



# CHIMIE

1er S

# CHIMIE

# Première S



## Table des matières

Chapitre 1 : L'ELEMENT CARBONE DANS LA NATURE .....	1
I-    Qu'est-ce que la chimie organique ? .....	1
II-    Les composés organiques .....	1
1-    Structure des composés organiques .....	1
III-    Mise en évidence d'un élément commun : le carbone .....	1
1-    Mise en évidence par pyrolyse .....	1
2-    Mise en évidence du carbone par combustion .....	2
IV-    Formules des composés organiques : .....	3
a)    Calcul des pourcentages de carbone, hydrogène et oxygène : .....	3
V-    Détermination de la formule d'un composé .....	3
VI-    L'analyse élémentaire: .....	4
Chapitre 2 : LES ALCANES .....	6
I-    Les liaisons du carbone : La molécule de Méthane .....	6
A-    Structure électronique des atomes d'hydrogène et de carbone : .....	6
B. Généralisation : .....	8
2) Isomérie : .....	8
3) Cas d'une chaîne fermée : .....	9
5) Propriétés des alcanes : .....	12
Chapitre 3 : LES ALCENES ET ALCYNES .....	14
1-    Introduction : .....	14
2-    Les liaisons multiples du carbone : .....	14
A- La liaison double carbone – carbone ; les alcènes .....	14
a) Isomérie de chaîne et de position .....	16
b) isomérie de configuration : .....	16
B- Les alcynes : .....	16
a) Cas des alcènes .....	18
1)    Addition de dichlore : .....	18
E- Addition du chlorure d'hydrogène : .....	18
F) Réaction d'hydratation .....	19
G) Réactions de combustion .....	20
1-    Notion de polymérisation .....	20
2-    Polymérisions de l'éthylène : .....	20
Chapitre 4 : LES COMPOSÉS AROMATIQUES .....	21

1- Propriété physique du benzène .....	21
2- Structure de la molécule de benzène.....	21
3- Les réactions d'addition .....	21
A- Addition du dihydrogène.....	21
1- Les réactions de substitution.....	22
A- La bromation du benzène.....	22
D- Poly substitution du benzène .....	22
2- Réaction de combustion.....	24
Chapitre 5 : LES COMPOSES ORGANIQUES OXYGENES .....	26
A- Les alcools.....	26
B- Les esther – oxydes .....	27
C- les aldéhydes .....	28
D- Les cétones .....	28
E- les acides carboxyliques .....	29
F- Les esters .....	29
3- Réaction d'estérification .....	30
CHIMIE MINERALE .....	31
Chapitre 6 : OXYDOREDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE .....	31
1- Notion d'oxydation et de réduction .....	31
2- Notion de couples d'oxydoréduction ou couples réduction – oxydation .....	32
Classification qualitative des couples oxydant/ réducteurs formés par un ion métallique $M^{n+}$ et le métal M correspondant.....	33
1.1- Concurrence entre deux couples réduction – oxydation .....	33
1.2- Classification qualitative des couples <b>Mn</b> + / M .....	34
1.3- Utilisation de la classification : la règle de gamma .....	34
Chapitre 7 : PILES ET POTENTIELS D'OXYDOREDUCTION .....	36
1- Etude d'une pile Zinc/ Cuivre ou pile Daniel .....	36
1.1- Constitution : .....	36
1.2- Fonctionnement .....	37
2- Potentiel d'oxydo-réduction d'un couple.....	37
Chapitre 8 : GENERALISATION DE L'OXYDATION .....	38
1- Nombre d'oxydation.....	38
Bibliographie.....	1

# Chapitre 1 : L'ELEMENT CARBONE DANS LA NATURE

## I- Ou'est-ce que la chimie organique ?

### Définition :

Par définition, les composés organiques contiennent tous du carbone C.

« La chimie organique est la chimie des composés du carbone »

En fait, il faut en exclure le carbone lui-même (vous en connaissez les deux formes cristallines diamant et graphite), les oxydes du carbone (CO : monoxyde de carbone et le dioxyde de carbone : CO<sub>2</sub>), les carbonates (par exemple : CaCO<sub>3</sub> carbonate de calcium), les cyanures, les carbures... qui ont tous un caractère « minéral » qui sont étudiés en chimie minérale.

Nous verrons bientôt que, hormis le carbone C, les composés organiques sont formés d'hydrogène H (presque toujours), d'oxygène O (très souvent), d'azote N (assez souvent), de chlore Cl(rarement) ainsi que de quelques éléments rarissimes et qui n'interviendront jamais cette année (phosphore P, soufre S, Calcium Ca, magnésium Mg)

L'ensemble des composés organiques que vous étudierez cette année ne contiendra que les 3 éléments : C, H, O.

La chimie minérale étudie les composés qui ne contiennent pas de carbone (à l'exception du carbone lui-même et de quelques composés carbonés cités ci-dessus).

## II- Les composés organiques

### 1- Structure des composés organiques

Les composés organiques sont, en général, des molécules. On leur donne également le nom de composés covalents.

## III- Mise en évidence d'un élément commun : le carbone

### 1- Mise en évidence par pyrolyse

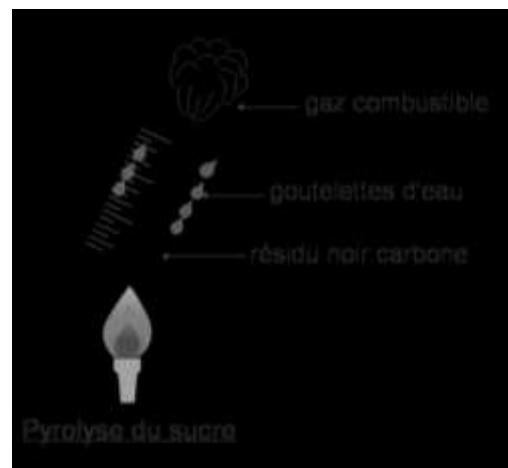
#### 1. a. Définition de la pyrolyse

La pyrolyse d'un composé est sa décomposition chimique lorsqu'il est porté à température élevée.

#### 1. b. Pyrolyse du sucre :

Dans un tube à essai, on place un morceau de sucre et on chauffe fortement avec un bec de bunsen. Le sucre fond en donnant naissance à un liquide jaune qui se transforme progressivement en une substance visqueuse de couleur marron : le caramel.

Des vapeurs s'échappent et de l'eau se décompose sur les parois du tube tandis que des gaz combustibles peuvent être mis en évidence lorsqu'on les enflamme. Puis, le caramel fait place à un résidu noir, poreux et léger : il s'agit de carbone assez pur, sous forme de



graphite. On en déduit, bien évidemment, que le sucre contient l'élément carbone.

### 1. e. Pyrolyse du bois :

Dans des conditions assez semblables à celles du sucre, on observe le dégagement de gaz huileux sur les parois du tube et, au terme de l'expérience, un résidu noir de carbone sous forme de graphite. On affirme que le bois contient l'élément carbone.

Le résidu de carbone porte ici le nom de charbon de bois

## 2- Mise en évidence du carbone par combustion

### 2.1- Définition de la combustion :

La combustion d'une substance est sa décomposition chimique avec le dioxygène accompagnée d'inflammation, on dit alors que la substance brûle.

Les combustions sont exothermiques.

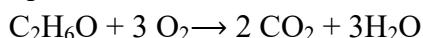
- ✓ On effectue une combustion complète en faisant réagir du dioxygène en excès.
- ✓ Les produits de la combustion sont alors l'eau  $H_2O$  et le dioxyde de carbone  $CO_2$ .

### Exercice d'application :

- a) Ecrire l'équation-bilan de la combustion complète de l'éthanol dont la formule est  $C_2H_6O$
- b) Quel volume d'air faut-il mettre en œuvre pour réaliser la combustion complète de 4,6g d'éthanol ? on se place dans les conditions où le volume molaire vaut 25L. l'air contient, en nombre de moles 20% de dioxygène( $O_2$ ) et de 80 % de diazote ( $N_2$ )
- c) Quel est le volume de dioxygène de carbone obtenu lors de la combustion complète de 4,6g d'éthanol ?

### Correction:

- a. Equation bilan de la réaction :



- b. calcul du volume d'air :

- masse molaire d'éthanol :  $M(C_2H_6O) = 2M(C) + 6 M(H) + M(O)$

$$M(C_2H_6O) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 46 \text{ g.mol}^{-1}$$

D'après l'équation: 1mol ( $C_2H_6O$ ) réagit avec 3 moles de dioxygène  $O_2$

4,6g d'éthanol représentent donc 1/10 mole. L'équation nous montre qu'une mole d'éthanol réagit avec 3 moles de dioxygène

Il faut donc ici mettre en œuvre :  $n = \frac{m}{M} = \frac{4,6}{46} = 0,1$  mol alors  $0,1 \times 3 = 0,3$  mol  $O_2$

Soit :  $5 \times 0,3$  « mol du mélange  $O_2 - N_2$  » constituant l'air (puisque ce dernier contient 20 % ou 1/5 de  $O_2$ )

Ou le volume :  $5 \times 0,3 \times 25 = 37,5$  L d'air.

C) L'équation-bilan nous indique que la combustion d'une mole d'éthanol produit 2moles de  $CO_2$ .

D'où le volume de  $CO_2$  obtenu :  $2 \times 0,1 \times 25L = 5$  L

#### **IV- Formules des composés organiques :**

Presque tous les corps que nous rencontrons au cours de cette année ne contiennent que du carbone C, de l'hydrogène H et de l'oxygène O, leur formule s'écrit donc  $C_xH_yO_z$  où x, y, z sont des nombres entiers positifs

##### **a) Calcul des pourcentages de carbone, hydrogène et oxygène :**

On appelle pourcentages massiques, ou plus simplement pourcentage en carbone, hydrogène et oxygène d'un composé les masses de carbone, hydrogène et oxygène dans 100g de ce composé.

L'ensemble de ce pourcentage constitue la composition centésimale du corps considéré.

**Exemple :** la formule de l'éthanol est :  $C_2H_6O$ . Calculer les pourcentages en carbone, hydrogène et oxygène dans l'éthanol connaissant les masses molaires atomiques en g/mol.

$$M(C_2H_6O) = 46g$$

Les relations de proportionnalité donnent :

$$46g \rightarrow 24g \text{ de carbone}$$

$$100g \rightarrow m \text{ de carbone}$$

$$\text{D'où } \frac{46}{100} = \frac{24}{m} \quad m = \frac{100 \times 24}{46} = 52,2g$$

Mais M représente aussi le pourcentage de carbone, on écrit : %C=52,2 ou C= 52,2%

De même H% = 13 ; %O = 34,8

**Remarque :** vérifiez toujours que la somme des pourcentages trouvés est égale à 100.

#### **V- Détermination de la formule d'un composé**

##### **Exercice d'application :**

Un composé organique ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène.

L'analyse élémentaire fournit les pourcentages de carbone et d'hydrogène : %C=55, %H= 8,92

En outre, une détermination expérimentale de sa masse molaire conduit à la valeur approchée : M=43,8 g/mol

Déduire de ces résultats la formule organique et sa masse molaire exacte

##### **Solution :**

La formule du composé s'écrit :  $C_xH_yO_z$

Pour 1mole : il y a x moles d'atomes de carbone, soit une masse  $m_C = 12x$  g ; pour l'hydrogène, le nombre de moles d'atomes est y et la masse  $M_H = yg$  ; enfin pour l'oxygène. La mole contient z moles d'atomes O, soit  $m_O = 16z$  g.

Pour 100g : les masses cherchées s'identifient aux pourcentages : le pourcentage d'oxygène s'obtient par différence : %O = 100 - (%O + %H) = 36,1 %

Plaçons dans un tableau les masses de C, H et O dans une mole du composé et dans 100g du composé.

	Carbone	hydrogène	oxygène
1mole	12x	y	16z
100grammes	55	8,92	36,1

Il y a, bien entendu, proportionnalité entre les masses des différents éléments dans une mole et dans 100g.

$$\text{D'où on a : } \frac{12x}{55} = \frac{y}{8,92} = \frac{16z}{36,1} = \frac{M}{100} \quad \frac{12x}{55} = \frac{43,8}{100} \quad x = 2;$$

$$\frac{y}{8,92} = \frac{43,8}{100} ; y = 3,90 \text{ arrondit à } y = 4$$

$$\frac{16z}{36,1} = \frac{43,8}{100} ; z = 0,99 \text{ arrondit à } z = 1$$

On prend bien sûr les entiers les plus voisins : x=2 ; y=4 ; z=1

La formule s'écrit donc :  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$

$$M(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}) = 2M(\text{C}) + 4M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 12 + 4 \times 1 + 16 = 44 \text{ g.mol}^{-1}$$

De manière générale, la formule d'un composé est donnée par :

$$\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = \frac{14N}{\%N} = \frac{M}{100}$$

## VI- L'analyse élémentaire:

L'analyse élémentaire d'une substance se fait en la détruisant par le dioxygène  $\text{O}_2$  ou un composé oxygène.

Le carbone qu'elle contient se transforme en  $\text{CO}_2$  et l'hydrogène en  $\text{H}_2\text{O}$ . Pour une masse m de l'échantillon, on mesure  $m_{\text{CO}_2}$  de dioxyde de carbone formé (grâce à un absorbeur à potasse) et de masse d'eau  $m_{\text{H}_2\text{O}}$  (grâce à un absorbeur à ponce sulfurique). On en déduit :

- La masse de carbone contenue dans la masse m de substance :

$$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \Rightarrow m_{\text{C}} = \frac{12}{44} \times m_{\text{CO}_2}$$

- La masse d'hydrogène existant dans la masse m de l'échantillon :

$$\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \Rightarrow m_{\text{H}} = \frac{2}{18} \times m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\text{Le pourcentage de carbone : } \%_{\text{C}} = \frac{100m_{\text{C}}}{m} = \frac{100}{m} \times \frac{12}{44} m_{\text{CO}_2}$$

$$\text{Le pourcentage d'hydrogène : } \%_{\text{H}} = \frac{100m_{\text{H}}}{m} = \frac{100}{m} \times \frac{2}{18} m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\text{Le pourcentage d'oxygène : } \%_{\text{O}} = 100 - (\%_{\text{C}} + \%_{\text{H}})$$

Il existe des méthodes conduisant, dans des cas plus complexes, à la masse d'azote ou de tout autre élément.

