

LA RÉUSSITE



CHIMIE

Première C - D - E

Synthèse de cours et évaluations avec corrigés de chimie

Classification périodique - structure cristalline des métaux - étude des métaux - couple oxydant / réducteur - potentiel redox - électrolyse en solution aqueuse - analyse élémentaire - hydrocarbures saturés - hydrocarbures insaturés - composés oxygénés - amines - amides

Conformément au programme officiel en république du Congo

Auteur

PAUL YAMOUANGANA

Inspecteur délégué de l'Éducation

Tel : 00242 71 61 14 00 - 00242 71 61 14 01

Édition 2022

COMMENT ÉCRIRE UN RÉSULTAT ?

Objectifs :

Utiliser la notation scientifique, respecter le nombre de chiffres significatifs, donner l'ordre de grandeur et l'arrondi d'un résultat.

<p>1. Utiliser la notation scientifique :</p>	<p>La notation scientifique d'un nombre est sa forme $a \cdot 10^n$ avec $1 \leq a < 10$ et n un entier relatif.</p> <p><u>Exemple :</u> $1,50 \cdot 10^{-2}$; $5 \cdot 10^3$; $8,75 \cdot 10^{-6}$</p>
<p>2. Respecter le nombre de chiffres significatifs :</p>	<p>Les chiffres significatifs sont tous les chiffres d'un nombre sauf les zéros placés à gauche du premier chiffre non nul. Les zéros écrits à la fin d'un nombre sont significatifs.</p> <p><u>Exemple :</u> $0,67$: deux chiffres significatifs $67,0$: trois chiffres significatifs $1,50 \cdot 10^{-2}$: trois chiffres significatifs $5 \cdot 10^3$: un chiffres significatif</p> <p>Le résultat d'un calcul doit être exprimé avec le même nombre de chiffres significatifs que la donnée qui en compte le moins ou la moins précise.</p>
<p>3. Donner l'ordre de grandeur d'un résultat :</p>	<p>L'ordre de grandeur d'un nombre ($a \cdot 10^n$), est la puissance de 10 la plus proche :</p> <ul style="list-style-type: none">• Si $a < 5$ ordre de grandeur : 10^n• Si $a \geq 5$ ordre de grandeur : 10^{n+1}
<p>4. Donner l'arrondi d'un résultat</p>	<p>L'arrondi d'un résultat prend en compte la précision et la valeur du dernier chiffre significatif, qui peut-être : < 5 ou ≥ 5.</p> <p><u>Exemple :</u> Pour le nombre 7,8746, l'arrondi correspondant :</p> <ul style="list-style-type: none">- Au millième près : 7,875- Au centième près : 7,87- Au dixième près : 7,9- A l'unité près : 8

AVANT PROPOS

- ❖ *Soucieux de l'amélioration des résultats en Sciences physiques en particulier et aux examens d'Etat en général, notre modeste contribution est de mettre à la disposition des élèves des classes de Premières scientifiques, un outil à usage simple et conforme au programme de CHIMIE en vigueur en République du CONGO.*
- ❖ *Nos précédentes publications portant sur les «PREPA BAC des classes de Ter C/D », les suggestions et préoccupations des utilisateurs, ont conduit à la prise en compte des compétences exigibles dans les classes de Premières Scientifiques, pour une meilleure préparation au Baccalauréat. Nos efforts ont été orientés dans le seul but de favoriser une préparation progressive et méthodique du futur candidat, aux différentes évaluations préparatoires de Chimie, prévues pendant l'année - scolaire.*
- ❖ *Intitulé « REUSSITE en CHIMIE », ce manuel contient pour les différents chapitres :*
 - *Une synthèse du cours ;*
 - *Une évaluation suivie d'un corrigé bien détaillé ;*
 - *Des tableaux comparatifs de certaines études pouvant être l'objet de confusion ;*
 - *Des consignes pour écrire convenablement les résultats d'un calcul.*

NB : La perfection étant une divinité, vos critiques et suggestions sont les bienvenues.

L'auteur

MAKO SSO
Christian
WELCOME

SOMMAIRE

❖ Comment écrire un résultat ?	2
❖ Avant-Propos :	3
❖ Sommaire :	4
❖ MODULE I : STRUCTURE DE LA MATIERE	5
• Classification périodique des éléments :	9
Evaluations/ Corrigés :	14
• Structure cristalline des métaux :	16
Evaluations/ Corrigés :	16
❖ MODULE II : REACTION CHIMIQUE	20
• Etude cristalline des métaux :	23
• Tableau d'avancement d'une réaction chimique :	24
Evaluations/ Corrigés :	30
• Couples oxydant/ réducteur et potentiel rédox :	33
Evaluations/ Corrigés :	36
• Electrolyse des solutions ioniques aqueuses :	39
Evaluations/ Corrigés :	39
❖ MODULE III : CHIMIE ORGANIQUE	43
• Analyse élémentaire d'un composé organique :	45
Evaluations/ Corrigés :	48
• Hydrocarbures saturés : les alcanes :	50
Evaluations/ Corrigés :	54
• Hydrocarbures insaturés : Les alcènes et les alcynes :	57
Evaluations/ Corrigés :	61
• Les composés oxygénés à un atome d'oxygène :	64
Evaluations/ Corrigés :	67
• Les composés oxygénés à deux atomes d'oxygène :	68
• Le glucose :	69
• Les amines et amides :	71
• NOMMENCLATURE EN CHIMIE ORGANIQUE :	71

Chapitre 1 : LE TABLEAU PERIODIQUE

1- Présentation du tableau périodique :

Constitué de 7 lignes et de 18 colonnes, le tableau périodique renferme 118 éléments chimiques classés suivant 3 critères :

- Horizontalement par numéro atomique (Z) croissant.
- Dans la même ligne ou période, les éléments possèdent le même nombre de couches électroniques utilisées.
- Dans la même colonne ou famille, les éléments possèdent le même nombre d'électrons externes.

PERIODE	1 ^{ère} colonne	2 ^e colonne											13 ^e colonne	14 ^e colonne	15 ^e colonne	16 ^e colonne	17 ^e colonne	18 ^e colonne
I	1 H																	2 He
II	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
III	11 Na	12 Mg	3 ^{ème} colonne	4 ^{ème} colonne	5 ^{ème} colonne	6 ^{ème} colonne	7 ^{ème} colonne	8 ^{ème} colonne	9 ^{ème} colonne	10 ^{ème} colonne	11 ^{ème} colonne	12 ^{ème} colonne	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
IV	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
V	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
VI	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
VII	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104	105													

Lanthanoïdes (Z=58 à Z=71)	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Actinoïdes : (Z=90 à Z=103)	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw

2- Les différentes familles et leurs propriétés chimiques :

Les éléments disposés dans une même colonne possèdent les mêmes propriétés chimiques et constituent une famille chimique.

Exemple :

Familles	Alcalins	Azotides	Sulfurides	Halogènes	Gaz nobles
Numéro de la colonne	1	15	16	17	18
Quelques éléments	Li, Na, K	N, P	O, S	F, Cl, Br	He, Ne, Ar
Nombre d'électrons externes	1	5	6	7	8

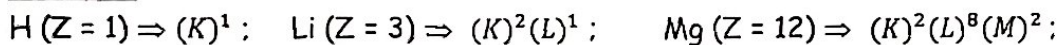
3- Relation entre structure électronique et classification périodique :

a- Formule électronique d'un élément chimique :

Les électrons se répartissent sur les couches électroniques (K ; L ; M ; ...) et chaque couche renferme un nombre limité d'électrons ; La n^{ème} couche ne peut contenir plus de $2n^2$ électrons.

La formule électronique décrit la répartition des électrons dans les différentes couches.

Exemples :



b- Position de l'élément dans la classification périodique :

Dans la classification périodique, la position de l'élément chimique est donnée par :

- Le numéro de la période, qui correspond au nombre de couches électroniques utilisées ;
- Le numéro de la colonne, qui correspond au nombre d'électrons externes, augmenté de 10 si la couche renferme 3 à 8 électrons.

Exemple :

Symbole et nom de l'atome	Z	Formule électronique	Electrons externes	Position dans la classification
Mg (magnésium)	12	$K^2L^8M^2$	2	Période 3, colonne 2
Al (aluminium)	13	$K^2L^8M^3$	3	Période 3, colonne 13
F (fluor)	9	K^2L^7	7	Période 2, colonne 17
Ar (argon)	18	$K^2L^8M^8$	8	Période 3, colonne 18
K (potassium)	19	$K^2L^8M^8N^1$	1	Période 4, colonne 1

c- Formation d'ions monoatomiques :

Pour obtenir sa stabilité, l'atome peut perdre ou gagner un ou plusieurs électrons et se transformer en ion possédant un octet électronique (8 électrons externes) ou un duet électronique (2 électrons externes).

- Les atomes des colonnes 1, 2 et 13, peuvent perdre leurs électrons externes pour donner des ions positifs ou cations : X^+ ; X^{2+} et X^{3+} .
- Les atomes des colonnes 15, 16 et 17, peuvent capter des électrons pour donner des ions négatifs ou anions : X^{3-} ; X^{2-} et X^- .

Exemple :

- Li (Z = 3) : $K^2L^1 \xrightarrow{-1e^-} Li^+$: Formule électronique : K^2 (duet électronique)
- Na (Z = 11) : $K^2L^8M^1 \xrightarrow{-1e^-} Na^+$: Formule électronique : K^2L^8 (octet électronique)
- Al (Z = 13) : $K^2L^8M^3 \xrightarrow{-3e^-} Al^{3+}$: Formule électronique : K^2L^8 (octet électronique)
- Cl (Z = 17) : $K^2L^8M^7 \xrightarrow{+1e^-} Cl^-$: Formule électronique : $K^2L^8M^8$ (octet électronique)

d- Formation des liaisons covalentes :

Le nombre d'électrons de valence d'un atome correspond au nombre de charges de l'ion monoatomique de cet atome.

