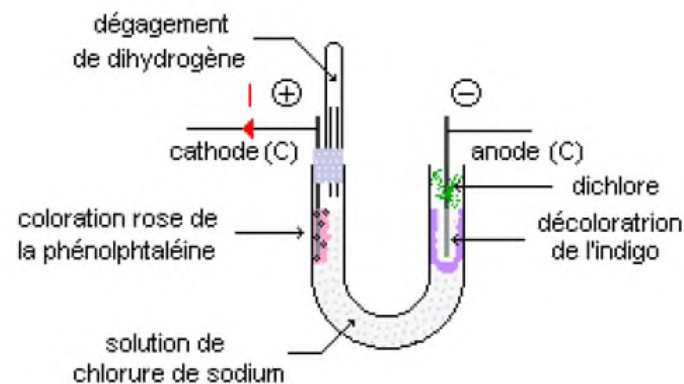
$$\text{O}_2 + 2\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} \quad (\text{Synthèse de l'eau})$$

### 3.4. Conclusion

L'électrolyse de l'acide sulfurique est donc une réaction provoquée, inverse de la réaction spontanée correspondante.

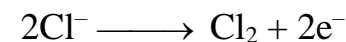
## 4. LOI DE L'ELECTROLYSE

### 4.1. Électrolyse d'une solution de chlorure de sodium

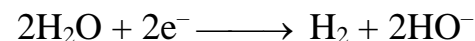


- L'électrode à laquelle se produit une **oxydation** est l'**anode**.
- L'électrode à laquelle se produit une **réduction** est la **cathode**.
- Espèces chimiques présentes et pouvant intervenir :  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ .

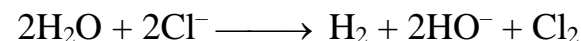
- Espèces pouvant donner lieu à une oxydation à l'anode :  $\text{Cl}^-$  réducteur du couple  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$  et  $\text{H}_2\text{O}$  réducteur du couple  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ . Mais la décoloration de l'indigo à l'anode indique l'apparition de dichlore ( $\text{Cl}_2$ )



- Espèces pouvant donner lieu à une réduction à la cathode :  $\text{Na}^+$  oxydation du couple  $\text{Na}^+/\text{Na}$  et  $\text{H}_2\text{O}$  oxydant du couple  $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$ . Mais la coloration de la phénolphtaléine à la cathode indique l'apparition d'ions  $\text{HO}^-$



- Au total :



Cette réaction ne peut se poursuivre que grâce à un apport énergétique fourni par le générateur : elle n'est pas **spontanée** mais **forcée**.

#### **4.2. Prévision des réactions aux électrodes**

- On sait que la réaction qui s'effectue à la cathode est une réduction et l'oxydation à l'anode.
- Il faut prendre en considération toutes les espèces présentes, y compris l'eau de la solution et le métal des électrodes.
- En général c'est l'oxydant le plus fort qui est réduit à la cathode et c'est le réducteur le plus fort, qui est oxydé à l'anode.
- C'est l'oxydant du couple de plus haut potentiel standard qui subit la réduction et c'est le réducteur du couple de plus bas potentiel standard qui s'oxyde.

## 5. APPLICATIONS ET INTÉRÊT DE L'ÉLECTROLYSE

- Quelques applications de l'électrolyse :

- Purification de métaux (qui sont sous forme de sels)
- Plaquage des bijoux en plaqué or
- Purification du cuivre à haut niveau...

- Intérêt

L'électrolyse permet, dans l'industrie chimique, la séparation d'éléments ou la synthèse de composés chimiques. Elle est utilisée dans divers procédés industriels, tels que la production de dihydrogène par électrolyse de l'eau, la production d'aluminium ou de chlore, ou encore pour le placage d'objets par galvanoplastie.

### Activité d'application

Recopie ce texte en complétant les phrases.

Au cours d'une électrolyse, il se produit toujours une.....à l'électrode reliée au pôle - et une.....à l'électrode reliée au pôle + ; L'électrode reliée au pôle + est appelée.....et celle reliée au pôle - est ;

Quand plusieurs corps sont oxydables, celui qui est le plus.....qui sera oxydé, c'est-à-dire le corps qui appartient au couple redox dont le potentiel est le plus.....

Quand plusieurs corps sont réductibles, celui qui est le plus.....sera réduit, c'est-à-dire le corps qui appartient au couple redox dont le potentiel est le plus .....

Une mole d'électrons porte une charge électrique appelée le .....et égale à.....

coulomb par mole. Les quantités de matière obtenues aux électrodes sont.....aux quantités d'électricité ayant circulé dans le circuit électrique de l'électrolyseur.

### SITUATION D'ÉVALUATION

Au cours d'une séance de travaux pratique, le professeur de physique-chimie réalise l'électrolyse d'une solution d'acide sulfurique grâce à un électrolyseur à électrodes inattaquables. Lorsque la tension aux bornes des électrodes est supérieure à 2V, on observe des dégagements gazeux sur les électrodes. L'un de ces gaz recueillis détonne à l'approche d'une flamme.

**Données :**  $E^0_{S_2O_8^{2-}/S_2O_4^{2-}} = 2,01V$  ;  $E^0_{S_2O_4^{2-}/S(s)} = 0,36V$  ;  
 $E^0_{O_2/H_2O} = 1,23V$  ( à pH = 0 ) ;  $E^0_{S_2O_4^{2-}/SO_2} = 0,17V$   
 $E^0_{H_{aq}^+/H_2(g)} = 0,00V$ .

Il te demande de faire le bilan de cette électrolyse.

1.
  - 1.1. Positionne sur un axe les différents potentiels donnés ainsi que les couples redox s'y rapportant.
  - 1.2. Indique en tenant compte des résultats expérimentaux, les couples redox mis en jeu au cours de l'électrolyse puis dis s'ils sont prévus par la théorie.
2.
  - 2.1. Ecris l'équation-bilan de la réaction électrochimique s'effectuant réellement sur chaque électrode.
  - 2.2. Ecris l'équation-bilan de l'électrolyse.
  - 2.3. Dis en justifiant si une surtension est nécessaire pour cette électrolyse.