### Exercice d'application 1 :

1. Calculer les pourcentages de carbone et d'hydrogène dans le propane  $\text{C}_3\text{H}_8$
2. Un hydrocarbure, dont on écrit la formule  $\text{C}_x\text{H}_y$ , a une masse molaire voisine de 60g. Le pourcentage de carbone est voisin de 83%. En déduire sa formule.

### Exercice d'application 2 :

Un composé organique ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène et de l'azote.

La combustion dans le dioxygène d'une masse de 0,870g de ce composé produit 1,30g de  $\text{CO}_2$  et 0,663g d'eau.

Un traitement approprié d'une masse de 0,625g de ce composé organique a conduit à la formation de 118cm<sup>3</sup> de diazote gazeux, volume mesuré dans les conditions normales de températures et des pressions CNTP.  $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

1°) Déterminer la composition centésimale massique du composé organique

2°) Déterminer sa formule brute, sachant que sa masse molaire est  $M=59,2\text{g/mol}$

**Corrigés :**

Données :  $m_{\text{CO}_2} = 1,30\text{g}$  ;  $m_{\text{H}_2\text{O}} = 0,663\text{g}$  ;  $M(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{N}_t) = 0,87\text{g}$

1°) composition centésimale

- la masse du carbone dans 1,30g de  $\text{CO}_2$  est :  $1\text{cm}^3 = 10^{-3}\text{ L}$  ;  $1\text{cm}^3 = 10^{-6}\text{ m}^3$

$$m_{\text{C}} = \frac{M_{\text{C}} \times m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{12 \times 1,3}{44} \Rightarrow m_{\text{C}} = 0,35\text{g}$$

$$\text{Le pourcentage de carbone est : } \%_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}} \times 100}{m(\text{composé})} = \frac{0,35 \times 100}{0,87} \Rightarrow \%_{\text{C}} = 40,75$$

$$\text{La masse de l'hydrogène dans } 0,663\text{g d'eau est : } m_{\text{H}} = \frac{2 \times M_{\text{H}} \times m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{2 \times 1 \times 0,663}{18} = \frac{0,663}{9}$$

$$m_{\text{H}} = 0,074\text{g}$$

$$\text{Le pourcentage de H est : } \%_{\text{H}} = \frac{m_{\text{H}} \times 100}{m(\text{composé})} = \frac{0,074 \times 100}{0,87} \Rightarrow \%_{\text{H}} = 8,47$$

La masse de l'azote dans 118 cm<sup>3</sup> de diazote est :

$$m(\text{N}) = n \times M(\text{N}_2) = \frac{V}{V_m} \times M(\text{N}_2)$$

$$V = 118\text{cm}^3 = 118 \cdot 10^{-3}\text{ L}; V_m = 22,4\text{L/mol}; M(\text{N}_2) = 2 \times 14$$

$$\text{AN: } m(\text{N}) = \frac{118 \cdot 10^{-3}}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} \times 28\text{g/mol} ; m_{\text{N}} = 0,15\text{g}$$

$$\text{Le pourcentage d'azote : } \%_{\text{N}} = \frac{m_{\text{N}} \times 100}{m'(\text{composé})} = \frac{0,15 \times 100}{0,87} \Rightarrow \%_{\text{N}} = 23,6$$

$$\%_{\text{C}} = 100 - (40,75 + 8,47 + 23,6) = 27,18$$

2°) Formule brute : elle est de la forme  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{N}_t$  ou  $x, y, z, t$  des réels positifs à déterminer

$$\%_{\text{C}} \times 59,2 = 12x \times 100 ; x = \frac{40,75 \times 59,2}{1200} \Rightarrow x = 2$$

$$\%_{\text{H}} \times 59,2 = 1x \times 100 ; x = \frac{8,47 \times 59,2}{100} ; y = 5$$

$$\%_{\text{O}} \times 59,2 = 16z \times 100 ; z = \frac{27,18 \times 59,2}{1600} ; z = 1$$

$$\%_{\text{N}} \times 59,2 = 14t \times 100 ; t = \frac{23,6 \times 59,2}{1400} ; t = 1$$

Sa formule brute  **$\text{C}_2\text{H}_5\text{ON}$** .

## Chapitre 2 : LES ALCANES

### Introduction :

Les hydrocarbures sont des composés moléculaires formés uniquement de carbone et d'hydrogène.

Leur formule générale s'écrit  $C_xH_y$ .

Les hydrocarbures les plus répandus et les plus importants au plan économique portent le nom d'alcane, leur formule générale est :  $C_nH_{2n+2}$

Les alcanes sont les constituants essentiels du gaz naturel et des pétroles dont on les extrait des distillations. Du point de vue de la chimie industrielle, les alcanes ont une exceptionnelle importance, d'une part, parce qu'ils constituent les combustibles domestiques et industrielles (ce qui met en jeu des intérêts économiques et même politiques considérables), d'autres part, parce qu'ils représentent par les synthèses organiques, une matière première fondamentale

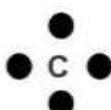
### I- Les liaisons du carbone : La molécule de Méthane

#### A- Structure électronique des atomes d'hydrogène et de carbone :

L'hydrogène a pour nombre de charge  $Z = 1$ , son unique électron se déplace dans la couche K ( $n=1$ ), sa structure électronique est  $K^1$ , son schéma de Lewis est :



Pour l'atome de carbone, le nombre de proton  $Z= 6$ , sa structure électronique est :  $(K)^2 (L)^4$  d'où son schéma de Lewis est :



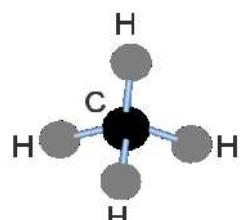
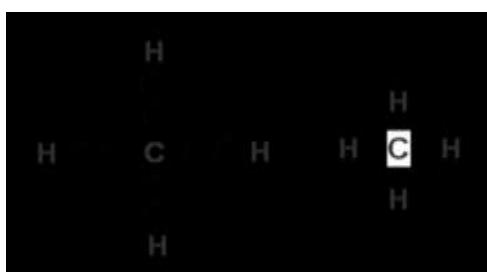
#### a) Liaison de covalence :

Une liaison de covalence entre deux atomes résulte de la mise en commun de deux électrons célibataires pour former un doublet d'électron.

#### b) Les molécules

On appelle molécules tout édifice chimique, électriquement neutre, formé d'atomes liés entre eux par des liaisons de covalence.

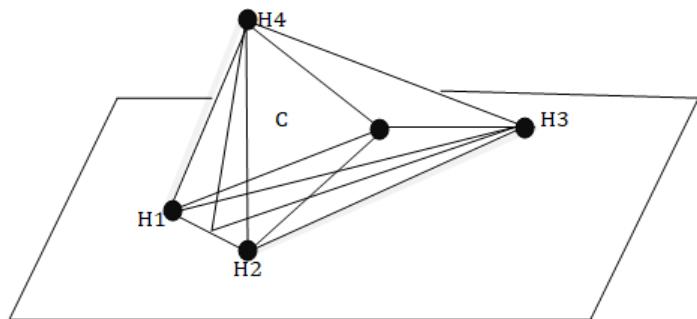
#### c°) Schéma de Lewis de la molécule de méthane :



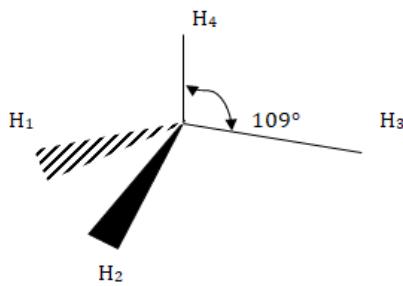
**NB :** le carbone est tétravalent, dans tous les composés organiques, chaque atome de carbone établit toujours 4 liaisons de covalence.

**d) Géométrie de la molécule de méthane :**

La molécule de méthane est tétraédrique. Les quatre atomes d'hydrogène forment un tétraèdre régulier (solide dont chaque face est un triangle équilatéral) et le centre de ce tétraèdre est occupé par l'atome de carbone.



**e) Représentation en perspective de la molécule de méthane :**



L'atome d'hydrogène  $H_2$  est en avant du plan  $H_3CH_4$  ; on représente la liaison correspondante par un triangle allongé foncé, l'atome  $H_1$  se trouve en arrière de ce plan et la liaison correspondante est dessinée sous forme d'un trait pointillé.

**f) Cas de l'éthane :**

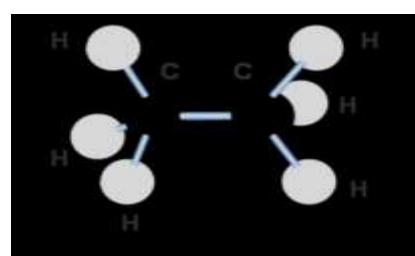
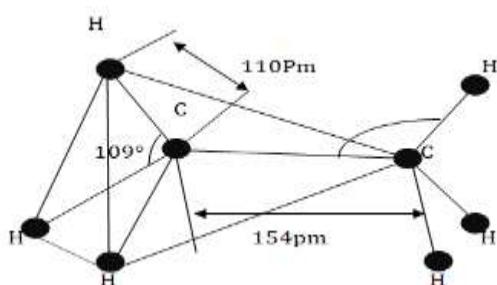
L'éthane est un alcane à deux atomes de carbone et dont la formule moléculaire est  $C_2H_6$ . Les deux atomes de carbone sont directement liés entre eux pour respecter leur tétravalence. Ils se forment ainsi une chaîne carbonée.

La molécule d'éthane a pour formule développée ou représentation de Lewis :



Et la formule semi-développée : $CH_3-CH_3$

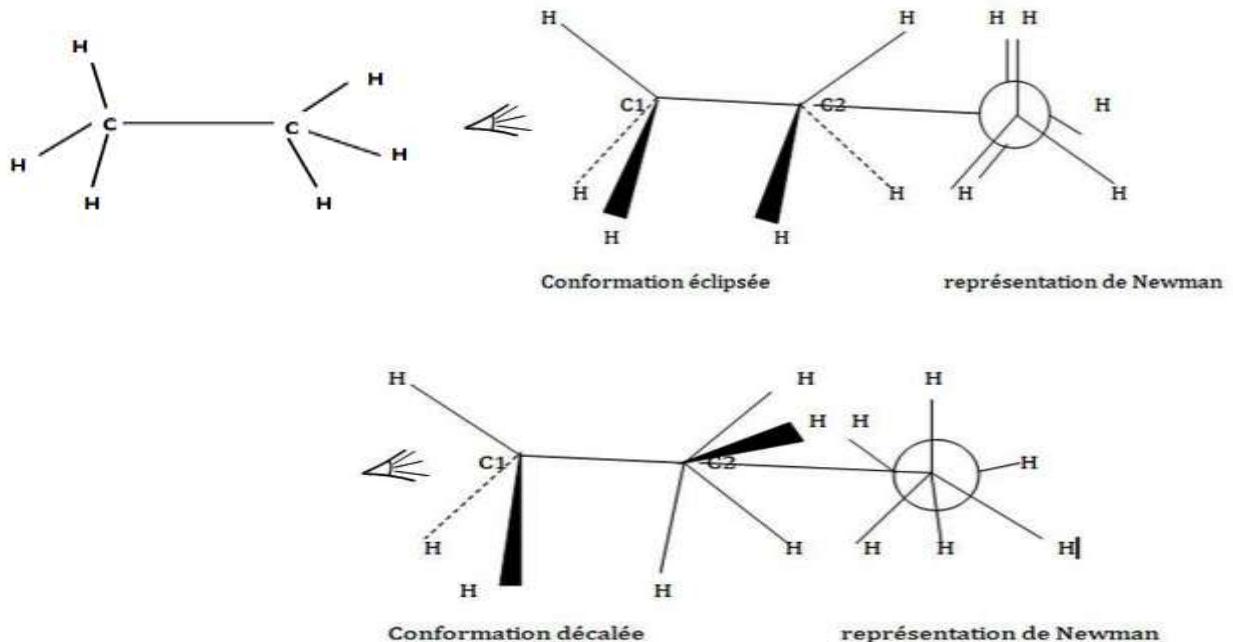
Chaque atome de carbone est tétragonal et par conséquent tétraédrique



## Représentation des molécules d'éthane

La structure de la molécule comprend deux tétraèdres non réguliers. Les angles valenciels HCH et HCC sont tous égaux à 109°. La longueur de la liaison (C-C) est de 154Pm, celle de la liaison (C-H) est de 110Pm.

En réalisant le modèle moléculaire éclaté de l'éthane, nous pouvons faire tourner un groupe – CH<sub>3</sub> autour de l'axe (C-C) : il y a une libre rotation autour de la liaison (C-C). Les différentes formes géométriques de la molécule, obtenue à la suite de cette rotation, sont appelées des conformations



## B. Généralisation :

## 1) Définition :

Dans les molécules d' alcanes, chaque atome de carbone forme 4 liaisons soit avec d'autres atomes de carbone, soit avec des atomes d'hydrogène.