Exemple :

Ions	Nombre de charges	Nombre de liaisons Covalentes	Exemples (atomes)
X^+ ou X^-	1	1	H, Na, Cl
X^{2+} ou X^{2-}	2	2	O, Mg, S
X^{3+} ou X^{3-}	3	3	N, Al

RAPPEL SUR LES NOMBRES QUANTIQUES ET SOUS COUCHES ELECTRONIQUES :

- Le nombre quantique principal n , indique le numéro de la couche ou du niveau d'énergie dans lequel se trouve l'électron.
- Le nombre quantique secondaire l , indique les sous - couches présentes dans la couche n . Il prend toutes les valeurs entières de l'intervalle $0 \leq l \leq n - 1$.

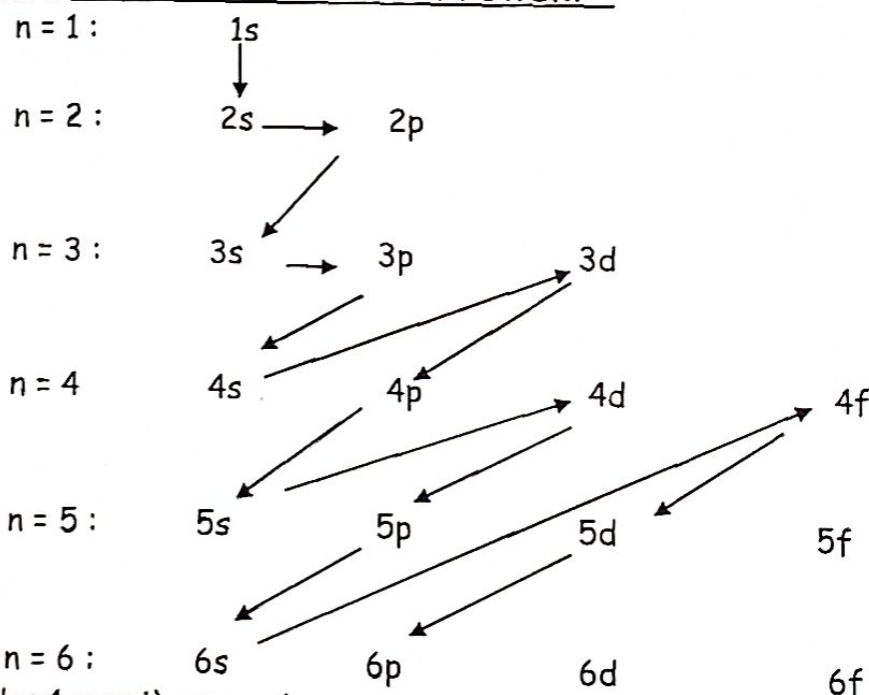
couche	Numéro n de la couche	Valeurs de l et sous couches correspondantes
K	$n = 1$	$l = 0$: sous couche (s)
L	$n = 2$	$l = 0$: sous couche (s) $l = 1$: sous couche (p)
M	$n = 3$	$l = 0$: sous couche (s) $l = 1$: sous couche (p) $l = 2$: sous couche (d)

- Le nombre quantique magnétique m , indique le nombre de cases quantiques contenues dans chaque sous couche ; il prend toutes les valeurs entières de l'intervalle $-l \leq m \leq +l$.

Sous couche	Valeur de m $-l \leq m \leq +l$	Nombre de cases quantiques
$l = 0$: (s)	$m = 0$	1 case
$l = 1$: (p)	$m = -1 ; 0 ; 1$	3 cases
$l = 2$: (d)	$m = -2 ; -1 ; 0 ; 1 ; 2$	5 cases

- Le spin s , indique l'orientation de l'électron dans la case ; il prend les valeurs $+\frac{1}{2}$ et $-\frac{1}{2}$. Donc une case quantique ne peut contenir au maximum que 2 électrons.

3- Règle de remplissage des sous - couches de KLECHKOWSKY :



EVALUATION : "CLASSIFICATION PERIODIQUE "

1- Questions à choix multiples :

Choisis la bonne réponse qui correspond à chacune des affirmations suivantes.

Exemple : 1.1 = b

- 1.1- Dans la classification périodique, les éléments d'une même famille ont : (a)- même nombre d'électrons ; (b)- même nombre de couches électroniques ; (c)- même nombre d'électrons périphériques.
- 1.2- Le nombre de couches électroniques d'un élément permet de connaître : (a)- le numéro de la colonne ; (b)- le numéro de la période ; (c)- le numéro atomique de l'élément.
- 1.3- Un élément de formule électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ occupe : (a)- la 13^{ème} colonne et la 4^{ème} période ; (b)- la 3^{ème} période et la 16^{ème} colonne ; (c)- la 3^{ème} période et la 14^{ème} colonne.
- 1.4- Un élément occupant la 1^{ère} période et la 1^{ère} colonne, possède : (a)- deux électrons ; (b)- deux couches électronique ; (c)- son numéro atomique est $Z = 1$.

2- Appariement :

Relie un élément question de la colonne A à un élément réponse de la colonne B.

Exemple : A5 = B5.

Colonne A	Colonne B
A1 : $K^2 L^8 M^7$	B1 : Alcalin
A2 : $K^2 L^3$	B2 : 2 ^{ème} colonne et 3 ^{ème} période
A3 : $K^2 L^1$	B3 : Halogène
A4 : $K^2 L^8 M^2$	B4 : 2 ^{ème} période et 13 ^{ème} colonne

Exercice 1 :

En utilisant les sous - couches électroniques, on donne la structure électronique externe d'un élément chimique : $4s^2$.

- 1- Ecris la formule électronique complète de cet élément.
- 2- Donne sa place dans le tableau périodique.
- 3- Déduire sa valence.
- 4- Pour satisfaire la règle du duet ou de l'octet électronique, quel type d'ion peut - il donner ? Justifie ta réponse.

Exercice 2 :

Soient deux nombres quantiques secondaires l_1 et l_2 ($l_2 < l_1$) dont l'un est le tiers de l'autre.

- 1- Détermine ces deux nombres sachant que leur différence donne 2.
- 2- Soit l_3 , un autre nombre quantique définit tel que : $l_3 = l_1 - 3$. Déduire la valeur de l_3 .
- 3- Le dernier électron d'un élément chimique X est caractérisé par les nombres quantiques suivants : $n = 4 + l_3$; l_3 ; $m = 0$ et $s = +\frac{1}{2}$.
Ecrire la formule électronique de X.

Exercice 3 :

La structure électronique d'un élément chimique se termine en $4s^23d^6$.

- Ecris sa structure électronique complète et identifie-le.
- Place cet élément dans le tableau périodique.
- Ecris une équation de transformation de cet élément en ion et en déduire la valence de cet atome.

On donne : $_{13}\text{Al}$; $_{26}\text{Fe}$; $_{29}\text{Cu}$; $_{30}\text{Zn}$.

Exercice 4 :

Les noyaux des atomes de l'élément X ont pour charge $q = 2,4 \cdot 10^{-16} \text{C}$.

- Quelle est la position de cet élément dans le tableau périodique ?
- Quelle est la structure électronique de l'ion X^{-3} de l'atome de cet élément ? En déduire sa valence.
- Cet élément naturel est composé de deux isotopes X_1 et X_2 . Le noyau d'un nucléide X_2 contient un nombre de protons inférieur d'une unité au nombre de neutrons qu'il a, tandis que le nucléide X_1 contient un même nombre de protons et de neutrons.

Donner les représentations de chaque isotope.

On donne : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$

Exercice 5 :

La configuration électronique externe d'un atome est : $5s^24d^{10}5p^3$.

- Situer le dans le tableau périodique et préciser le nombre d'électrons célibataires.
- Ecris la formule électronique complète de cet atome et en déduire le nombre de protons que contient son noyau.
- Quelle est alors la charge du noyau de cet atome ?

Exercice 6 :

Le modèle de Lewis d'un élément chimique X est donné par $\overline{|\text{X}|}$.

- A quelle famille d'éléments chimiques appartient l'élément X.
- Sachant que la masse du noyau de X est $m = 1,336 \cdot 10^{-25} \text{kg}$ et qu'il contient 10 neutrons de plus que de protons.
 - Calculer Z.
 - Donner sa place dans le tableau périodique.

On donne : $m_p = m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{kg}$.

Exercice 7 :

Le noyau d'un atome X_1 a pour charge $Q = 2,56 \cdot 10^{-18} \text{C}$. Son nombre de protons a une unité de moins que son nombre de neutrons.

- Donner la composition du noyau d'un élément dont le nombre de protons est le tiers du nombre de masse de l'élément précédent et le nombre de neutron excède d'une unité son nombre d'électrons.
 - Donne le symbole de l'élément X_1 .
- Quelle est sa position dans le tableau périodique ?
 - Calculer la charge de son ion.

Exercice 8 :

On donne la structure électronique externe d'un atome : $4s^2 3d^6$

- Identifie cet élément.
- Calculer la masse de son noyau ainsi que celle de son atome. Conclure.

On donne : ${}^{27}_{13}\text{Al}$; ${}^{40}_{20}\text{Ca}$; ${}^{56}_{26}\text{Fe}$; ${}^{63}_{29}\text{Cu}$

Exercice 9:

Le dernier électron de la couche externe d'un élément X est caractérisé par les nombres quantiques suivants : $n = 4$; $l = 0$; $m = 0$ et $s = -\frac{1}{2}$.

- Repérer cet élément parmi les éléments suivants : ${}^{24}_{12}\text{Mg}$; ${}^{39}_{19}\text{K}$; ${}^{40}_{20}\text{Ca}$; ${}^{70}_{31}\text{Ga}$.
- En déduire son groupe, sa période et sa valence.
- Quelle est la charge du noyau de l'atome ?
- Quelle est la masse d'un atome de cet élément.

On donne : $e = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$; $m_{(\text{nucléon})} = m_n = 1,67 \cdot 10^{-27}\text{kg}$

Exercice 10:

$3,61 \cdot 10^{-20}\text{g}$ d'un élément chimique X contient 620 atomes. Le noyau de cet atome contient $(N - 1)$ protons.

- Après avoir déterminé les nombres de nucléons et de protons, donner sa structure électronique et nommer cet élément.
- Préciser pour cet élément : la période, le groupe, la famille et la valence.
- L'atome X se transforme en un ion porteur d'une charge négative et tend à acquérir la structure du gaz noble qui lui est proche. Donner la structure électronique de ce gaz puis préciser son nom.

CORRIGE : LA CLASSIFICATION PERIODIQUE

1- Questions à choix multiples :

1.1 = c ; 1.2 = b ; 1.3 = b ; 1.4 = c

2- Appariement :

A1 = B3 ; A2 = B4 ; A3 = B1 ; A4 = B2

Solution 1 :

1- Formule électronique complète : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ou $K^2 L^8 M^8 N^2$

2- Place dans la classification périodique :

- 4 couches électroniques \Rightarrow 4^e période

- 2 électrons externes \Rightarrow 2^e colonne

3- Valence : 2

4- Pour satisfaire la règle de l'octet, cet atome doit perdre ses 2 électrons externes pour se transformer en ion positif de la forme X^{2+} et de formule électronique : $K^2 L^8 M^8$.

Solution 2 :

1- Valeurs de l_1 et l_2 pour $l_2 < l_1$: or $\begin{cases} l_2 = \frac{l_1}{3} \Rightarrow l_1 = 3l_2 \\ l_1 - l_2 = 2 \end{cases} \Rightarrow l_2 = 1 \text{ et } l_1 = 3$

2- Valeur de l_3 : $l_3 = l_1 - 3 \Rightarrow l_3 = 0$

3- Pour le dernier électron est caractérisé par les nombres quantiques :

$n = 4 + l_3 \Rightarrow n = 4$; $l_3 = 0 \Rightarrow$ sous couche (s) ; $m = 0 \Rightarrow$ 1 case et $s = +\frac{1}{2} \Rightarrow$ 1 électron externe

D'où la formule électronique de l'atome de cet élément : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Solution 3 :

a- Formule électronique complète : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Identification : $Z = 26$ il s'agit donc de l'élément fer (Fe).

b- Place dans le tableau périodique :

- 4 couches \Rightarrow 4^e période ;

- 8 électrons dans la couche externe (non saturée) \Rightarrow 8^e colonne ou groupe VIII_B.

c- Equation de transformation de l'atome en ion : $Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$

- Valence : 2 (nombre de charge de l'ion)

Solution 4 :

1- Position de l'élément dans le tableau périodique :

- Nombre d'électrons : $Z = \frac{q}{e} = \frac{2,4 \cdot 10^{-18}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 15$

- Formule électronique de l'atome : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

- Position dans le tableau périodique :

3 couches \Rightarrow 3^e période ; 5 électrons externes \Rightarrow 15^e colonne

2- Structure électronique de l'ion X^{-3} de cet atome :

La formation de l'ion X^{-3} montre que l'atome a perdu 3 électrons externes, pour satisfaire la règle du duet électronique.

Formule électronique de l'ion : X^{-3} (12 électrons) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

3- Représentation de chaque isotope :

- Isotope X_1 : nombre de protons ($Z = 15$) est égal au nombre de neutrons ($N = 15$) : $\Rightarrow {}^{30}_{15}X_1$

- Isotope X_2 : nombre de protons ($Z = 15$) ; nombre de neutron : $N = Z + 1 = 16$: $\Rightarrow {}^{31}_{15}X_2$

Solution 5 :

1)- Place dans le tableau périodique : 5^{ème} Période et 15^{ème} colonne.

Nombre d'électrons célibataires : $5p^3 \Rightarrow 3$ électrons célibataires.

2)- Formule électronique complète de l'atome : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$

Nombre de protons présents dans le noyau de l'atome : $Z = 51$

3)- Charge du noyau : $q = +Ze = +51 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 8,16 \cdot 10^{-18} C$

Solution 6 :

1)- Cet élément appartient à la famille des halogènes car sa couche externe renferme 7 électrons.

2)- a)- Valeur de de Z :

- Nombre de nucléons A : $A = \frac{m}{m_p} = \frac{1,336 \cdot 10^{-25}}{1,67 \cdot 10^{-27}} = 80$

- Nombre de protons Z : or $A = Z + N$ et $N = Z + 10 \Rightarrow A = 2Z + 10 \Rightarrow Z = \frac{A-10}{2} = 35$

b)- Place de X dans la classification :

- Formule électronique de X : $Z = 35 : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

- 4 couches \Rightarrow 4^{ème} période ; 17 électrons externes \Rightarrow 7^{ème} colonne.

Solution 7 :

1)- a)- Composition du noyau :

- Nombre de protons : $Z = \frac{Q}{e} = \frac{2,56 \cdot 10^{-18}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 16$

- Nombre de neutrons : $N = Z + 1 = 17$

b)- L'élément dont $Z = 16$, est le soufre de symbole : S

2)- a)- Position dans la classification :

- Formule électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$: 3 couches \Rightarrow 3^{ème} période ; 6 électrons externes : 6^{ème} colonne.

b)- Pour saturer sa couche externe, l'atome doit capter 2 électrons \Rightarrow Ion : S^{2-}

- Charge de l'ion : $q = -2e = -3,2 \cdot 10^{-19} C$

Solution 9 :

1)- Cet électron appartient à la 4^{ème} couche, dans la sous - couche s ($l = 0$) et la seconde place ($s = -\frac{1}{2}$) de l'unique case quantique ($m = 0$) \Rightarrow couche externe : ... $4s^2$.

Donc cet élément est : ${}_{20}^{40}Ca$

2)- Groupe : II ; 4^{ème} période et valence 2 :

3)- Charge du noyau : $Q = +Ze = +20 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 3,2 \cdot 10^{-18} C$

4)- Masse de l'atome : $m = A \cdot m_n = 40 \cdot 1,67 \cdot 10^{-27} = 6,68 \cdot 10^{-26} kg$

I- Structure cristalline des métaux :

1- Qu'est - ce qu'un cristal ?

Le cristal est un solide dont les atomes se répartissent périodiquement dans l'espace.
La structure cristalline d'un solide, décrit donc l'empilement régulier de ses atomes dans l'espace.

2- Qu'est - ce qu'une maille ?

La maille est la plus petite représentation géométrique qui se répète périodiquement en un grand nombre de fois dans tout le cristal.

3- Les caractéristiques d'une maille :

Une maille est caractérisée par :

- Le motif (N) qui est le nombre total d'atomes constituant la maille.
- La coordinence d'un atome qui est le nombre des voisins les plus proches et situés à égale distance.
- Le volume réel occupé par les atomes dans une maille, qui est donné par la relation :
 $V_r = N \cdot V_{at}$ avec $V_{at} = \frac{4}{3} \pi R^3$ volume de l'atome; N : motif et R : rayon de l'atome.
- La compacité (C) qui est le taux d'occupation des atomes dans la maille.
 $C = \frac{V_r}{V_m} = \frac{N \cdot V_{at}}{V_m}$ avec V_{at} : volume de l'atome et V_m : volume de la maille.
- La masse volumique de la maille qui correspond au rapport entre la masse réelle des atomes présents et le volume V_m de la maille.

$$\rho_m = \frac{N \cdot m_{at}}{V_m} \text{ avec } m_{at} = \frac{M_{at}}{N_A} \text{ d'où } \rho = \frac{N \cdot M_{at}}{N_A \cdot V_m}$$

avec M_{at} : masse molaire atomique ($g \cdot mol^{-1}$); N : motif et $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} mol^{-1}$

4- Les types de mailles d'un cristal :

Il existe sept (7) différents types de mailles :

- (1) Le cubique ; (2) L'hexagonal ; (3) Le tétragonal ou quadratique ; (4) Le trigonal ou rhomboédrique ;
(5) L'orthorhombique ; (6) Le monoclinique et (7) Le triclinique.

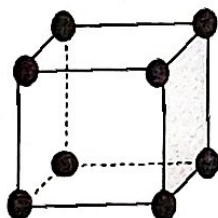
5- Etude des mailles cubiques :

On distingue trois sortes de mailles cubiques : la maille cubique simple (CS), la maille cubique centrée (CC) et la maille cubique à faces centrées (CFC).

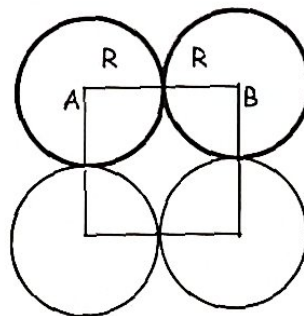
a- La maille cubique simple (CS):

Les 8 sommets du cube sont occupés chacun par un atome qui constitue un nœud du réseau cristallin.