La formule générale des alcanes est :  $C_nH_{2n+2}$  où n est un entier positif

Pour n=1 : CH<sub>4</sub> : méthane

Pour  $n=2$  :  $C_2H_6$  : éthane

Pour  $n=3$  :  $C_3H_8$  : propane

**Remarque :** il faut savoir exprimer la masse molaire de l'alcane en fonction de (n)

$$C_nH_{2n+2}, M(C_nH_{2n+2}) = 12n + 2n + 2$$

$$M(C_nH_{2n+2}) = 14n + 2 \text{ (en g/mol)}$$

## 2) Isométrie :

Les composés isomères sont des composés qui ont même formule brute mais de formules développées différentes

**Remarque :** le nombre des isomères croît toujours vite avec  $n$

**Exemple :**  $n=4$  : deux isomères ;  $n=6$  : 5 isomères

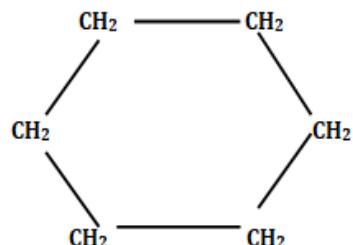
### 3) Cas d'une chaîne fermée :

Il est possible de « fermer » une chaîne d'atomes de carbone tétravalent : premier atome C formant une liaison de covalence avec ce dernier.

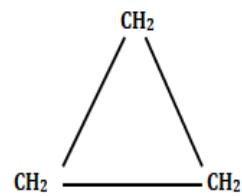
Les cyclo alkanes ont pour formule générale :  $C_nH_{2n}$

#### Exemple:

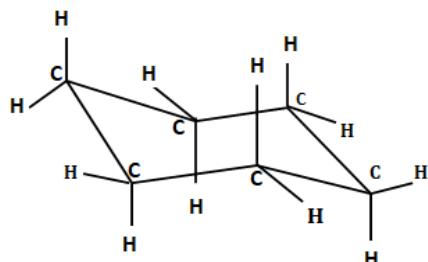
Le cyclohexane ( $C_6H_{12}$ )



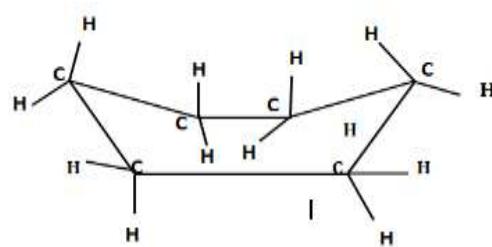
cyclopropane( $C_3H_6$ )



NB : le cyclohexane a deux conformations, conformation en bateau et en chaise



Conformation en chaise



Conformation en bateau

### 4) Nomenclature des alkanes:

La question de nomenclature est importante en chimie organique, eu les composés sont très nombreux. Nous nous efforcerons toujours d'appliquer les règles de l'UICPA. (L'Union internationale de la chimie pure Appliquée) qui sont admises universellement.

La présence de la terminaison « âne » dans le nom d'un composé caractérise un alcane.

#### a – Nomenclature des alkanes à chaîne droite :

Les quatre premiers alkanes ont un nom consacré par l'usage ; méthane, éthane, propane et butane.

Pour les suivants, le nom est constitué d'un préfixe indiquant le nombre d'atomes de carbone de la chaîne.

Les atomes de carbone (n)	préfixe	Nom	formule
5	pent	pentane	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>
6	hex	hexane	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>
7	hept	heptane	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>
8	oct	octane	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>
9	non	nonane	C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>
10	dec	décane	C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>
11	undec	undecane	C <sub>11</sub> H <sub>24</sub>

### b- les groupes alkyles

Les formules des alcanes peuvent s'écrire :

- ✓ Le méthane : CH<sub>4</sub> ou C-H<sub>3</sub>
- ✓ L'Ethane : C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> ou C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>-H
- ✓ Le propane : C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> ou C<sub>3</sub>H<sub>7</sub>-H

Plus généralement : **C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub> ou C<sub>n</sub>H<sub>2n+1</sub>-H**

On met en évidence ainsi des ensembles d'atomes qui peuvent se lier à un atome H pour former un alcane et portent le nom de groupe alkyle (groupes monovalents). On symbolise un groupe alkyle par R-. Sa formule est : **C<sub>n</sub>H<sub>2n+1</sub>-**

Les alcanes peuvent alors se représenter par la formule : R-H. Et vous devez connaître les noms des trois premiers groupes alkyles :

CH<sub>3</sub>- groupe méthyle

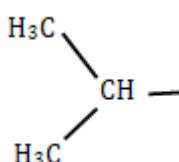
C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>- groupe éthyle

C<sub>3</sub>H<sub>7</sub>- groupe propyle

Dans ce dernier cas, qu'il soit à chaîne droite :

CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub> - car il reste un groupe isomère :

Groupe isopropyle



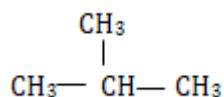
### C) Nomenclature des alcanes à chaînes ramifiée :

On procède de la façon suivante :

- ✓ On cherche, dans la molécule, la chaîne carbonée la plus longue et on compte les atomes de carbone qu'elle comporte. L'alcane sera nommée comme dérivé de l'alcane correspondant à cette chaîne ;
- ✓ On numérote les atomes de carbone de cette chaîne ;
- ✓ On cherche les groupes substituants dans cette chaîne et leur place (grâce à la numérotation).
- ✓ On indique alors dans l'ordre : les groupes substituants (par ordre alphabétique et avec élision du terminal). Un tiret et leur place ,le préfixe indiquant nombre d'atome

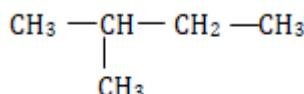
de la chaîne principale et la terminaison « ane » pour obtenir le sens de numérotation à choisir, on écrit les deux ensembles de chiffres possibles par ordre croissant, le sens retenu doit être tel que le premier chiffre différent est le plus petit possible.

Exemple 1:



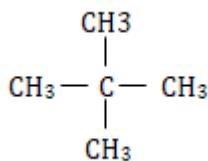
C'est le methyl-2 propane ou simplement méthyl propane

Exemple 2:



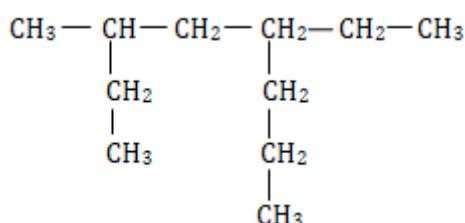
Methyl-2butane

Exemple 3:



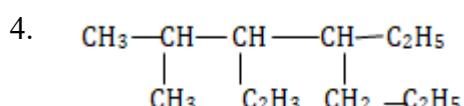
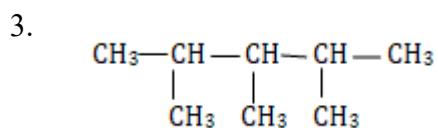
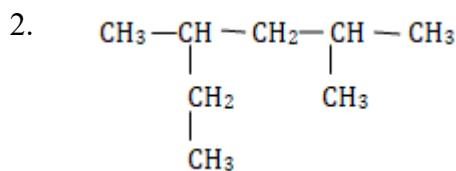
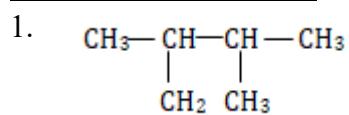
Dimehtyl-22 propane

Exemple 4:

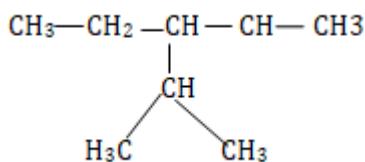


Ethyl-5 methyl-3 octane

Exercice d'application : nommer les chaînes suivantes :



5.



### 5) Propriétés des alcanes :

#### a) Propriétés physiques des alcanes :

Les premiers termes : méthane, éthane, propane et butane sont gazeux dans les conditions ordinaires de température et de pression.

Les suivants liquides puis solides quand le nombre d'atomes de carbone dépasse 15.

Les isomères ramifiés ont une température d'ébullition inférieure à celle de l'alcane linéaire à même nombre d'atomes du carbone : le methylpropane, isomère du butane, bout -10°C, alors que le butane bout à -0,5°C sous la pression atmosphérique.

Tous les alcanes sont insolubles dans l'eau. Ils sont toujours solubles les uns dans les autres.

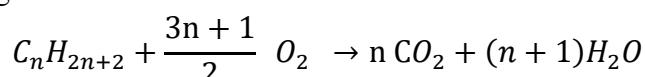
Les pétroles sont constitués d' alcanes liquides avec, en solution, des alcanes gazeux et solides.

#### b) Combustion des alcanes :

Tous les alcanes brûlent en présence de dioxygène (ou d'air) suivant les proportions des réactifs (notamment le dioxygène). La réaction de combustion qui en découle peut être :

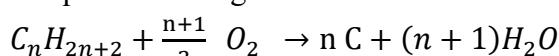
✓ Complète si le dioxygène est en excès : il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau.

L'équation-bilan générale s'écrit :



✓ Incomplète si le dioxygène est en défaut : il se forme du carbone et de l'eau

L'équation bilan générale s'écrit :



Ecrire pour n=3, n=5

La combustion des alcanes est très exothermique, car elle dégage une quantité de chaleur importante.

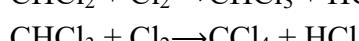
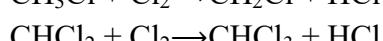
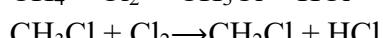
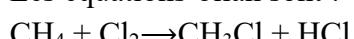
Les alcanes sont donc de bons combustibles ; le dioxygène qui réagit avec le combustible est un comburant.

### C) Réactions d'halogénéation des alcanes :

La réaction d'halogénéation des alcanes est une réaction de substitution, dans une réaction de substitution, un atome est remplacé par un autre atome (ou par un groupe d'atomes)

Les expériences chimiques montrent que la chloration du méthane conduit à la forme dérivée.

Les équations-bilan sont :



✓ La réaction qui s'est produite entre le méthane et le dichlore a été amorcée par la lumière : c'est donc une réaction photochimique.

✓ L'analyse des produits formés au cours de la réaction montre qu'il s'agit des composés organiques suivants :

- Le monochlorométhane gazeux  $\text{CH}_3\text{Cl}$
- Le dichlorométhane liquide  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$
- Le trichlorométhane liquide ou chloroforme  $\text{CHCl}_3$
- Le tétrachlorométhane liquide  $\text{CCl}_4$

**Remarque :** il n'existe aucune possibilité de réaction d'addition avec les alcanes : on dit que ce sont des carbures saturés.

**Exercice :**

La combustion complète d'un volume  $V$  d'alcane gazeux nécessite un volume  $5V$  de dioxygène, les deux volumes étant mesurés dans la même condition des températures et des pressions.

Donner la formule et le nom de ces alcanes.

Quels produits obtient-on par monobromation de celui-ci?

## Chapitre 3 : LES ALCENES ET ALCYNES

### 1- Introduction :

Les alcanes et les cyclanes ne contiennent que des atomes de carbone tétragonaux ; ce sont des hydrocarbures saturés.

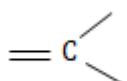
Ils ne peuvent donner, comme nous l'avons vu, que des réactions de combustion ou de substitution.

Dès à présent, nous allons nous intéresser à des hydrocarbures insaturés : les alcènes et les alcynes. Les nombreuses réactions auxquelles ils peuvent donner lieu en font des composés très importants pour la synthèse de produits nouveaux.

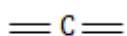
### 2- Les liaisons multiples du carbone :

L'atome de carbone étant tétravalent, il peut échanger quatre liaisons covalentes. Lorsque ces 4 liaisons sont établies avec quatre atomes, le carbone est dit tétragonal. Dans de nombreux composés organiques l'atome de carbone n'est lié qu'à 3 ou à 2 atomes, il échange alors des liaisons multiples. Trois de ces atomes peuvent se présenter :

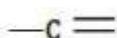
- Il échange double liaison et 2 liaisons simples :



- Il échange 2 liaisons doubles



- Il échange une liaison triple et une liaison simple :



Lorsque l'atome de carbone échange une liaison double et 2 liaisons simples, il a 3 voisins, on dit que le carbone est trigonal

Lorsque l'atome de carbone échange 2 liaisons doubles, ou une liaison triple et une liaison simple, il a 2 voisins seulement ; les noyaux des trois atomes sont alors alignés on dit dans ces divers cas, que le carbone es digonal. (Exemple de  $\text{CO}_2$ )

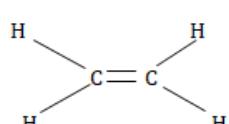
### A- La liaison double carbone – carbone ; les alcènes

#### a) L'éthylène :

L'hydrocarbure le plus simple présentant une double liaison carbone – carbone



est l'éthylène ou éthène de formule semi-développée :



### b) Les alcènes :

Si on remplace formellement l'un des atomes d'hydrogène de la molécule d'éthylène par un ou groupe méthyle, on obtient un composé à trois atomes de carbone, dont 2 sont liés par une double liaison : il s'agit du propène,  $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$ .

On peut passer d'une molécule d'alcane à une molécule d'alcène ayant le même nombre d'atomes de carbone.

Par élimination de 2 atomes d'hydrogène portés par 2 atomes de carbone voisins.

La formule générale des alcènes non cycliques est donc :  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$  ; pour  $n \geq 2$  .