Représentation :



Doc 1 :



Doc 2 :

- Motif (N) de la maille C.S:
Chaque atome du sommet compte pour $\frac{1}{8} \Rightarrow N = 8 \cdot \frac{1}{8} \Rightarrow N = 1$
- La coordinence : 6
- La compacité de la maille C.S: Relation entre R et a : (doc. 2) : $AB = a = 2R$

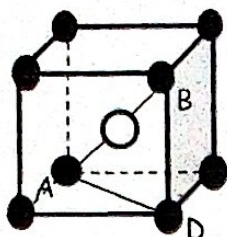
$$C = \frac{N \cdot V_{at}}{V_m} \text{ avec } N = 1; V_{at} = \frac{4}{3} \pi R^3 \text{ et } V_m = a^3 = 8 \cdot R^3 \Rightarrow C = \frac{\pi}{6} = 0,52 \text{ soit } C = 52\%$$

b- Maille cubique centrée (C.C) :

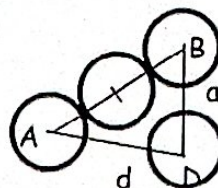
8 atomes occupent les sommets de la maille et 1 atome occupe le centre du cube.

Représentation :

Doc. 1



Doc. 2



$$AB = 4R; BD = a \text{ et } AD = d = a\sqrt{2} \quad (1)$$

- Motif (N) de la maille C.C :

L'atome du centre compte pour 1 et chaque atome de sommet compte pour $\frac{1}{8} \Rightarrow N = 8 \cdot \frac{1}{8} + 1 = 2$

- La coordinence : 8

- Compacité de La maille C.C :

Relation entre l'arrête (a) et le rayon (R) de l'atome : (Doc. 2) :

$$AB^2 = BD^2 + AD^2 \Rightarrow (4R)^2 = a^2 + d^2 = a^2 + (a\sqrt{2})^2 \Rightarrow 16R^2 = 3a^2 \Rightarrow R = a \frac{\sqrt{3}}{4}$$

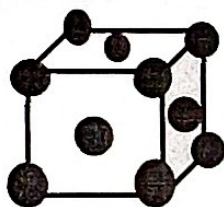
$$\Rightarrow C = \frac{N \cdot V_{at}}{V_m} \text{ pour } N = 2; V_{at} = \frac{4}{3} \pi R^3 = \left(\frac{4}{3}\right) \pi \left(\frac{\sqrt{3}}{4} a\right)^3 \Rightarrow N \cdot V_{at} = \frac{\pi\sqrt{3}}{8} a^3 \text{ et } V_m = a^3$$

$$D'où C = \frac{\pi\sqrt{3}}{8} = 0,68 \text{ soit } C = 68 \%$$

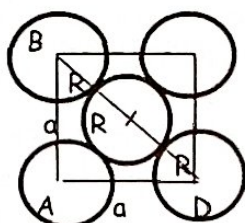
c- Maille cubique à faces centrée (C.F.C) :

Aux 8 atomes des sommets s'ajoutent 6 atomes au centre de chaque face du cube.

Représentation :



Doc 1 :



Doc 2 :

- Motif (N) de la maille C.F.C :

L'atome de sommet compte pour $\frac{1}{8}$ et l'atome central de chaque face compte pour $\frac{1}{2}$.

$$D'où : N = 8 \cdot \frac{1}{8} + 6 \cdot \frac{1}{2} \Rightarrow N = 1 + 3 = 4$$

- La coordinence : 12

- La compacité de la maille C.F.C :

Relation entre l'arrête (a) et le rayon R de l'atome : (Doc. 2)

$$BD^2 = AB^2 + AD^2 \Rightarrow (4R)^2 = a^2 + a^2 = 2a^2 \Rightarrow 16R^2 = 2a^2 \Rightarrow R = \frac{a\sqrt{2}}{4}$$

$$C = \frac{N \cdot V_{at}}{V_m} \text{ avec } N = 4; V_{at} = \frac{4}{3} \pi R^3 = \left(\frac{4}{3}\right) \pi \left(\frac{\sqrt{2}}{4} a\right)^3 \Rightarrow V_r = N \cdot V_{at} = \frac{\pi\sqrt{2}}{6} a^3 \text{ et } V_m = a^3$$

$$D'où C = \frac{\pi\sqrt{2}}{6} = 0,74 \text{ soit } C = 74 \%$$

TABLEAU SYNTHÈSE SUR LES CARACTÉRISTIQUES DES MAILLES CUBIQUES

Types de mailles	Nombre et position des atomes dans la maille	Motif ou population (N) de la maille	Relation entre arête (a) et rayon (R) de l'atome	Compacité ou taux d'occupation $C = \frac{V_{occupé}}{V_{maille}}$ $V_{at} = N \frac{4}{3} \pi R^3$ $V_m = a^3$	Coordinnence d'un atome ou nombre de voisins les plus proches situés à égale distance
Cubique simple (C.S)	*8 atomes de sommet (1/8)	$N = 8 \cdot \left(\frac{1}{8}\right) = 1$	$a = 2R$	$C = \frac{\pi}{6}$ $C = 52\%$	6
Cubique centrée (C.C)	*8 atomes de sommet (1/8) *1 atome central (1)	$N = 8 \cdot \left(\frac{1}{8}\right) + 1$ $N = 1 + 1 = 2$	$a = \frac{4R}{\sqrt{3}}$	$C = \frac{\pi\sqrt{3}}{8}$ $C = 68\%$	8
Cubique à faces centrées (C.F.C)	*8 atomes de sommet (1/8) *6 atomes Faciaux (1/2)	$N = 8 \cdot \left(\frac{1}{8}\right) + 6 \cdot \left(\frac{1}{2}\right)$ $N = 1 + 3 = 4$	$a = \frac{4R}{\sqrt{2}}$	$C = \frac{\pi\sqrt{2}}{6}$ $C = 74\%$	12

II- Caractéristiques des alliages :

1- Qu'est - ce qu'un alliage métallique ?

Un alliage est un produit métallique obtenu par « incorporation » d'un ou de plusieurs éléments (métalliques ou non) dans le réseau cristallin d'un métal.

Exemple :

L'acier : alliage de fer et de carbone (de 0,1 à 1% de carbone)

La fonte : alliage de fer et de carbone (de 2 à 5% de carbone)

Le bronze : alliage de cuivre et d'étain (de 5 à 20% d'étain)

Le laiton : alliage de cuivre de zinc (de 10 à 40% de zinc)

L'Inox : alliage de fer, du chrome et du nickel.

2- Types d'alliages métalliques :

Il existe deux types d'alliages métalliques :

- Les alliages métalliques de substitution :
Dans le réseau cristallin de l'alliage, certains atomes du métal sont remplacés par des atomes d'autres éléments métalliques ou non.
- Les alliages métalliques d'insertion :
Dans le réseau cristallin de l'alliage, on insert les éléments d'autres atomes de plus petite taille.

3- Propriétés des alliages métalliques :

En général, les propriétés physiques des alliages sont considérablement meilleures par rapport à celles des éléments constitutifs.

EVALUATION : STRUCTURE CRISTALLINE DES METAUX

1- Questions à choix multiples :

Choisis la bonne réponse correspondant à chacune des affirmations. Exemple : 1-5 = b

- 1-1 La maille cubique simple, possède : a)- 8 atomes de sommets et 1 atome central ;
b)- 8 atomes de sommets et 6 atomes faciaux ; c)- 8 atomes de sommet.
- 1-2 La maille cubique centrée possède : a)- 8 atomes de sommet et 1 atome central ;
b)- 8 atomes de sommet et 1 atome facial ; c)- 8 atomes de sommet.
- 1-3 La maille cubique à faces centrées possède : a)- 8 atomes de sommets et 1 atome de centre ; b)- 8 atomes de sommet et 6 atomes faciaux ; c)- 8 atomes de sommets.

2- Question à réponse construite :

Donne la différence entre :

La compacité d'une maille et la coordinance d'un atome dans une maille.

3- Questions à alternative vrai ou faux :

Répond par vrai ou faux à chacune des affirmations suivantes : Exemple : 3.5 = faux.

- 3.1 Le nombre des voisins les plus proches d'un atome dans une maille, est appelé motif.
- 3.2 Dans une maille cubique à faces centrées, son motif est égale à 4.
- 3.3 L'atome occupant le sommet d'une maille compte pour $\frac{1}{8}$.
- 3.4 La compacité d'une maille cubique simple est $C = \frac{\pi\sqrt{3}}{8}$.

Exercice 1 :

Les nombres quantiques du dernier électron d'un élément sont : $n = 3$; $l = 1$; $m = -1$; $s = \frac{1}{2}$.

- 1- a)- Ecris la formule électronique de cet élément, en utilisant les sous - couches (s, p, d, ..)
b)- Détermine sa place dans le tableau périodique.
c)- Caractérise son 9^e électron.
- 2- Cet élément cristallise dans un système cubique centré. Quel est le motif de sa maille ?

Exercice 2 :

Le rayon atomique de l'atome de sodium est $1,90 \text{ \AA}$ et il se cristallise dans un système cubique centré. En considérant que l'atome a une forme sphérique, calcule :

- a- La masse volumique de cet atome ;
b- Le motif et l'arrête de la maille de ce système ;
c- En déduire la masse volumique de cette maille.

On donne : $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$; Volume de la sphère : $\frac{4}{3} \pi R^3$; Na : 23 g/mol ; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Exercice 3 :

L'aluminium cristallise dans un système cubique à faces centrées.

- 1)- Quels sont les nombres d'atomes de sommet et faciaux de cette maille ? En déduire son motif.
- 2)- Calcule le volume de cette maille cubique. En déduis la valeur de son arête.
- 3)- On assimile chaque atome d'aluminium à une sphère tangente selon la diagonale d'une face du cube. A partir d'une représentation de l'une des faces de cette maille :
a- Détermine la relation entre le rayon R d'un atome d'aluminium et l'arrête de la maille.
b- Calcule le rayon R d'un atome d'aluminium.
- 4)- Quelle est alors la compacité du réseau cubique à faces centrées ?

On donne : $\rho_m = 2,7 \text{ g/cm}^3$; $M_{Al} = 27 \text{ g/mol}$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

CORRIGE : STRUCTURE CRISTALLINE DES METAUX

- 1- QCM : 1.1 = c ; 1.2 = a ; 1.3 = b
2- Question à réponse construite :
La compacité est le taux d'occupation de la maille par les atomes.
3- Questions à alternative vrai ou faux : 3.1 = faux ; 3.2 = vrai ; 3.3 = faux

Solution 1 :

1)- a- Formule électronique de l'atome :

Pour le dernier électron : $n = 3 \Rightarrow 3^{\text{e}}$ couche ; $l = 1 \Rightarrow$ sous - couche (p) ; $m = -1$ et $s = \frac{1}{2} \Rightarrow$ cet électron occupe la 1^{ère} case. D'où la formule électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

b- Position dans la classification périodique : $(K)^2 (L)^8 (M)^3$

3 couches électroniques $\Rightarrow 3^{\text{e}}$ période

3 électrons externes $\Rightarrow 13^{\text{e}}$ colonne

c- Le 9^e électron occupe : la 2^e couche $\Rightarrow n = 2$; la sous - couche (p) $\Rightarrow l = 1$; la 2^e case $\Rightarrow (m = 0)$ et le spin $s = -\frac{1}{2}$.

2) Maille cubique centrée $\Rightarrow 8$ atomes de sommet et 1 atome central $\Rightarrow N = 8 \cdot \frac{1}{8} + 1 = 2$

Solution 2 :

a- Masse volumique de l'atome :

$$\rho_{at} = \frac{m_{at}}{V_{at}} \quad \text{or } m_{at} = \frac{M}{N_A} \quad \text{et } V_{at} = \frac{4}{3} \pi R^3 \Rightarrow \rho_{at} = \frac{3M}{4N_A \cdot \pi \cdot R^3}$$

$$AN : \rho_{at} = \frac{3 \cdot 23}{4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 3,14 \cdot (1,9 \cdot 10^{-10})^3} = 1,33 \cdot 10^6 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3} = 1,33 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

b- Motif de la maille cubique centrée : $N = 8 \cdot \frac{1}{8} + 1 = 2$

Arrête de la maille cubique centrée :

$$a = \frac{4R}{\sqrt{3}} \quad AN : a = \frac{4 \cdot 1,9 \cdot 10^{-10}}{\sqrt{3}} = 4,4 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

c- Masse volumique de la maille :

$$\rho_m = \frac{N \cdot m_{at}}{V_m} \quad \text{avec } N = 2 ; m_{at} = \frac{M}{N_A} \quad \text{et } V_m = a^3 \Rightarrow \rho_m = \frac{N \cdot M}{N_A \cdot a^3}$$

$$AN : \rho_m = \frac{2 \cdot 23}{6,02 \cdot 10^{23} \cdot (4,4 \cdot 10^{-10})^3} = 8,97 \cdot 10^5 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3} = 0,89 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

Solution 3 :

1- Motif de la maille cubique à faces centrées (CFC) :

8 atomes de sommet et 6 atomes faciaux $\Rightarrow N = 8 \cdot \frac{1}{8} + 6 \cdot \frac{1}{2} = 1 + 3 = 4$

2- Volume de la maille :

Sachant que

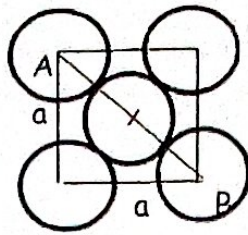
$$\rho_m = \frac{N \cdot m_{at}}{V_m} \quad \text{avec } m_{at} = \frac{M}{N_A} \Rightarrow \rho_m = \frac{N \cdot M}{N_A \cdot V_m} \Rightarrow V_m = \frac{N \cdot M}{N_A \cdot \rho_m}$$

$$AN : V_m = \frac{4 \cdot 27}{6,02 \cdot 10^{23} \cdot 2,7} = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

Arrête de la maille : $V_m = a^3 \Rightarrow a = \sqrt[3]{V_m} \quad AN : a = \sqrt[3]{6,64 \cdot 10^{-23}} = 4 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$

3- a)-Relation entre le rayon R de l'atome et l'arrête (a) de la maille :

Représentation :



$$AB^2 = (4R)^2 = 2a^2 \Rightarrow 4R = a\sqrt{2} \Rightarrow R = \frac{a\sqrt{2}}{4}$$

b)- Valeur du rayon atomique R :

$$R = \frac{a\sqrt{2}}{4} \quad \text{AN : } R = 1,4 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

4- Compacité de la maille :

$$C = \frac{N \cdot V_{at}}{V_m} \quad \text{avec } N = 4; \quad V_{at} = \frac{4}{3} \pi R^3; \quad V_m = a^3 \quad \text{et } a = \frac{4R}{\sqrt{2}} \Rightarrow C = \frac{\pi\sqrt{2}}{6}$$
$$\text{AN : } C = 0,74 = 74 \%$$

Module II : REACTIONS CHIMIQUES

Chapitre 1 : ETUDE DES METAUX

1- Introduction :

En dehors des métaux précieux comme l'or (Au), le mercure (Hg) et l'argent (Ag) qui existent à l'état pur, les autres métaux existent à l'état combiné sous forme de minerais.

2- Propriétés chimiques des métaux usuels :

2.1 : Pouvoir réducteur des métaux :

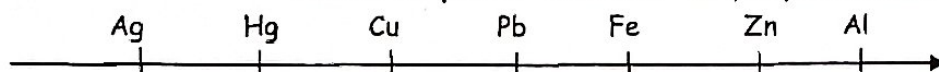
Tous les métaux sont des réducteurs et s'oxydent en donnant un cation, suivant la demi-équation :



Exemple :

Métaux usuels	Demi - équation traduisant l'oxydation
Aluminium	$Al \rightarrow 3e^- + Al^{3+}$
Zinc	$Zn \rightarrow 2e^- + Zn^{2+}$
Fer	$\begin{cases} Fe \rightarrow 2e^- + Fe^{2+} \\ Fe \rightarrow 3e^- + Fe^{3+} \end{cases}$
Cuivre	$\begin{cases} Cu \rightarrow e^- + Cu^+ \\ Cu \rightarrow 2e^- + Cu^{2+} \end{cases}$

Echelle de pouvoir réducteur de quelques métaux :



NB : L'aluminium est plus réducteur que le zinc, que le fer, que le cuivre.

2.2 : Réaction des métaux usuels avec le dioxygène (O₂) :

* Réaction à chaud ou réaction de combustion :

Métal	Equation de la réaction
Aluminium	$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3 \text{ (alumine)}$
Zinc	$2Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO$
Fer	$3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$
Cuivre	$2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$

- Réaction à froid (en présence de l'air sec) :

Seul le métal aluminium réagit en se recouvrant d'une couche protectrice d'alumine Al_2O_3 .

- Réaction à froid (en présence de l'air humide) :

La réaction est lente pour les quatre (4) métaux :

- Le métal aluminium se recouvre d'une mince couche protectrice d'alumine Al_2O_3 ;
- Le métal zinc se recouvre d'une mince couche protectrice d'hydrocarbonate de zinc $Zn(HCO_3)_2$.
- Le métal cuivre se recouvre d'une pellicule protectrice verdâtre d'hydrocarbonate de cuivre $(CuOH)_2CO_3$.
- Seul le métal fer est attaqué avec formation de la rouille de formule complexe : $(Fe_2O_3, 3H_2O)$. C'est le phénomène de corrosion.

2.3 : Réaction avec l'eau :

Hormis le métal cuivre, à haute température, l'aluminium, le zinc et le fer réagissent avec l'eau pour former des oxydes métalliques.

Métal	Equation de la réaction
Aluminium	$Al + 3H_2O \rightarrow 2Al_2O_3 + 3H_2$
Zinc	$Zn + H_2O \rightarrow ZnO + H_2$
Fer	$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$

2.4 : Réaction avec les halogènes :

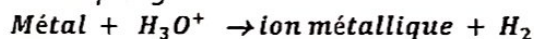
Le métal étant réducteur, il réagit avec les halogènes qui jouent le rôle d'oxydant.

Métal	Equation de la réaction
Aluminium	$2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$
Zinc	$Zn + Cl_2 \rightarrow ZnCl_2$
Fer	$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$
Cuivre	$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$

2.5 : Réaction avec les acides :

* Acides (HCl et H₂SO₄) dilués ou en solution :

En solution l'acide réagit sous la forme d'ion hydronium H₃O⁺. Seuls l'aluminium, le zinc et le fer réagissent avec un dégagement de dihydrogène.