Pour  $n=2$  ;  $\text{C}_2\text{H}_4$  : éthylène

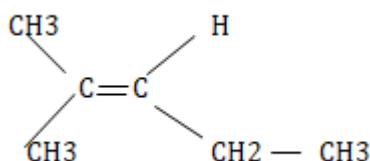
$n=3$ ;  $\text{C}_3\text{H}_6$  :  $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_3$

$n=4$ ;  $\text{C}_4\text{H}_8$  :  $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_3$  ou  $\text{CH}_5\text{-CH=CH-CH}_3$

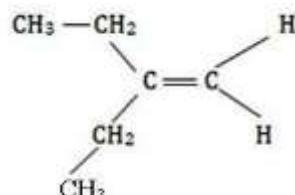
La nomenclature des alcènes est voisine de celle des alcanes. La présence de la double liaison est indiquée par la terminaison « ène » suivi d'un indice de position. La chaîne principale est la chaîne carbonée la plus longue passant par la double liaison. Elle est numérotée de façon à donner aux atomes de carbones trigonaux les indices les plus petits possibles.

#### Exemples:

Methyl-2pentèn-2



Ethyl-2butène-1

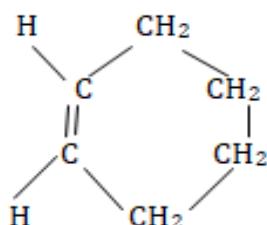


**Remarque :** Il existe des alcènes cycliques, appelés cyclo alcènes, leur formule brute est :

$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

#### Exemple :

Cyclohexène

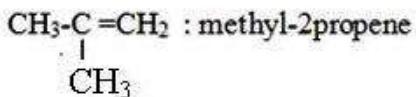


## C) Isomérie

### a) Isomérie de chaîne et de position

Le butène de formule brute C<sub>4</sub>H<sub>8</sub> donne trois formules semi-développées.

- 1) CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH=CH<sub>2</sub> butène-1
- 2) CH<sub>3</sub>-CH=CH-CH<sub>3</sub> : butène-2



Les trois molécules ainsi représentées sont des isomères du butène.

Le butène -1 et le butène -2 qui ont même chaîne carbonée C=C sont des isomères de position

En revanche, le butène-1 et le methyl-2propène qui ont la même position de double liaison C=C et ne diffèrent par la nature de la chaîne carbonée sont des isomères de chaîne.

### b) isomérie de configuration :

A cause de l'impossibilité de rotation de la double liaison C=C, le butène-2 ne présente que deux formes ou configurations différentes, de formules semi-développées :



### Configuration Z ou cis configuration E ou trans

Ces deux configurations ne diffèrent que par la position des groupes méthyle- CH<sub>3</sub> dans l'espace : ce sont des stéréo-isomères.

De façon générale des isomères qui diffèrent que par la disposition dans l'espace de leurs atomes constitutifs sont appelés stéréo-isomères.

La formule a) ci-dessus, les deux groupes méthyle sont du même côté de l'axe de la double liaison C=C : c'est l'élément l'isomère Z (de l'allemand *Zusammen* qui signifie le nom de ce composé butène -2-(Z)). Quant à la formule b), les deux groupes CH<sub>3</sub> sont de part et d'autre du même axe : c'est l'isomère E (de l'allemand *Entgegen* qui signifie en opposition). Le nom du composé correspondant est le butène-2 (E).

D'une manière générale, cette stéréo-isomérie est appelée isomérie Z-E.

### Remarque :

- l'ancienne appellation de l'isomérie Z-E est l'isomérie cis/trans.
- les isoméries ont des propriétés physiques différentes : les températures d'ébullition du butène-1 sont -4,5°C, 4° pour le butène-2 (Z) et 1°C pour butène-2-(E)

## B- Les alcynes :

**1. Définition :** on appelle alcyne les hydrocarbures à chaîne ouverte dont la molécule comporte une triple liaison.

Les alcynes ont pour formule générale : C<sub>n</sub>H<sub>2n-2</sub> avec n≥2

Pour  $n=2$  on a l'alcyne le plus courant, l'acétylène  $C_2H_2$  (son nom officiel éthyle reste peu usité)

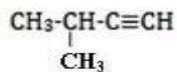
$n=3$   $C_3H_4$  : le propyne,  $CH_3-C\equiv CH$

## 2) Nomenclature :

Elle est strictement semblable à celle des alcènes, mais il faut maintenant utiliser la terminaison « yne ».

Exemple: 1)  $CH_3-C\equiv C-CH_3$  butyne-2

2) methyl-3butyne-1



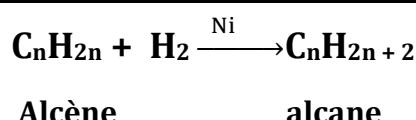
## C°) Réaction d'hydrogénéation sur les alcènes et sur les alcynes :

### 1- Réaction d'addition des alcènes :

Tous les alcènes additionnent du dihydrogène en présence d'un catalyseur : un catalyseur augmente la vitesse de la réaction qu'il catalyse.

Les catalyseurs d'hydrogène des alcènes sont les métaux divisés : nickel, platine, palladium....

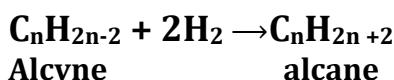
Généralement, on a:



L'hydrogénéation des alcènes donne les alcènes.

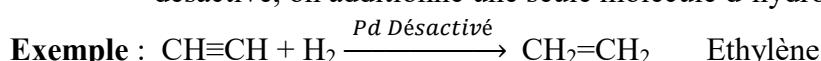
### 2- Hydrogénéation des alcynes :

L'hydrogénéation complète d'alcyne s'écrit :

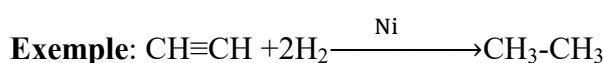


### Remarque :

- Si on opère en présence d'un catalyseur traité pour être peu réactif : le palladium désactivé, on additionne une seule molécule d'hydrogène par molécule d'alcyne.



- Si on est en présence d'un catalyseur très réactif, le nickel par exemple 2 molécules de  $H_2$  se fixent sur une molécule.



## D) Réaction d'halogénéation :

### a) Cas des alcènes

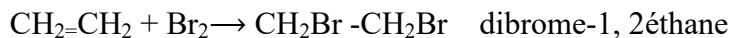
#### 1) Addition de dichlore :

Les expériences ont montré que l'addition du dichlore sur l'éthylène donne un produit huileux, ce type de réaction est :



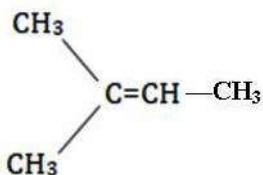
#### 1- Addition de dibrome :

L'équation bilan est:

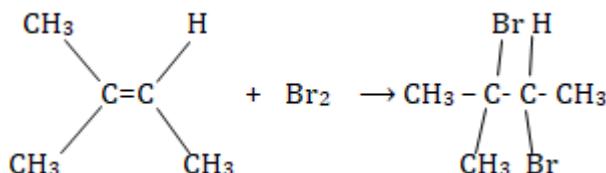


#### 2- Addition du dibrome sur le methyl-2 butène-2

Le methyl-1butène-2 est un liquide de formule :



L'équation est :



Dibromo-1,2 methyl-2butane

### E- Addition du chlorure d'hydrogène :

#### a- Cas des alcènes :

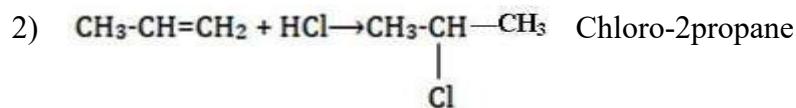
L'addition du chlorure d'hydrogène sur l'éthylène peut se produire à une température de 110° pour donner du monochloroéthane.

L'équation-bilan de la réaction s'écrit :



Sur le propène ou tout autre alcène dissymétrique, l'addition du chlorure conduit en principe, à deux produits isomères.

#### Exemples :



L'expérience a montré que le chloro-2propane est majoritaire. L'atome H se fixe de préférence sur l'atome de carbone le plus hydrogéné. (Règle de Markovnikov).

### b- Cas des alcynes :

L'addition du chlorure d'hydrogène sur l'acétylène a lieu en présence d'un catalyseur tel que le chlorure de mercure II,  $\text{HgCl}_2$  et à une température d'environ  $200^\circ\text{C}$ . Cette réaction produit du chlorure de vinyle ou monochloroéthylène suivant l'équation-bilan :



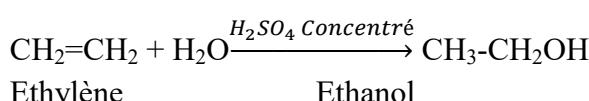
## F) Réaction d'hydratation

### - Cas des alcènes :

La réaction des alcènes avec l'eau donne les alcools. Dans certains cas, certains se puissent en présence de catalyseur ou à une température donnée

### Exemple :

- L'addition de l'eau sur l'éthylène a lieu en présence de l'acide sulfurique concentré pris comme catalyseur :

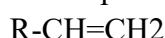


- L'addition de l'eau sur le propène a lieu en présence de l'acide sulfurique À 80 % (une addition facile)

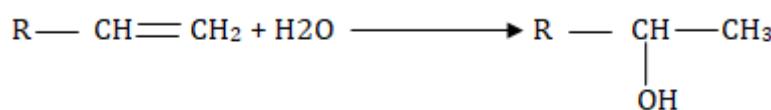


On obtient très majoritairement le propanol-2. On voit donc le groupe hydroxyl-OH (fonction alcool) est venu se fixer sur le carbone 2 et l'atome H sur le carbone 1.

Si on opère avec un alcène du type :



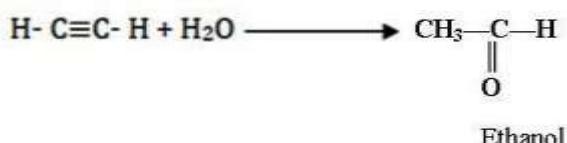
On a un résultat identique :



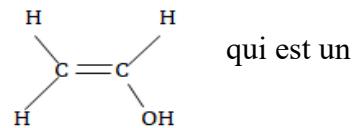
**Remarque :** Dans l'addition de l'eau sur le propène ( $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$ ) ou sur un alcène de même type ( $\text{R-CH=CH}_2$ ), l'atome d'hydrogène se fixe de façon prépondérante sur l'atome de carbone le plus hydrogéné.

## Cas des alcynes :

L'addition de l'eau sur les alcynes conduit à une fonction chimique appelée aldéhydes.

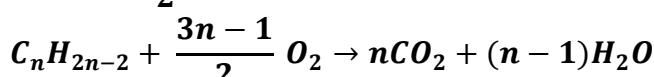
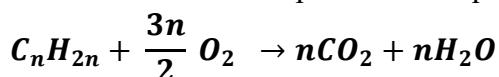


**Remarque :** on obtient de cette addition un « énol » de formule produit instable qui se transforme rapidement en éthanol.



### G) Réactions de combustion :

Dans le dioxygène, les alcynes et les alcènes donnent des réactions de combustion qui peuvent être incomplètes ou complètes selon qu'elles produisent ou non du carbone. Lorsque ces combustions sont complètes leurs équations- bilan s'écrivent :



#### 1- Notion de polymérisation

**Définition :** On appelle polymérisation une réaction particulière au cours de laquelle les molécules identiques appelées monomères s'additionnent pour donner des macro molécules appelées polymère. Les polymères constituent ce qu'on appelle généralement les matières plastiques.

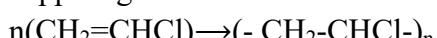
#### 2- Polymérisions de l'éthylène :

L'éthylène en présence de catalyseur et sous pression conduit au polyéthylène qui est thermoplastique.

$CH_2=CH_2 + CH_2=CH_2 + \dots \rightarrow CH_2-CH_2-CH_2-CH_2 \dots$  ou  $n(CH_2=CH_2) \rightarrow (-CH_2-CH_2-)_n$   
 $(-CH_2-CH_2-)$  est le motif et  $n$  le degré de polymérisation

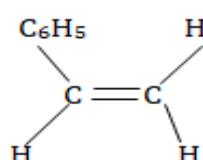
#### Polymérisation du chlorure de vinyle :

Le chlorure de vinyle de formule  $CH_2=CHCl$  se polymérise en donnant le polychlorure de vinyle appelé généralement PVC suivant l'équation-bilan :

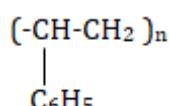


#### 3- Polymérisation du styrène :

La polymérisation du système de formule



Donne le polystyrène



## Chapitre 4 : LES COMPOSÉS AROMATIQUES

**Introduction** : les premiers composés aromatiques ont été isolés au 19<sup>e</sup> siècle (1791 – 1867 par M. Faraday), dans les produits de conservation du gaz houille ; plusieurs autres composés ont été trouvés dans les essences odorantes pour confectionner les parfums, on s'aperçut qu'ils pouvaient, pour un traitement approprié, conduire au benzène.

On donna le nom des composés aromatiques ou composés benzéniques de leur odeur puissante, et en général, agréable.

On doit donc considérer que les composés aromatiques constituent une série de corps à part et dont les propriétés s'expliquent par la présence d'une chaîne carbonée très particulière qui est celle du benzène et on appelle noyau benzénique.

De tous les composés aromatiques, nous centrerons nos études sur le benzène  $C_6H_6$ , hydrocarbure insaturé.

### 1- Propriété physique du benzène

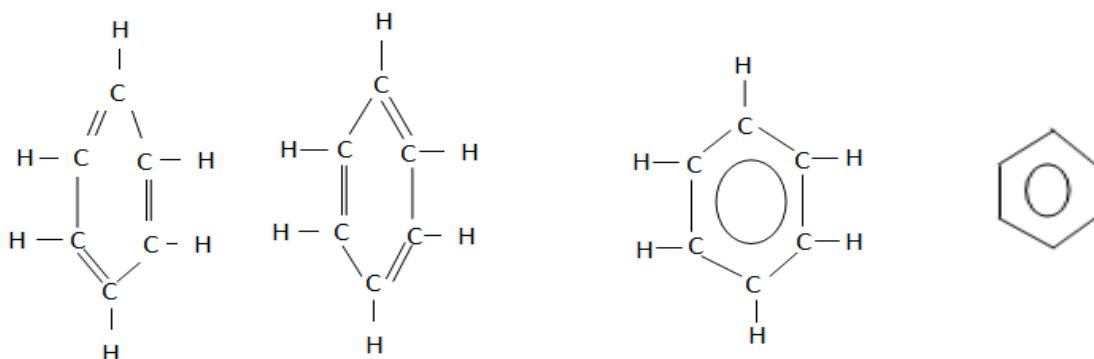
Dans les conditions habituelles, c'est un liquide incolore, à odeur caractéristique. Ses températures de la fusion et d'ébullition sont variées de 50°C et 80°C.

Le benzène est totalement insoluble dans l'eau, mais ses qualités de solvant sont remarquables en chimie minérale (il dissout l'iode, soufre,...) qu'en chimie organique (il dissout les graisses : d'où son utilisation détachant, le caoutchouc, ...).

### 2- Structure de la molécule de benzène

La formule du benzène est  $C_6H_6$ , le benzène est une molécule insaturée.

- La molécule de benzène est plane.
- Les six (6) liaisons C – C du benzène sont égales.
- La longueur de la liaison C – C est de 100 pm.



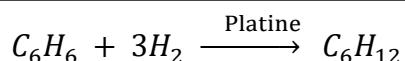
### 3- Les réactions d'addition

#### A- Addition du dihydrogène

C'est une réaction difficile, elle se fait à une température élevée, vers 200°C, en présence d'un catalyseur très actif.

**Exemple** : le nickel ou platine.

On obtient un composé unique : le cyclohexane  $C_6H_{12}$ , d'où l'équation – bilan de la Réaction :

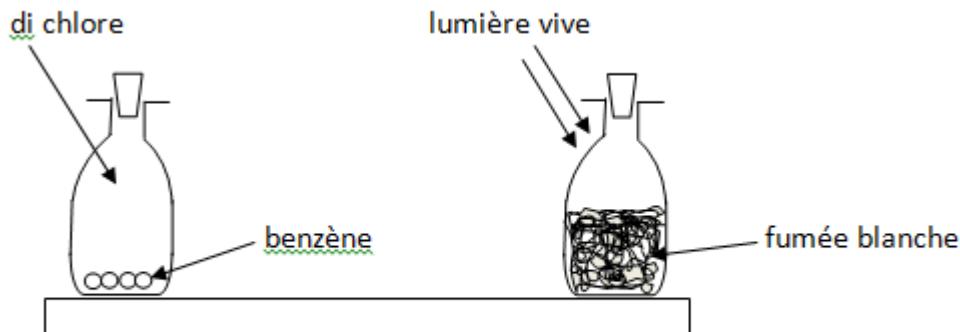


Benzène

cyclohexane.

## A. Addition de di chlore sur le benzène

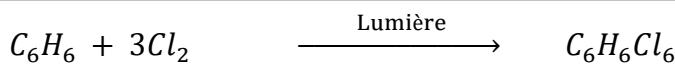
L'addition de di chlore sur le benzène est photochimique.



### Addition de di chlore sur le benzène.

L'analyse des fumées blanches montre qu'elles sont constituées d'hexachloro – 1, 2, 3, 4, 5, 6 cyclohexane, souvent appelé plus simplement hexachlorohexane.

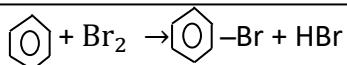
L'équation bilan de la réaction s'écrit donc :



## 1- Les réactions de substitution

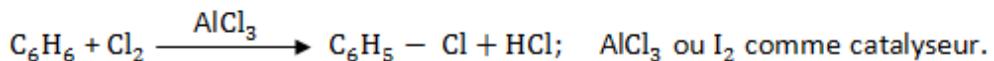
### A- La bromation du benzène

La bromation du benzène conserve la structure du noyau benzénique ; elle se produit à la température ordinaire est catalysée ; elle donne naissance au bromo-benzène.  $C_6H_5Br$ .



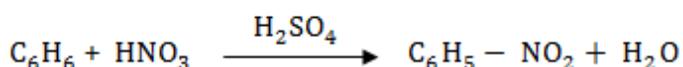
NB : le catalyseur est le tribromure de fer:  $FeBr_3$

### B. Chloration du benzène.



### C. Nitration de benzène.

On réalise la nitration de benzène par action de l'acide nitrique  $HNO_3$  en présence d'acide sulfurique agissant comme catalyseur et en évitant l'échauffement du système en réaction.



## D- Poly substitution du benzène

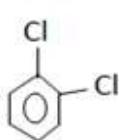
### 1. Poly chloration du benzène

Di chlorobenzène :  $C_6H_4Cl_2$

Tri chlorobenzène :  $C_6H_3Cl_3$

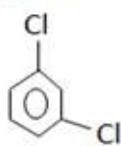
Tétra chlorobenzène :  $C_6H_4Cl_4$   
 Penta chlorobenzène :  $C_6HCl_5$   
 $C_6Cl_6$  Hexa chlorobenzène.

### 2. Nomenclature ortho, méta, para.



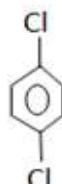
Di chloro – 1, 2 benzène

Isomère ortho



dichloro – 1, 3 benzène

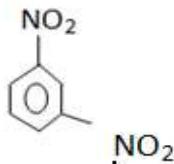
isomère méta



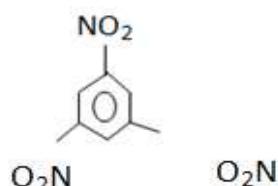
dichloro – 1, 4 benzène

isomère para.  
 Para dichloro – benzène.

### 3. Polynitration de benzène

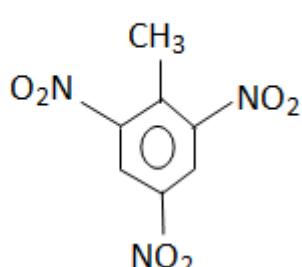


Dinitro – 1, 3 benzène  
 Métdinitrobenzène.



trinitro – 1, 3, 5 benzene

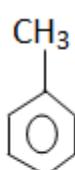
### 4- Polynitriton du toluène.



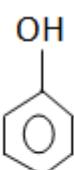
Le dérivé trinité du toluène se nomme, dans la nomenclature officielle ; méthyle-1trinitro-2, 4, 6 benzène, c'est le trinitrotoluène ou T.N.T.

**Remarque :** les dérivés trinitrés des composés aromatiques sont souvent des explosifs.

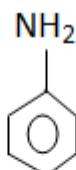
### D- Exemples de quelques composés aromatiques



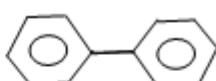
Toluène



phénol



aniline ou aminobenzène



diphénol

Styrène ou phényl éthylène

$C_6H_5 - CH = CH_2$

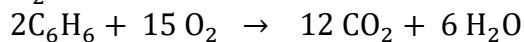


Naphtalène ou naphtaline

## 2- Réaction de combustion

Le benzène brûle à l'air avec une flamme fuligineuse rendue éclairante par les particules incandescentes de carbone non brûlées : cette combustion est donc incomplète.

En présence d'une excès de  $O_2$ , la combustion du benzène qui est complète produit du  $CO_2$  et  $H_2O$ .

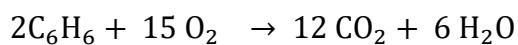


**Exercice :** la masse volumique du benzène est  $l = 880 \text{ Kg/ m}^3$ .

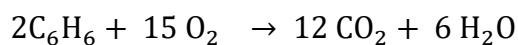
1. On effectue la combustion complète de  $10 \text{ Cm}^3$  de benzène liquide.
- a. Ecrire l'équation – bilan de la combustion.
- b. Quel est le volume d'air utilisé lors de cette combustion complète ?
- c. L'air contient, en volume, environ 20% de dioxygène. Calculer le volume de dioxygène de carbone formé dans les conditions normales.

**Solution:**

a)  $l_{b1} = 880 \text{ Kg/ m}^3, V_b = 10 \text{ Cm}^3; l = \frac{m}{V}$



$$\frac{nC_6H_6}{2} = \frac{nO_2}{15} \text{ or } = \frac{m}{V}, n = \frac{m}{M}$$



AN:  $l = \frac{1}{2} \frac{m_s}{M_s} = \frac{1}{15} \cdot \frac{V_{O2}}{V_m} \Leftrightarrow V_{O2} = \frac{m \times V_m \times 15}{2M_b}$

b) Convertissons:  $1 \text{ Cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$  ou encore  $1 \text{ Cm}^3 = 10^{-3}$

$$M(C_6H_6) = 12 \times 6 + 6 = 78 \text{ g/mol}$$

$$V_m = 22,4 \text{ ml} = l \times V; \text{ AN: } 10 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \times 880 \text{ g/ m}^3 = 10^{-5} \times 880 = 0,00001 \times 880 = 0,0088 = 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ Kg} = 8,8 \text{ g}$$

$$\text{AN: } V_{O2} = \frac{8,8g \times 22,4 \times 15}{2 \times 72} = 20,625 \text{ l}$$

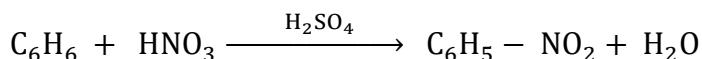
$$\frac{nO_2}{15} = \frac{n}{12} CO_2 \Leftrightarrow \frac{1}{15} \cdot \frac{V_{O2}}{V_m} = \frac{1}{12} \cdot \frac{V_{CO2}}{V_m}$$

$$\frac{1}{15} V_{O2} = \frac{1}{12} V_{CO2} \times \frac{20}{100} \Leftrightarrow V_{CO2} = \frac{12}{15} \times 5V_{O2} \text{ ou}$$

$$V_{CO2} = \frac{12 \times 5}{3 \times 5} \times V_{O2} = 4V_{O2}; \quad V_{CO2} = 4 \times 20,625 \text{ l}$$

**Exercice:**

1. Quelle masse de nitrobenzène obtiendra – t – on pour nitration de 60g de benzène en supposant un rendement de 80%?
2. Le phénol de formule  $C_6H_5 - OH$  conduit par action du mélange sulfonique à un dérivé trinitré le 2, 4, 6 – trinitrophénol. Représenter sa formule aussi que celle de tous les isomères possibles de ce dérivé.

**Résolution :****Remarque:**

Pour un rendement de 100%, 60g du benzène peut conduire à :

$$mC_6H_6 = n_{A/B}.$$

$$\frac{mC_6H_6}{MC_6H_6} = \frac{m_{NB}}{M_{NB}} \Rightarrow m_{WD} = \frac{mC_6H_6 \times M_{NB}}{MC_6H_6}$$

$$mC_6H_6 = 60g, M(C_6H_6) = (2 \times 6 \times 6 = 78g$$

$$M(C_6H_5 - NO_2) = \frac{12 \times 6 + 5 \times 14 + 16 \times 2}{72 + 19 + 32} = 72 + 19 + 32$$

$$m_{NB} = \frac{123 \times 60}{78} = 94,78g.$$

Le rendement de 80%, on obtient cette masse:

$$m' = 94,78 \times \frac{80}{100} = 94,78 \times \frac{2}{5} = 75,82g \text{ de nitrobenzène.}$$

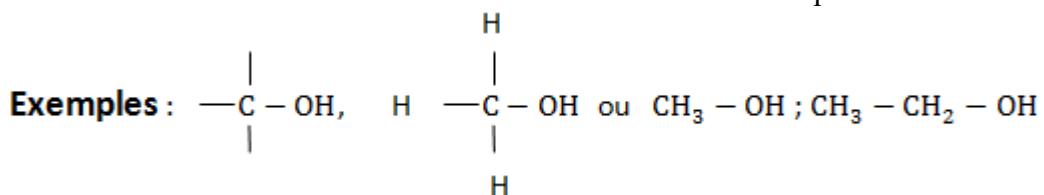
1. Formule de 2, 4, 6 – trinitrophénol.

## Chapitre 5 : LES COMPOSÉS ORGANIQUES OXYGENÉS

**Introduction** : en outre des hydrocarbures (les composés formés uniquement de carbone et d'hydrogène) étudiés, on s'intéresse maintenant à des molécules plus complexes et qui contiennent un nouvel élément : l'oxygène O. ces molécules portent le nom de composés oxygénés.

### A- Les alcools

1. **Définition** : un alcool est un composé dont la molécule possède un groupe hydroxyle  $-\text{OH}$  fixé sur un atome de carbone à structure tétraédrique.



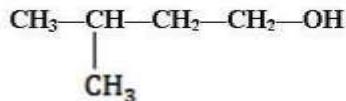
2. **Formule générale** : les alcools ont pour formule générale :  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1} - \text{OH}$

Ou  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1} -$  est le groupe alkyle.

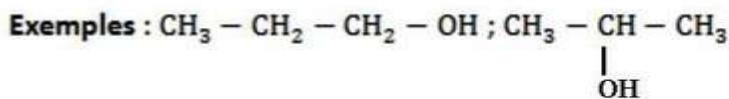
Pour  $n = 2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{OH}$  ; pour  $n = 3$ ,  $\text{C}_3\text{H}_7 - \text{OH}$ .

3. **Isomère** : on distingue deux (2) types d'isométrie pour les alcools.

- Isométrie de chaîne : les alcools se différencient par leur chaîne carbonée, le groupe fonctionnel  $-\text{OH}$  étant au bout de la chaîne.
- Exemples :  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$



- **Isométrie de position** : les alcools ont la même chaîne carbonée mais la position du groupe hydroxyl diffère.