Exemple :

Métal	Equation de la réaction
Aluminium	$Al + 3H_3O^+ \rightarrow Al^{3+} + H_2 + 3H_2O$
Zinc	$Zn + 2H_3O^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2 + 2H_2O$
Fer	$Fe + 2H_3O^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2 + 2H_2O$
Cuivre	Pas de réaction

• Acides (H₂SO₄ et HNO₃) concentrés :

Les quatre métaux usuels réagissent avec les acides concentrés avec formation d'un oxyde métallique pour l'aluminium et le zinc, et d'un sel métallique pour le fer et le cuivre ;

Exemple :

Métal	Equation de la réaction
Aluminium	$Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2O_3 + SO_2 + H_2O$
Zinc	$Zn + HNO_3 \rightarrow ZnO + NO + H_2O$
Fer	$Fe + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_2 + SO_2 + H_2O$
Cuivre	$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

2.6 : Réaction avec les bases ou hydroxydes :

Les bases les plus utilisées sont la soude (NaOH) et la potasse (KOH) qui en solution sont représentées en solution aqueuse par les ions hydroxyde OH^- .

Seuls l'aluminium et le zinc réagissent avec les bases pour former l'ion aluminate AlO_2^- et l'ion zincate ZnO_2^{2-} , suivant les équations - bilans :

Métal	Couples oxydant/ réducteur	Equation de la réaction
Aluminium	AlO_2^- / Al et OH^- / H_2	$Al + OH^- \rightarrow AlO_2^- + H_2$ AlO_2^- : ion aluminate
Zinc	ZnO_2^{2-} / Zn et OH^- / H_2	$Zn + OH^- \rightarrow ZnO_2^{2-} + H_2$ ZnO_2^{2-} : ion zincate

3- Caractère amphotère des oxydes et hydroxydes métalliques :

Une espèce chimique a un caractère amphotère si, en présence d'une base il se comporte comme un acide (réaction avec les ions OH^-) et en présence d'un acide se comporte comme une base (réaction avec des ions H_3O^+).

Exemple :

	Aluminium	Zinc
Caractère amphotère des oxydes métalliques	$Al_2O_3 + OH^- \rightarrow AlO_2^- + H_2O$	$ZnO + OH^- \rightarrow ZnO_2^{2-} + H_2O$
	$Al_2O_3 + H_3O^+ \rightarrow Al^{3+} + H_2O$	$ZnO + H_3O^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2O$
Caractère amphotère des hydroxydes métalliques	$Al(OH)_3 + OH^- \rightarrow AlO_2^- + H_2O$	$Zn(OH)_2 + OH^- \rightarrow ZnO_2^{2-} + H_2O$
	$Al(OH)_3 + H_3O^+ \rightarrow Al^{3+} + H_2O$	$Zn(OH)_2 + H_3O^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2O$

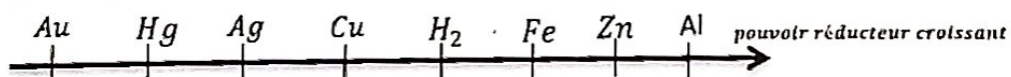


TABLEAU D'AVANCEMENT D'UNE REACTION CHIMIQUE

- Un système réactionnel est constitué des réactifs et des produits de la réaction, il est caractérisé par son état initial et son état final.
- L'avancement d'une réaction, noté x , est une grandeur (exprimée en mol) qui permet de décrire l'évolution d'un système réactionnel.
- On appelle réactif limitant, le réactif qui est totalement consommé lors de la réaction chimique.
- Le tableau d'avancement : décrit l'évolution des quantités de matières du système réactionnel de l'état initial à l'état final, en fonction de l'avancement.

Exercice résolu :

On fait réagir 0,5 mol de métal fer avec 0,4 mol d'acide sulfurique dilué. On observe un dégagement de dihydrogène selon l'équation - bilan : $Fe + 2H_3O^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2 + 2H_2O$.

- a- A partir de son état initial, représente le tableau d'avancement de cette réaction.
- b- Détermine l'avancement final x de la réaction, ainsi que le réactif limitant.
- c- Décrit l'état final du système réactionnel.

Solution :

a- Tableau d'avancement :

Equation chimique		Fe	$+ 2H_3O^+$	\rightarrow	Fe^{2+}	$+ H_2$	$+ 2H_2O$
Etat du système	Avancement (en mol)	$n(Fe)$	$n(H_3O^+)$		$n(Fe^{2+})$	$n(H_2)$	$n(H_2O)$
Etat initial	0	0,5	0,4		0	0	0
Etat final	x	$0,5 - x$	$0,4 - 2x$		x	x	$2x$

b- Avancement de la réaction : Il correspond à la plus petite valeur de x qui annule les quantités de chacun des réactifs à l'état final.

Le réactif qui lui est associé correspond au réactif limitant de la réaction.

Comment déterminer l'avancement x de notre réaction ?

- Pour le réactif 1 : Fe : A l'état final : $n_f(Fe) = 0,5 - x = 0 \Rightarrow x = 0,5 \text{ mol}$
- Pour le réactif 2 : l'acide : A l'état final : $n_f(H_3O^+) = 0,4 - 2x = 0 \Rightarrow x = 0,2 \text{ mol}$
- La plus petite valeur de x étant 0,2 donc l'avancement de la réaction est $x = 0,2 \text{ mol}$.
Donc, l'acide sulfurique dilué représenté par les ions H_3O^+ , est le réactif limitant, et le métal fer représente le réactif en excès.

c- Etat final du système réactionnel : pour $x = 0,2 \text{ mol}$ on a :

Réactifs : $n_f(Fe) = 0,5 - x = 0,5 - 0,2 = 0,3 \text{ mol}$ (en excès); $n_f(H_3O^+) = 0$ (limitant)

Produits : $n_f(Fe^{2+}) = n_f(H_2) = x = 0,2 \text{ mol}$ et $n_f(H_2O) = 2x = 0,4 \text{ mol}$

Autre méthode : Utilisation du Bilan molaire de la réaction :

	Fe	$+ 2H_3O^+$	\rightarrow	Fe^{2+}	$+ H_2$	$+ 2H_2O$
Bilan molaire :	1mol	2mol		1mol	1mol	2mol
	$n_0(Fe)$	$n_0(H_3O^+)$		$n(Fe^{2+})$	$n(H_2)$	$n(H_2O)$

Si le mélange initial est stœchiométrique $\Rightarrow 2 n_0(Fe) = n_0(H_3O^+)$

EVALUATION : ETUDE DES METAUX

1- Appariement :

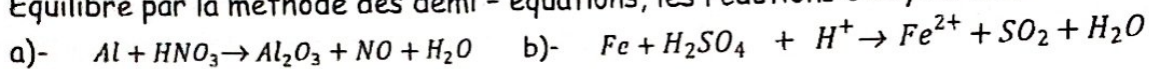
Relie un élément question de la colonne A (réactifs) à un élément réponse de la colonne B (produits de la réaction).

Exemple : A5 = B6.

Colonne A	Colonne B
A1 : $Al + H_2O$	B1 : $Al^{3+} + H_2 + H_2O$
A2 : $Al + H_3O^+$	B2 : Al_2O_3
A3 : $Al + OH^-$	B3 : $Al_2O_3 + H_2$
A4 : $Al + O_2$	B4 : $AlO_2^- + H_2O$

2- Question à réponse construite :

Equilibre par la méthode des demi - équations, les réactions d'oxydoréduction suivantes :



Exercice 1 :

On fait réagir du fer avec un excès d'acide chlorhydrique dilué pour obtenir 13,40L de dihydrogène dans les CNTP.

- 1- Ecris l'équation - bilan de la réaction.
- 2- Quelle est la masse de fer qui a réagi ? On donne : $M(Fe) = 56g/mol$; $V_m = 22,4 L/mol$.

Exercice 2 :

On plonge 1g d'un échantillon de métal aluminium dans une solution d'acide chlorhydrique en excès. Il se dégage un volume de $800 cm^3$ de gaz.

- 1- Ecrire l'équation - bilan de la réaction.
- 2- Calcule la masse d'aluminium pur contenu dans cet échantillon.
- 3- Quel est le pourcentage des impuretés contenues dans cet échantillon ?

On donne : $Al : 27g/mol$; $V_m = 24L/mol$

Exercice 3 :

On introduit 6,5g de zinc et 2g de fer dans une solution de soude.

- a- Que se passe-t-il ?
- b- Ecrire l'équation de la réaction.
- c- Calcule le volume de dihydrogène dégagé.

On donne : $Zn : 65g/mol$; $V_m = 22,4 L/mol$.

Exercice 4 :

L'acide nitrique HNO_3 concentré réagit avec le cuivre avec dégagement du monoxyde d'azote (NO) et formation des ions Cu^{2+} .

- 1- Ecris et équilibre l'équation - bilan de la réaction.
- 2- On verse 10 mL d'acide nitrique de concentration 1,5 mol/L, sur 0,70g de cuivre. Quel est le réactif limitant de la réaction ?
- 3- Calcule le volume de gaz dégagé.

On donne : $M(Cu) = 63,5g/mol$; $V_m = 24 L/mol$.

Exercice 5 :

Une pièce métallique de masse 100g, est constituée d'un alliage de cuivre et d'aluminium. On la plonge dans une solution d'acide chlorhydrique. Le gaz qui se dégage occupe un volume de 15L mesuré dans les conditions où $V_m = 24\text{L/mol}$.

1- Décris l'expérience et écris l'équation de la réaction qui a lieu.

2- Quelle est la composition massique de cet alliage ?

On donne : $M(\text{Cu}) = 63,5\text{ g/mol}$; $M(\text{Al}) = 27\text{g/mol}$.

Exercice 6 :

Un alliage de cuivre et d'étain comporte 77% en masse de cuivre. Un échantillon de cet alliage de masse $m = 5,5\text{ g}$ est plongé dans un excès de solution d'acide chlorhydrique.