### 4. **Nomenclature**

- on cherche la chaîne carbonée la plus longue contenant le groupe hydroxyle  $-\text{OH}$  ;
- le nom de l'alcool s'obtient grâce au préfixe traduisant le nombre d'atome de carbone de cette chaîne suivie de la terminaison « *Ol* » ;

- on indique par un nombre la place des divers substituant dans la chaîne, et celle du groupe hydroxyle – OH à la fin du nom (le numéro correspondant au groupe hydroxyle doit être le plus petit possible).

**Exemples :**

- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$  : éthanol
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$  : propanol – 1
- $\text{CH}_3 - \underset{\substack{| \\ \text{OH}}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$  : propanol - 2
- $\text{CH}_3 - \underset{\substack{| \\ \text{CH}_3}}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$  : méthyl – 3 butanol – 1

**Exercice :**

- a) Le composé de formule  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$  peut – il être un alcool à chaîne saturée ?
- b) Ecrire les formules semi- développées de tous les alcools isomères de formule brute  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

**B- Les esther – oxydes**

1. **Définition** : un esther – oxyde est un composé contenant un atome d'oxygène lié à deux atomes de carbone à structure tétraédrique.

**Exemple :** 1)  $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$  ; 2)  $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$  ; 3)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

2. **Formule générale** : la formule générale des oxydes est :  $\text{R} - \text{O} - \text{R}'$ , R et R' étant des groupes alkyle.

Les esther – oxydes sont nommés comme des oxydes de deux groupes R et R', ces groupes étant écrits dans l'ordre alphabétique ; on utilise le préfixe « di » lorsqu'ils sont identiques.

**Exemples :** 1)  $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{C}_2\text{H}_5$  : oxyde d'éthyle et de méthyle.

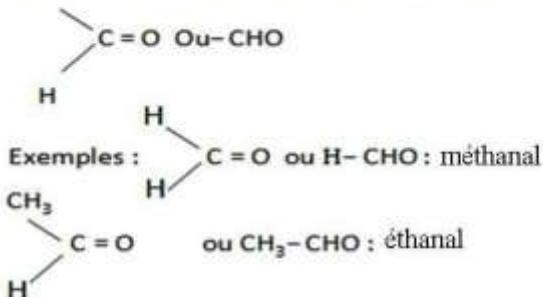
2)  $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$  : oxyde de diméthyle.

**Remarque :** un alcool et un ester – oxyde peuvent être isomères. Par exemple, la formule brute  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  correspondent : ésther

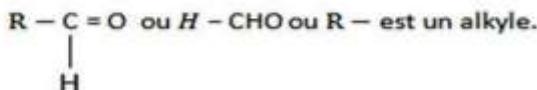
- L'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{OH}$
- L'oxyde de diméthyle  $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$

## C- les aldéhydes

Les aldéhydes ont pour formule générale.



Les aldéhydes sont toujours à la fin de la chaîne :



### Nomenclature des aldéhydes :

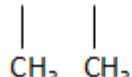
- On cherche la chaîne carbonée la plus longue contenant le groupe carbonyle.
- On compte les atomes de carbone de cette chaîne et on le numérote en donnant le numéro 1 au carbone fonctionnel. Le nom de l'aldéhyde s'obtient grâce au préfixe indiquant le nombre de carbone de la chaîne et à la terminaison « al ».
- On indique les substituants et leur place.

**Exemples :** 1)  $\text{CH}_3-\text{CHO}$  : éthanal.

2)  $\text{CH}_3-\text{CH}-\text{CHO}$  : méthyle - 2 propanal.



3)  $\text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CHO}$  : diméthyle - 3, 4 pentanal.



## D- Les cétones

Leur formule générale est :  $\text{R}-\text{C}-\text{R}'$ , ou  $\text{R}, \text{R}' = \text{alkyles}$ .



**Exemples :**  $\text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3$ ,  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{CH}_3$

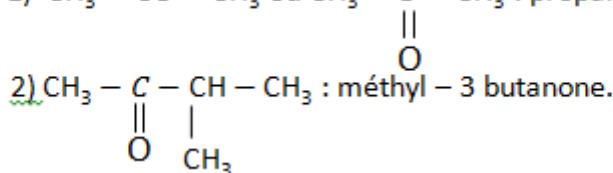
Le groupe :  $\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ \text{C} = \text{O} \quad \text{ou} \quad -\text{C}- \\ || \\ \text{O} \end{array}$  Est le groupe fonctionnel des cétones ;

Il est divalent et ne peut donc être placé en bout de chaîne.

## Nomenclature

- On cherche la chaîne carbonée la plus longue contenant le groupe carbonyle.
- Le nom de la cétone s'obtient en faisant suivre le préfixe indiquant le nombre d'atomes de carbone de la chaîne de la terminaison « one ».
- La place du groupe fonctionnel  $C = O$  est indiquée par un nombre qui doit être le plus petit possible ; on précise, de plus, de la place des groupes substituants.

**Exemples :** 1)  $CH_3 - CO - CH_3$  ou  $CH_3 - C - CH_3$  : propanone ou acétone.



**Remarque:** un aldéhyde et une cétone peuvent être isomères.

## E- les acides carboxyliques

La formule générale des acides carboxyliques est :

$R - COOH$ , ou  $R -$  est un groupe alkyle ou un atome d'hydrogène.

## Nomenclature

- On cherche la chaîne la plus longue contenant le groupe fonctionnel et on la numérote en donnant le numéro 1 à l'atome de carbone du groupe fonctionnel.
- Le nom de l'acide s'obtient grâce au préfixe indiquant le nombre d'atomes de carbone de la chaîne suivi de la terminaison « oïque », en faisant précédé ce nom de l'acide.
- On nomme les substituants de la chaîne et leur place.

**Exemple :** 1)  $H - COOH$  : acide méthanoïque.

2)  $CH_3 - CH_2 - COOH$  : acide propanoïque.

3)  $CH_3 - \begin{array}{c} | \\ CH \\ | \\ CH_3 \end{array} - CH - COOH$  : acide diméthyl - 2, 3 butanoïque.

$CH_3 - COOH$  : acide éthanoïque ou acide acétique, l'acide qui existe dans le vinaigre.

## F- Les esters

Les esters ont pour formule générale :  $R - COOR'$  ou  $R' -$  ne peut être un atome d'hydrogène, mais  $R -$  peut l'être.

Le nom de l'ester s'obtient à partir du nom de l'acide correspondant  $R - COOR'$  et du nom du groupe  $R -$ . À partir du nom de l'acide : on supprime le mot acide, on remplace la terminaison « oïque » par la terminaison « oate » et on ajoute de suivi du nom du groupe  $R -$ .

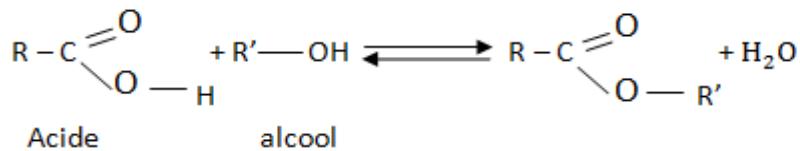
Exemple:  $H - COOCH_3$  : méthanoate de méthyle.

2)  $CH_3 - COOCH_3$  : éthanoate de méthyle.

3)  $C_2H_5 - COOCH_3$  : propanoate de méthyle.

### 3- Réaction d'estérification

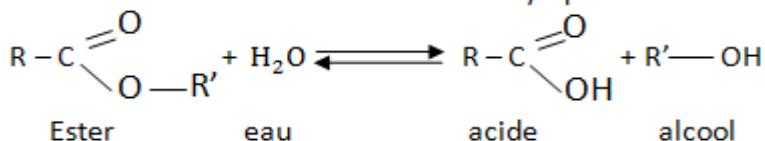
L'estérification est la réaction entre un acide carboxylique et un alcool. On obtient un ester et de l'eau.



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

### 2- Réaction d'hydrolyse

La réaction d'hydrolyse d'un ester est une réaction qui se produit entre un ester et l'eau. On obtient un alcool et un acide carboxylique.



Les réactions d'estérification et d'hydrolyse sont des réactions inverses l'une de l'autre, susceptible de se produire simultanément dans des mêmes conditions. Elles conduisent à un équilibre chimique.

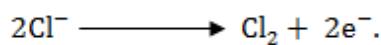
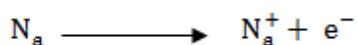
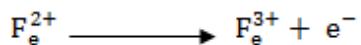
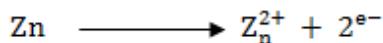
## CHIMIE MINERALE

### Chapitre 6 : OXYDOREDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE

#### 1- Notion d'oxydation et de réduction

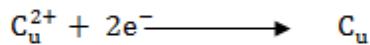
Une réaction d'oxydation est une réaction au cours de laquelle des électrons sont cédés.

- **Exemples** : oxydation = perte d'électrons



- Une réaction de réduction est une réaction au cours de laquelle des éléments sont captés.

**Exemples** : réduction = gain d'électrons.



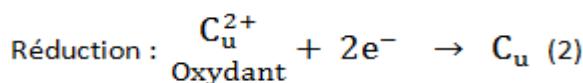
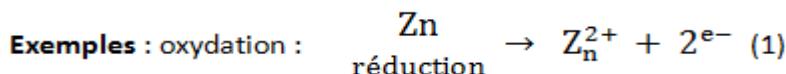
Une réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle il y a transfert d'électrons entre des espèces chimiques.

L'espèce chimique qui cède les électrons est appelé réducteur ; le réducteur est oxydé au cours d'une réaction d'oxydation.

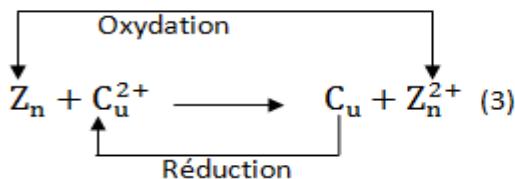
L'espèce chimique qui capte les électrons est appelée oxydant ; l'oxydant est réduit au cours d'une réaction de réduction.

L'oxydation et la réduction se produisent simultanément au cours d'une même réaction.

Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, les électrons cédés pour le réducteur sont captés pour l'oxydant.



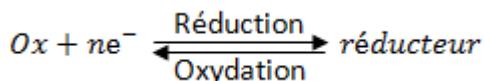
Bilan global :



Les équations (1) et (2) sont appelées des demi-équations électroniques. L'équation (3) est l'équation-bilan de la réaction d'oxydation-réduction.

**Généralisation :**

Si *ox* est l'oxydant et *réd* le réducteur, on a :



**NB :** les électrons se placent toujours du côté de l'oxydant.

## 2- Notion de couples d'oxydoréduction ou couples réduction – oxydation

Deux espèces chimiques « oxydant » et « réduction » forment un couple  $\frac{\text{rédx}}{\text{rédo}}$  si le gain de *n* électrons pour l'oxydation (*Ox*) conduit à la formation du réducteur (réduction) selon la demi-réaction :  $Ox + ne^- \rightleftharpoons$  réduction

Cette transformation se caractérise par un couple rédox *ox/réd* formé par l'ensemble d'une forme oxydée (*Ox*) et d'une forme réduite (réduction).

On distingue plusieurs catégories de couples rédox.

Premier cas : couple formés par un métal *M* (forme réduite) et un cation métallique  $M^{n+}$  (forme oxydée).

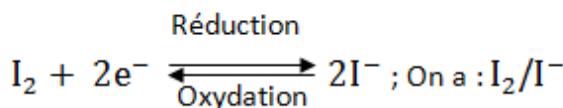
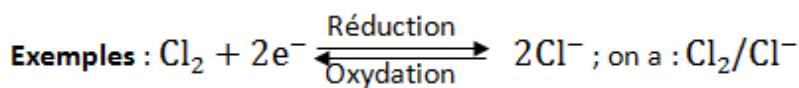
Ce couple est noté :  $M^{n+}/M$

**Exemples :**  $C_u^{2+}/C_u$  ;  $Z_n^{2+}/Zn$  ;  $F_e^{2+}/F_e$ , ...

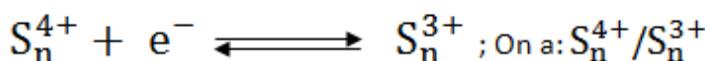
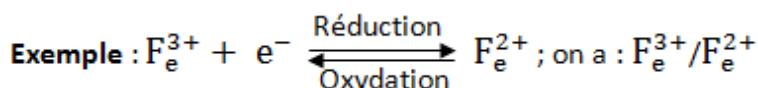
On rattache à toute catégorie de couple.

$H^+ / H_2$  ou  $H_3O^+ / H_2$  constitué par le dihydrogène  $H_2$  et le proton  $H^+$  (ou ion hydronium  $H_3O^+$ ).

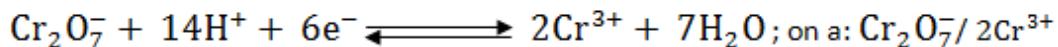
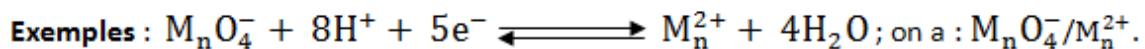
**Deuxième cas :** couples formés par un corps simple (forme oxydée) et l'anion correspondant (forme réduite).



**Troisième cas :** couples formés par des ions mono atomiques d'un même élément.



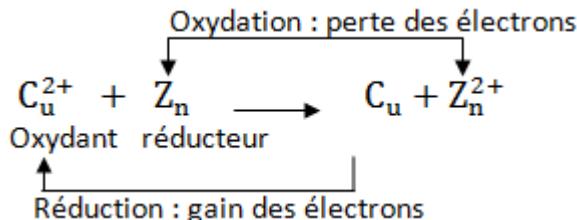
**Quatrième cas:** couples formés par deux ions d'un même élément faisant intervenir des ions poly atomiques.



### Classification qualitative des couples oxydant/ réducteurs formés par un ion métallique $\text{M}^{n+}$ et le métal M correspondant

#### 1.1- Concurrence entre deux couples réduction – oxydation

La réaction d'oxydo-réduction entre Zinc  $\text{Z}_n$  et l'ion cuivre  $\text{C}_u^{2+}$  se traduit par l'équation :



Les électrons cédés par le Zinc sont captés par l'ion  $\text{C}_u^{2+}$

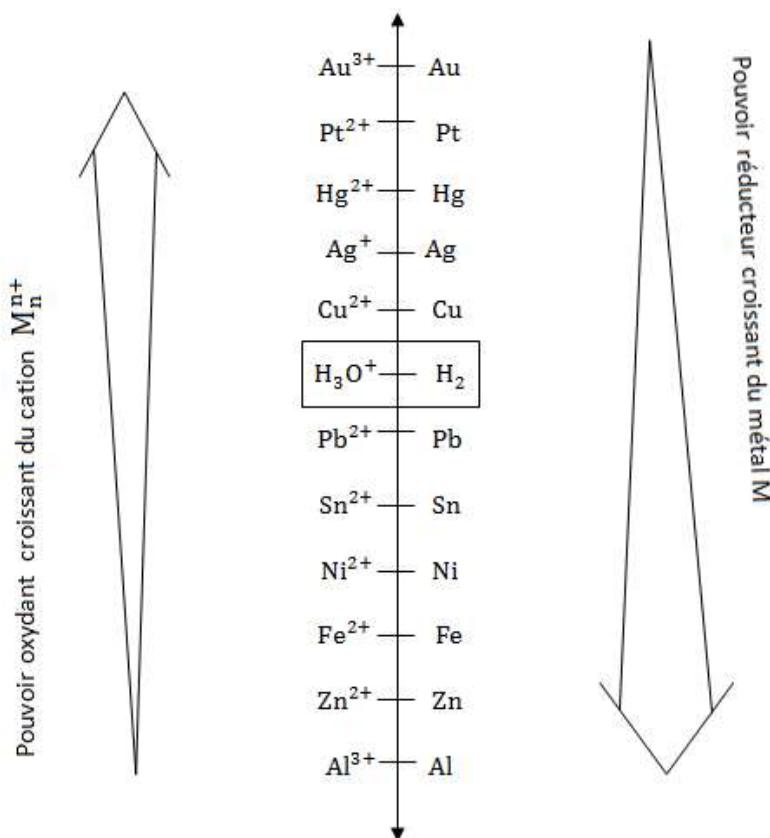
La réaction précédente fait apparaître deux couples réduction – oxydation :  $\text{Z}_n^{2+}/\text{Z}_n$  et  $\text{C}_u^{2+}/\text{C}_u$ .

Les oxydants :  $\text{C}_u^{2+}$  et  $\text{Z}_n^{2+}$

Les réducteurs :  $\text{C}_u$  et  $\text{Z}_n$

La réaction inverse  $\text{Z}_n^{2+} + \text{C}_u \rightarrow \text{Z}_n + \text{C}_u^{2+}$  est impossible, cela veut dire que le cuivre ne peut donc céder des électrons à l'ion  $\text{Z}_n^{2+}$ .

## 1.2- Classification qualitative des couples $M^{n+} / M$



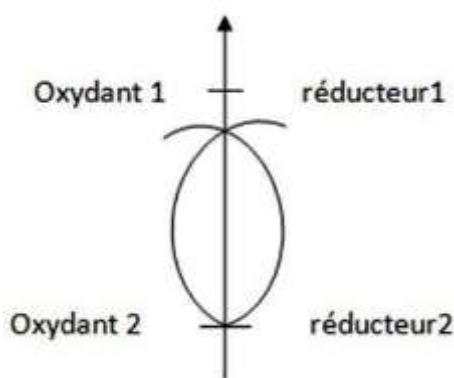
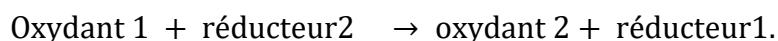
## 1.3- Utilisation de la classification : la règle de gamma

Entre deux couples réduction – oxydation oxydant 1/ réducteur 1 et oxydant 2/ réducteur 2, la seule réaction naturelle est celle de l'oxydant le plus fort sur le réducteur le plus fort.

La règle dite « du gamma » est un moyen de retrouver le sens naturel de la réaction entre deux couples oxydant 1/ réducteur 1 et oxydant 2/ réducteur 2.

L'oxydant le plus fort oxydant 1 réagit sur le réducteur le plus fort réducteur 2 pour donner le réducteur le plus faible réducteur 1 et l'oxydant le plus faible l'oxydant 2.

La réaction possible à donc pour équation :



### Exercice d'application :

- 1) Donner la définition des termes suivants :  
- Oxydation, réduction, oxydant, réducteur.
- 2) Ecrire le bilan de la réaction d'oxydoréduction entre les couples  $Z_n^{2+} / Zn$  et  $C_u^{2+} / C_u$  puis entre les couples  $A_g^+ / A_g$  et  $F_e^{2+} / F_e$
- 3) Choisir parmi les équations – bilans suivant, celle (s) qui correspond (ent) à des réactions naturelles d'oxydoréduction.
  - a)  $3C_u^{2+} + 2Al \rightarrow 2Al^{3+} + 3C_u$
  - b)  $Z_n^{2+} + C_u \rightarrow Zn + C_u^{2+}$
  - c)  $F_e + 2H_3O \rightarrow Fe^{2+} + H_2 + 2H_2O$
  - d)  $Pb + S_n^{2+} \rightarrow Pb^{2+} + Sn$

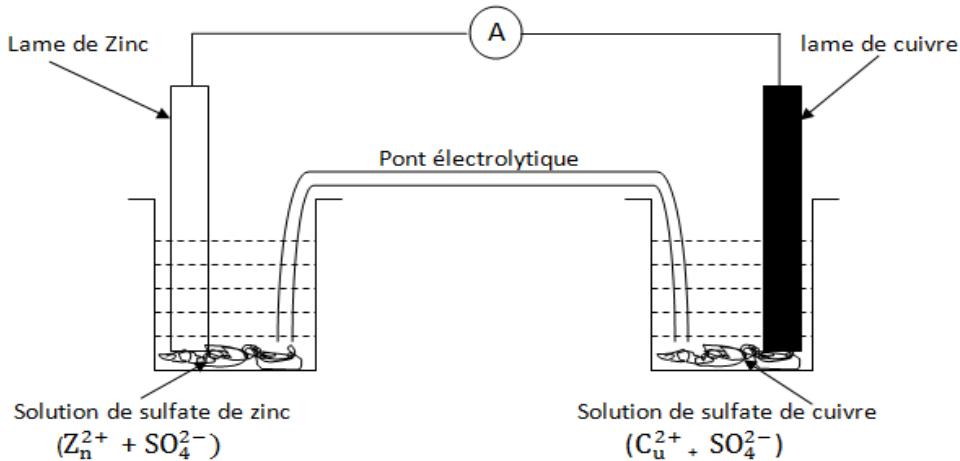
## Chapitre 7 : PILES ET POTENTIELS D'OXYDOREDUCTION

### 1- Etude d'une pile Zinc/ Cuivre ou pile Daniel

#### 1.1- Constitution :

On réalise un montant comprenant :

- Une lame de Cuivre bien décapée plongeant dans une solution de sulfate de Cuivre de concentration 1 mol/ l ;
- Une lame de Zinc bien décapée plongeant dans une solution de sulfate de Zinc de concentration 1 mol/ l ;
- Un pont salin ou pont électronique permettant le contact électrique entre les deux solutions.

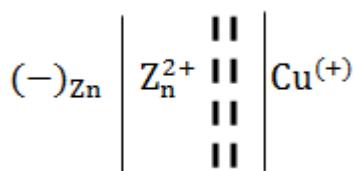


Un ampèremètre à zéro central montre que le courant circule (au sens conventionnel) dans le circuit extérieur de la lame de Cuivre vers la lame de Zinc.

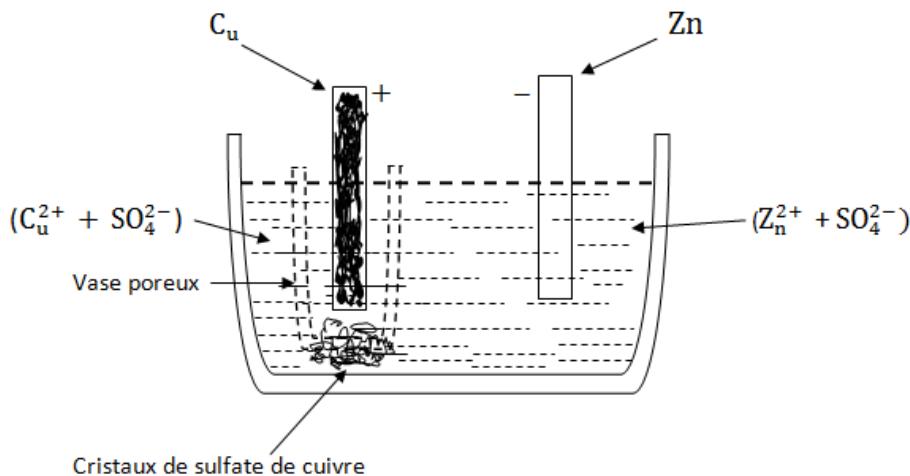
Il y a donc mouvement des électrons de la lame de Zinc vers la lame de Cuivre dans le circuit extérieur.

Ce dispositif constitue une pile dont le pôle positif est l'électrode de Cuivre et le pôle négatif est l'électrode de Zinc.

La pile ainsi constituée est représentée par le schéma conventionnel suivant :



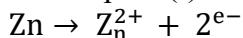
**Remarque :** dans la pile Daniel utilisée quelque fois au laboratoire, la continuité électrique est assurée par une paroi poreuse séparant les deux solutions.



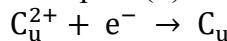
## 1.2- Fonctionnement

Les transformations se déroulant aux électrodes sont :

- Au pôle (-) électrode de Zinc, il y a oxydation :



- au pôle (+) électrode de cuivre, il y a réduction :



- On a le bilan :  $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Cu + Zn^{2+}$

Ce bilan apparaît comme celui d'une réaction réduction – oxydation entre les couples  $Zn^{2+} / Zn$  et  $Cu^{2+} / Cu$

### 1.1. Force électromotrice

La pile ainsi obtenue est caractérisée par une force électromotrice f. e. m qu'on peut mesurer en branchant à ses bornes un voltmètre de très bonne qualité.

On a:  $E_{Zn} / Cu = V_{Cu} - V_{Zn} = 1,08V$

## 2- Potentiel d'oxydo-réduction d'un couple

### 1.2. Electrode normal à hydrogène

Chaque couple oxydoréduction est caractérisé par une tension appelée potentiel d'oxydoréduction ou potentiel d'électrode.

Ce potentiel est mesuré par rapport à un couple  $H_3O^+ / H_2$

Dans cette demi – pile, l'électrode de référence est l'électrode normale à hydrogène réalisée dans certaines conditions (solution acide  $P^H = 0$  et de pression du  $H_2$  au dessus de la solution  $p = 1,013 \cdot 10^5$  pa (pression normale).

Par convention :  $E_{H_3O^+ / H_2}^{\circ} = 0$

### 1.3. Potentiel normal d'oxydoréduction

Le potentiel normal d'oxydoréduction du couple  $M^{n+} / M$  est le potentiel de l'électrode M utilisée dans les conditions standard, par rapport à l'ENH (l'électrode normale à hydrogène). On impose aux concentrations des ions métalliques en solution dont la valeur de  $[M^{n+}] = 1$  mol/ L.

Le potentiel normal est positif si le métal est moins réducteur que l'hydrogène et négatif si le métal est plus réducteur que l'hydrogène.

**Exemples :**  $E^{\circ} Cu^{2+} / Cu = 0,34 V$  ;  $E^{\circ} Ag^+ / Ag = 0,80 V$  ;  $E^{\circ} Fe^{2+} / Fe = 0,44 V$  ;  $E^{\circ} Al^{3+} / Al$

### 1.4. Potentiels normaux des couples oxydoréduction

Voir le tableau.

## Chapitre 8 : GENERALISATION DE L'OXYDATION

### 1- Nombre d'oxydation

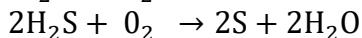
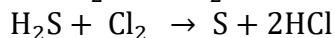
#### 1.1. Electronégativité

On appelle électronégativité d'un élément la mesure de son aptitude à attirer des électrons.

#### 1.2. Définition du nombre d'oxydation

Il existe des réactions d'oxydoréduction ou l'on ne voit pas apparaître des transferts d'électrons.

**Exemples :**  $C + O_2 \rightarrow CO_2$



Ces réactions, en général complexe, rendent difficile la recherche des oxydants et réducteurs.

Cette recherche est rendue facile par l'utilisation des nombres d'oxydation.

On appelle nombre d'oxydation (n.0 en abrégé) d'un élément dans une espèce chimique (ion, molécule) la charge de l'ion fictif obtenu en attribuant les électrons de liaison de l'élément le plus électronégatif de la (ou des) liaison (s).

Le nombre d'oxydation (n.0) est noté en chiffre romains.

#### 1.3. Règle d'attribution des nombres d'oxydation

##### a) Cas d'un corps simple

Dans tout corps simple, le n.0 de l'élément est nul.