1) Sachant que le pouvoir réducteur de l'étain est supérieur à celui du dihydrogène, prévoir ce que l'on va observer. Ecrire l'équation de la réaction correspondante.

2) Quelle est la composition massique de cet alliage ?

3) Quel est le volume de gaz dégagé au cours de cette réaction ?

On donne : $\text{Sn} : 118,7\text{ g/mol}$; $V_m = 24\text{l/mol}$.

Exercice 7 :

On veut analyser un mélange contenant trois métaux (Al ; Zn ; Cu). On fait réagir une masse $m_0 = 4,2\text{ g}$ de ce mélange avec un excès d'acide chlorhydrique et on obtient 2,16 L de dihydrogène mesuré dans les conditions normales et $m_1 = 1,44\text{ g}$ de résidu solide.

1) Ecrire les équations des réactions possibles.

2) Déterminer la composition en masse du mélange initial.

3) Par la suite, on fait réagir le résidu solide avec de l'acide sulfurique concentré.

a- Ecris l'équation de la réaction ;

b- Quel est alors le volume du gaz obtenu ?

On donne : $V_m = 22,4\text{l/mol}$; $\text{Al} : 27$; $\text{Zn} : 65$; $\text{Cu} : 63,5\text{ (g/mol)}$.

Exercice 8 :

Lors du broyage de 1,0g de nitrate de plomb $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ avec 1,0g d'iodure de potassium KI, il se forme de l'iodure de plomb PbI_2 et du nitrate de potassium KNO_3 .

1- Ecrire l'équation représentant cette réaction chimique.

2- Déterminer les quantités de matière initiales des réactifs.

3- Etablir le tableau d'avancement dans ce cas.

4- Quel est l'avancement maximal, en déduire le réactif limitant de cette réaction chimique.

5- Décrire quantitativement l'état final du système chimique en écrivant le bilan de matière, en quantités puis en masses de chaque espèce chimique présente à l'état final.

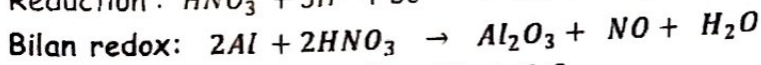
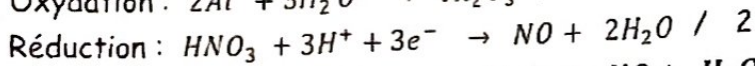
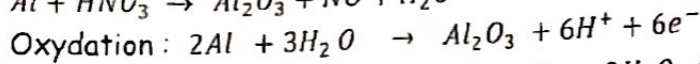
On donne : masses molaires en g/mol : $\text{K} : 39$; $\text{N} : 14$; $\text{O} : 16$; $\text{Pb} : 207$; $\text{I} : 127$.

CORRIGE SUR L'ETUDE DES METAUX

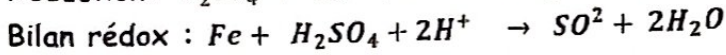
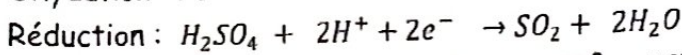
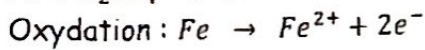
1- Appariement : $A1 = B3$; $A2 = B1$; $A3 = B4$; $A4 = B2$

2- Questions à réponse construite :

a) $Al + HNO_3 \rightarrow Al_2O_3 + NO + H_2O$

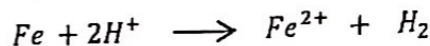


b) $Fe + H_2SO_4 + H^+ \rightarrow Fe^{2+} + SO_2 + H_2O$

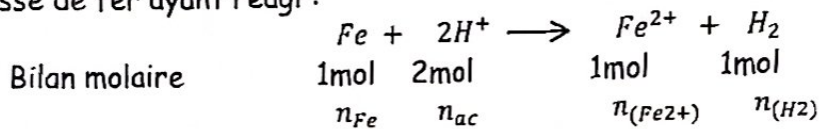


Solution 1 :

1- Equation de la réaction :



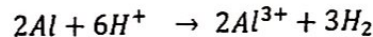
2- Masse de fer ayant réagi :



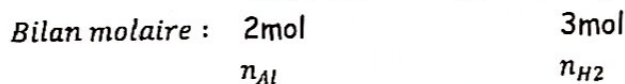
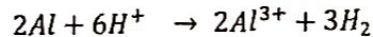
$$\Rightarrow n_{Fe} = n_{H_2} \Rightarrow \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{V_{H_2}}{V_m} \Rightarrow m_{Fe} = M_{Fe} \cdot \frac{V_{H_2}}{V_m} \quad AN : m_{Fe} = 56 \cdot \frac{13,40}{22,4} = 33,5 \text{ g}$$

Solution 2 :

1- Equation de la réaction :



2- Masse d'aluminium pur dans l'échantillon :



$$\Rightarrow n_{Al} = \frac{2}{3} n_{H_2} \Rightarrow \frac{m_{Al}}{M_{Al}} = \frac{2V_{H_2}}{3V_m} \Rightarrow m_{Al} = \frac{2 M_{Al} \cdot V_{H_2}}{3V_m}$$

$$AN : m_{Al} = \frac{3 \cdot 27,0,8}{3 \cdot 24} = 0,9 \text{ g}$$

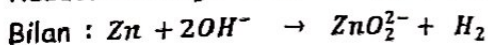
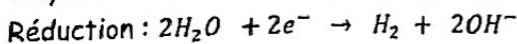
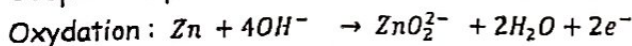
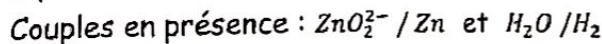
3- Pourcentage d'impuretés de l'échantillon :

$$\% Al = \frac{m_{Al} \cdot 100}{m_{éch}} = \frac{0,9 \cdot 100}{1} = 90 \%$$

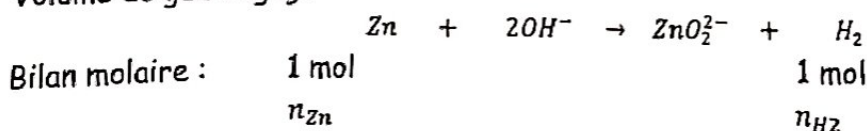
Solution 3 :

a- En présence de la soude diluée, seul le métal zinc réagit avec formation de l'ion zincate et un dégagement de dihydrogène.

b- Equation de la réaction :



c- Volume de gaz dégagé :



$$\Rightarrow n_{H_2} = n_{Zn} \Rightarrow \frac{V_{H_2}}{V_m} = \frac{m_{Zn}}{M_{Zn}} \Rightarrow V_{H_2} = V_m \cdot \frac{m_{Zn}}{M_{Zn}}$$

$$AN : V_{H_2} = 22,4 \cdot \frac{6,5}{65} = 2,24 L$$

Solution 4 :

1- Equation - bilan de la réaction :

Couples rédox en présence : Cu^{2+}/Cu et NO_3^-/NO

Méthode des demi - équations :

- Oxydation : $Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ (x 3)
- Réduction : $NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \longrightarrow NO + 2H_2O$ (x 2)
- Equation bilan : $3Cu + 2NO_3^- + 8H^+ \longrightarrow 3Cu^{2+} + 2NO + 4H_2O$

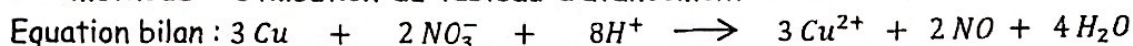
2- Réactif en excès :

- Quantités initiales de chaque réactif :

$$n_0(NO_3^-) = n_{0(ac)} = C_0 \cdot V = 1,5 \cdot 10^{-2} mol$$

$$n_0(Cu) = \frac{m_{Cu}}{M_{Cu}} = \frac{0,70}{63,5} = 1,1 \cdot 10^{-2} mol$$

- 1^{ère} méthode : Utilisation du tableau d'avancement de la réaction :



$$\text{Etat initial : } \begin{array}{ccccccc} n_0(Cu) & n_0(NO_3^-) & & 0 & 0 & 0 & \end{array}$$

$$\text{Etat final : } \begin{array}{ccccccc} n_0(Cu) - 3x & n_0(NO_3^-) - 2x & & 3x & 2x & 4x & \end{array}$$

Avancement de la réaction :

$$\text{Pour le réactif cuivre: } n_0(Cu) - 3x = 1,1 \cdot 10^{-2} - 3x = 0 \Rightarrow x = 3,7 \cdot 10^{-3} mol$$

$$\text{Pour l'acide nitrique : } n_0(NO_3^-) - 2x = 1,5 \cdot 10^{-2} - 2x = 0 \Rightarrow x = 7,5 \cdot 10^{-3} mol$$

L'avancement de la réaction étant ($x = 3,7 \cdot 10^{-3} mol$), le cuivre est donc le réactif limitant de la réaction et l'acide nitrique est le réactif en excès.

- 2^e méthode : Utilisation du bilan molaire de la réaction :



$$\text{Bilan molaire : } \begin{array}{ccccccc} 3 mol & 2 mol & & & 2 mol & & \end{array}$$

$$\begin{array}{ccccccc} n_0(Cu) & n_0(NO_3^-) & & & n_{(NO)} & & \end{array}$$

$$\text{Si le Mélange initial est stœchiométrique } \Leftrightarrow 3n_0(NO_3^-) = 2n_0(Cu)$$

$$\text{or } 3n_0(NO_3^-) = 4,5 \cdot 10^{-2} mol > 2n_0(Cu) = 2,2 \cdot 10^{-2} mol$$

Donc l'acide nitrique est le réactif en excès .