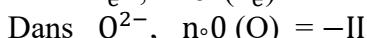
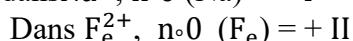
**Exemples :** pour  $H_2$ , n.0 = 0



##### b) Cas d'un ion simple

Le nombre de l'élément est égal à la valeur algébrique de la charge de l'ion.

**Exemples :** dans  $Na^+$ , n.0 (Na) = + I



##### c) Cas de l'oxygène dans les corps composés et les ions complexes

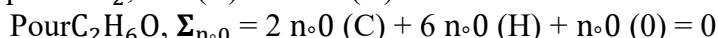
- Dans la plupart des composés moléculaires ou ions poly atomiques le n.0 de l'élément oxygène est généralement égale à - II.
- Dans la plupart des composés moléculaires ou ions poly atomiques, n.0 de l'élément hydrogène est généralement égal à + I.

##### d) Cas d'un élément dans un corps composé

La somme algébrique des n.0 des atomes constituant le corps composé est nulle

( $\Sigma_{n.0} = 0$ ).

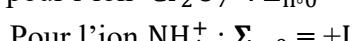
**Exemples :** pour  $CO_2$ , n.0 (C) + 2 n.0 (O) = 0



##### e) Cas d'un élément dans un ion poly atomique

Dans un ion poly atomique, la somme algébrique des n.0 de tous les atomes présents est égale à la valeur algébrique de la charge de l'ion.

**Exemples :** pour l'ion  $Cr_2O_7^{2-}$  :  $\Sigma_{n.0} = - II$



##### f) Application à la recherche des n.0

Déterminons le nombre d'oxydation du chrome (Cr) dans l'ion  $Cr_2O_7^{2-}$

Soit  $x$  le n.º de chrome dans l'ion  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

On a :  $\sum_{\text{n.º}} = -\text{II}$ .

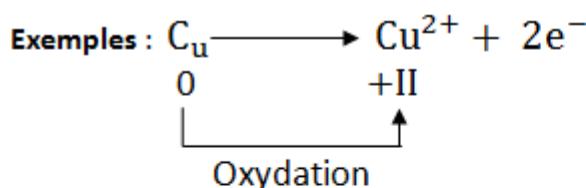
$$\sum_{\text{n.º}} = 2x + 7 \text{ n.º O} = 2x + 7 \cdot (-\text{II}) = -\text{II}$$

$$2x = -\text{II} - 7 \cdot (-\text{II}) = 12 \Rightarrow x = +\text{VI}$$

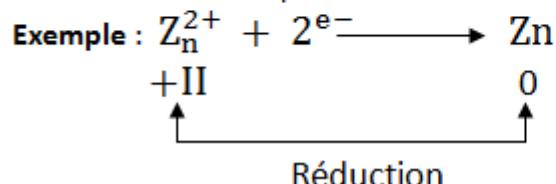
#### 1.4. Utilisation des nombres d'oxydation

##### a) Nouvelle définition de l'oxydation et de la réduction

- Une oxydation équivaut à une augmentation du nombre d'oxydation d'un élément.



- Une réduction équivaut à une diminution du nombre d'oxydation d'un élément.



##### b) Equilibre d'une équation d'oxydoréduction

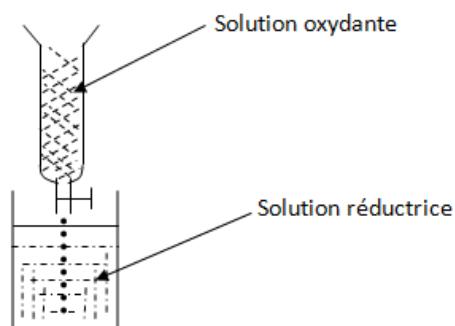
**Méthode :**

- Ecrire la réaction d'oxydation ;
- Ecrire la réaction de réduction ;
- Ecrire l'équation - bilan en tenant compte du fait que le nombre d'électrons captés par l'oxydant est égal au nombre d'électrons cédés par le réducteur.

##### c) Dosage par réaction d'oxydoréduction

Le but du dosage d'oxydoréduction est de déterminer la concentration molaire en oxydant d'une solution oxydante ou la concentration molaire en réducteur d'une solution réductrice.

##### Mode opératoire



- Dans le bêcher on verse un volume  $V_r$  d'une solution réductrice de concentration  $\text{Cr}$ .
- Dans la burette graduée on verse un volume  $V$  d'une solution oxydante de concentration  $C_o$ .

Le dosage nécessite une observation en équivalence pour cette oxydoréduction.

L'équivalence est obtenue lors que les réactifs ont été introduits dans proportions stoechiométriques de l'équation – bilan traduisant la réaction d'oxydoréduction. On détermine quelques fois l'équivalence par le changement du contenu du bécher.

## 2- Relation entre les molarités ou concentrations molaires volumique et les volumes des solutions mise en feu.

Si  $V_o$  est le volume de la solution oxydante de molarité  $C_o$  qui a réagi, alors le nombre de moles d'oxydant utilisé est :  $n_{\text{oxydant}} = n_{\text{ox}} = C_o V_o$

Soit  $n_o$  le nombre de moles d'électrons captés par une mole d'oxydant au cours de sa réduction complète ; le nombre de mole d'électron captés par  $n_{\text{ox}}$  moles d'électrons est de :

$$n_{\text{électrons captés}} = n_o C_o V_o$$

Si  $V_r$  est le volume de la solution réductrice utilisée et  $C_r$  sa concentration, alors le nombre moles de réducteur est :  $n_{\text{réducteur}} = C_r \cdot V_r$

Si chaque mole de réducteur cède  $n_r$  moles d'électrons, alors le nombre total de moles d'électrons cédés par  $n_{\text{réducteur}}$  moles de réducteur sera de :

$$n_{\text{électrons cédés}} = n_r C_r V_r$$

A l'équivalence, on a :  $n_{\text{électrons captés}} = n_{\text{électrons cédés}} \Leftrightarrow n_o C_o V_o = n_r C_r V_r$

**Exercice 1 :** l'ion permanganate  $\text{MnO}_4^-$ , en milieu acide ( $\text{H}^+$ ), oxyde ion fer II ( $\text{Fe}^{2+}$ ) à l'état d'ion fer III ( $\text{Fe}^{3+}$ ). Corrélativement, il est réduit à l'état d'ion manganeux  $\text{Mn}^{2+}$ .

- 1) Quels sont les couples réduction – oxydation mise en jeu ?
- 2) Ecrire les deux demi – équations réduction – oxydation mettant en évidence les électrons cédés et captés.
- 3) En déduire l'équation – bilan de la réaction d'oxydoréduction.

**Exercice 2 :**

- 1) Déterminer le nombre d'oxydation attribué au soufre dans les molécules et ions suivants :  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{HSO}_3^-$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$
- 2) Indiquer l'espèce chimique la plus réductrice.

**Exercice 3 :** Ecrire et équilibré les demi – équations électroniques d'oxydoréduction des couples suivants :

- 1)  $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$  ; 2)  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$  ; 3)  $\text{CH}_3\text{CHO} / \text{CH}_3\text{CHOH}$  ; 4)  $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{CHO}$  ; 5)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$  ; 6)  $\text{CO}_2 / \text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$  ; 7)  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} / \text{SO}_4^{2-}$

## **Bibliographie**

- Chimie Première S, Collection Eurin Gie, Hachette (Chimie)
- Physique Chimie Première S, Guy Fontaine, Collection Nathan
- Physique Chimie Première S, Annale Bordas

# CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS CHIMIQUES

→ **Periode**

## legende

Numéro atomique		Nom		Symbole (2)		Masse atomique en g.mol <sup>-1</sup> (1)	
4	Be	Boron	Beryllium				

Notes : (1) base sur le  $^{12}\text{C}$   
 (2) état physique du corps simple à 25°C et 1,013 bar

<b>I</b>	<b>H</b> Hydrogène	1 1,0		<b>He</b> hélium	2 4,0		
<b>II</b>	<b>Li</b> Lithium	3 6,9 4 9,0		<b>B</b> Boron	5 10,8 6 12,0	7 14,0 8 16,0 9 19,0	10 20,2
<b>III</b>	<b>Na</b> Sodium	11 23,0 12 24,3		<b>C</b> Carbone	13 27,0 14 28,1	15 31,0 16 32,1	17 35,5 18 39,9
<b>IV</b>	<b>K</b> Potassium	19 39,1 20 40,1	21 45,0 22 47,9 23 50,9 24 52,0 25 54,9 26 55,8 27 58,9 28 58,7 29 63,5 30 65,4	<b>N</b> Azote	<b>O</b> Oxygène	<b>F</b> Fluor	<b>Ne</b> Néon
<b>V</b>	<b>Rb</b> Rubidium	37 85,5 38 87,6 39 88,9 40 91,2 41 92,9 42 95,9 43 99	44 101,1	<b>Al</b> Aluminium	<b>Si</b> Silicium	<b>P</b> Phosphore	<b>Cl</b> Chlore
<b>VI</b>	<b>Cs</b> Césium	55 132,9 56 137,3 57 138,9 58 178,5 59 180,9 73 183,9 74 186,2	75 190,2 77 192,2 78 195,1	<b>Fe</b> Fer	<b>Co</b> Cobalt	<b>Ni</b> Nickel	<b>As</b> Arsenic
<b>VII</b>	<b>Fr</b> Rétium	87 223 88 226	88 226	<b>Mn</b> Manganèse	<b>Ti</b> Titanium	<b>Zn</b> Zinc	<b>Ge</b> Gérasium
	<b>Ra</b> Radium			<b>Cr</b> Chromium	<b>Ru</b> Ruthénium	<b>Ga</b> Gallium	<b>Se</b> Sélénium
	<b>Ra</b> Radium			<b>Mo</b> Molibdène	<b>Rh</b> Rhodium	<b>Ge</b> Gérasium	<b>Br</b> Bromure
	<b>Ra</b> Radium			<b>Tc</b> Tétrium	<b>Pd</b> Palladium	<b>In</b> Indium	<b>Kr</b> Krypton
	<b>Ra</b> Radium			<b>Y</b> Yttrium	<b>Ag</b> Argent	<b>Cd</b> Cadmium	<b>Te</b> Tellure
	<b>Ra</b> Radium			<b>Nb</b> Nbâkium	<b>Pt</b> Platine	<b>Sn</b> Stannum	<b>I</b> Iode
	<b>Ra</b> Radium			<b>Ta</b> Tantalum	<b>Au</b> Or	<b>Hg</b> Héryum	<b>Xe</b> Xénon
	<b>Ra</b> Radium			<b>W</b> Tungstène	<b>Ir</b> Iridium	<b>Pb</b> Plomb	<b>At</b> Atome
	<b>Ra</b> Radium			<b>Re</b> Rhenium	<b>Tl</b> Thallium	<b>Bi</b> Bismuth	<b>Rn</b> Rétium
	<b>Ra</b> Radium			<b>La</b> Lanthan	<b>Os</b> Osmium	<b>Po</b> Protium	
	<b>Ra</b> Radium			<b>Hf</b> Hafnium	<b>Ir</b> Iridium	<b>At</b> Atome	
	<b>Ra</b> Radium			<b>Ta</b> Tantalum	<b>Pt</b> Platine	<b>Fr</b> Fractium	
	<b>Ra</b> Radium			<b>W</b> Tungstène	<b>Am</b> Americium	<b>Fm</b> Fractium	
	<b>Ra</b> Radium			<b>Th</b> Thorium	<b>Bk</b> Berkélium	<b>Md</b> Méridium	
	<b>Ra</b> Radium			<b>Pa</b> Protactinium	<b>Cf</b> Californium	<b>No</b> Néodimium	
	<b>Ra</b> Radium			<b>U</b> Uranium	<b>Es</b> Einsteinium	<b>Fr</b> Fractium	
	<b>Ra</b> Radium			<b>Np</b> Néptunium	<b>Am</b> Americium	<b>Tm</b> Thorium	
	<b>Ra</b> Radium			<b>Pr</b> Protactinium	<b>Gd</b> Gadolinium	<b>Yb</b> Yttrium	
	<b>Ra</b> Radium			<b>Ce</b> Césium	<b>Tb</b> Thulium	<b>Lu</b> Lutécium	
	<b>Ra</b> Radium			<b>Pr</b> Protactinium	<b>Dy</b> Dysprosium		
	<b>Ra</b> Radium			<b>Nd</b> Néodyme	<b>Ho</b> Holmium		
	<b>Ra</b> Radium			<b>Sm</b> Samarium	<b>Er</b> Erbium		
	<b>Ra</b> Radium			<b>Eu</b> Europium	<b>Tm</b> Thulium		
	<b>Ra</b> Radium			<b>Gd</b> Gadolinium	<b>Y</b> Yttrium		
	<b>Ra</b> Radium			<b>Tb</b> Thulium	<b>Lu</b> Lutécium		
	<b>Ra</b> Radium			<b>Dy</b> Dysprosium	<b>Yb</b> Yttrium		
	<b>Ra</b> Radium			<b>Ho</b> Holmium	<b>Lu</b> Lutécium		
	<b>Ra</b> Radium			<b>Tm</b> Thulium	<b>Yb</b> Yttrium		
	<b>Ra</b> Radium			<b>Y</b> Yttrium	<b>Lu</b> Lutécium		

**Partenariat**  
Lycée Saint François Xavier  
Label 109



**Livret à ne pas vendre**

**Contact**  
[info@label109.org](mailto:info@label109.org)

Télécharger gratuitement les applications et livres numériques sur le site:  
<http://www.tchadeducationplus.org>

Mobile et WhatsApp: 0023566307383



Rejoignez le groupe: <https://www.facebook.com/groups/tchadeducationplus>