3- Volume de gaz dégagé :

- 1^{ère} méthode : (utilisation de l'avancement x de la réaction)

$$n_{(NO)} = 2x = 2 \cdot 3,7 \cdot 10^{-3} = 7,4 \cdot 10^{-3} mol \Rightarrow V_{(NO)} = n_{(NO)} \cdot V_m$$

$$AN : V_{(NO)} = 7,4 \cdot 10^{-3} \cdot 24 = 0,177 L = 0,18 L$$

- 2^e méthode : (utilisation du bilan molaire)

$$3n_{(NO)} = 2n_0(Cu) \Rightarrow 3 \frac{V_{(NO)}}{V_m} = 2n_0(Cu) \Rightarrow V_{(NO)} = \frac{2}{3} V_m \cdot n_0(Cu)$$

$$AN : V_{(NO)} = \frac{2}{3} \cdot 24 \cdot 1,1 \cdot 10^{-2} = 0,176 L = 0,18 L$$

Solution 5 :

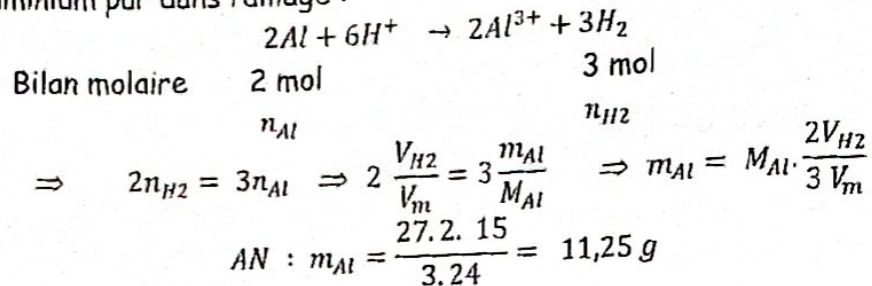
1- Seul le métal aluminium réagit avec l'acide chlorhydrique dilué, avec dégagement de dihydrogène.

Equation de la réaction :



2- Composition massique de l'alliage :

- Masse d'aluminium pur dans l'alliage :

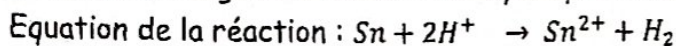


- Masse de cuivre pur dans l'alliage :

$$m_{Cu} = m - m_{Al} = 100 - 11,25 = 88,75 \text{ g}$$

Solution 6 :

1- Seul l'étain réagit avec l'acide chlorhydrique dilué, avec dégagement de dihydrogène.

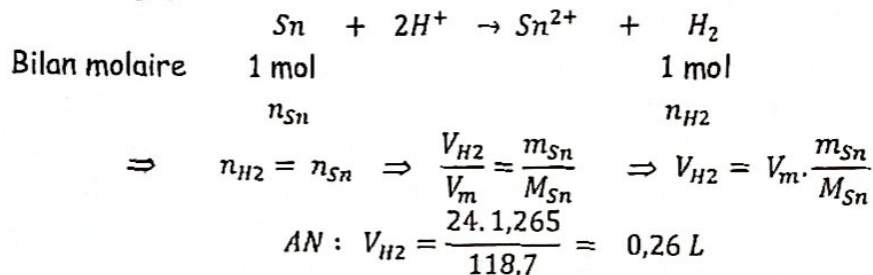


2- Composition massique de l'alliage :

- Masse de cuivre : $m_{Cu} = m \cdot \frac{77}{100} = 5,5 \cdot \frac{77}{100} = 4,235 \text{ g}$

- Masse d'étain : $m_{Sn} = m - m_{Cu} = 5,5 - 4,235 = 1,265 \text{ g}$

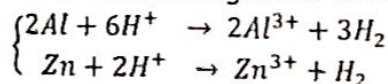
3- Volume de gaz dégagé :



Solution 7 :

1- Equations des réactions possibles :

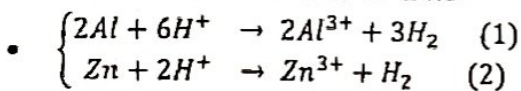
Seuls les métaux aluminium et zinc réagissent avec l'acide chlorhydrique.



2- Composition massique du mélange initial :

- Masse de cuivre (résidu solide) : $m_{Cu} = 1,44 \text{ g}$

- Masse d'aluminium et de zinc :



Réaction (1) : $2n_{1(H_2)} = 3n_{Al} \Rightarrow 2 \frac{V_{1(H_2)}}{V_m} = 3 \frac{m_{Al}}{M_{Al}} \Rightarrow V_{1(H_2)} = \frac{3}{2} V_m \cdot \frac{m_{Al}}{M_{Al}} = 1,24 m_{Al}$

Réaction (2) : $n_{2(H_2)} = n_{Zn} \Rightarrow \frac{V_{2(H_2)}}{V_m} = \frac{m_{Zn}}{M_{Zn}} \Rightarrow V_{2(H_2)} = V_m \cdot \frac{m_{Zn}}{M_{Zn}} = 0,34 m_{Zn}$

D'où la relation : $V_{H_2} = V_{1(H_2)} + V_{2(H_2)} = 1,24 \cdot m_{Al} + 0,34 \cdot m_{Zn} = 2,16 \text{ L} \quad (3)$

• $m_{Al} + m_{Zn} = m_0 - m_{Cu} \quad AN : m_{Al} + m_{Zn} = 4,2 - 1,44 = 2,76 \text{ g} \quad (4)$

• D'où le système d'équations :

$$\begin{cases} 1,24 \cdot m_{Al} + 0,34 \cdot m_{Zn} = 2,16 & (3) \\ m_{Al} + m_{Zn} = 2,76 & (4) \end{cases}$$

La résolution du système, donne : $m_{Zn} = 1,4 \text{ g}$ et $m_{Al} = 1,36 \text{ g}$

3- Réaction du résidu (Cuivre) avec l'acide sulfurique concentré :

a- Equation de la réaction :

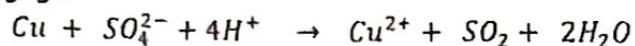
Couples oxydant / réducteur en présence : $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ et $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2$

Oxydation : $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$

Réduction : $\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Bilan : $\text{Cu} + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

b- Volume de gaz dégagé :



Bilan molaire : $1 \text{ mol} \qquad \qquad \qquad 1 \text{ mol}$

$n_{\text{Cu}} \qquad \qquad \qquad n_{\text{SO}_2}$

$$\Rightarrow n_{\text{SO}_2} = n_{\text{Cu}} \Rightarrow \frac{V_{\text{SO}_2}}{V_m} = \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \Rightarrow V_{\text{SO}_2} = V_m \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}}$$

$$\text{AN : } V_{\text{SO}_2} = 22,4 \cdot \frac{1,44}{63,5} = 0,5 \text{ L}$$

Solution 8 :

1- Equation de la réaction : $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{PbI}_2 + 2\text{KNO}_3$

2- Composition du mélange initial :

$$n_{01}(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = \frac{1}{331} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol et } n_{02}(\text{KI}) = \frac{0,5}{166} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

3- Tableau d'avancement de la réaction :

Equation	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	+	2KI	\rightarrow	PbI_2	+	2KNO_3
Etat initial	$3 \cdot 10^{-3}$		$3 \cdot 10^{-3}$		0		0
Etat final	$3 \cdot 10^{-3} - x$		$3 \cdot 10^{-3} - 2x$		x		2x

4- Avancement de la réaction :

Réactif 1 : $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 : 3 \cdot 10^{-3} - x = 0 \Rightarrow x = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Réactif 2 : $\text{KI} : 3 \cdot 10^{-3} - 2x = 0 \Rightarrow x = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

L'avancement de la réaction est $x = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$, donc le réactif limitant est l'iodure de potassium (KI).

5- Etat final du système réactionnel :

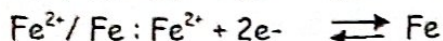
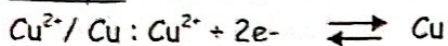
Equation	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	+	2KI	\rightarrow	PbI_2	+	2KNO_3
Etat final	$3 \cdot 10^{-3} - x$		$3 \cdot 10^{-3} - 2x$		x		2x
(En quantité)	$1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$		0		$1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$		$3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
(En masse)	0,496 g		0		0,691 g		0,303 g

COUPLES OXYDANT / REDUCTEUR ET POTENTIEL REDOX

1- Notion de couple rédox :

- Le couple oxydant - réducteur est constitué d'une forme oxydée et sa forme réduite conjuguée.
- Notation du couple rédox : forme oxydée/ forme réduite.
- Ecriture électronique du couple rédox : forme oxydée + ne⁻ ⇌ forme réduite

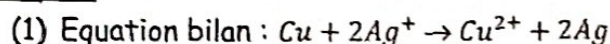
Exemple : Notation et écriture d'un couple rédox :



2- Classification qualitative des couples rédox :

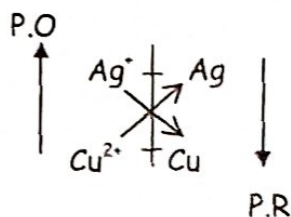
- Les couples rédox peuvent être classés suivant le pouvoir oxydant (P.O) de leurs formes oxydées, ou suivant le pouvoir réducteur (P.R) de leurs formes réduites.
- Lors d'une réaction d'oxydoréduction, il y a une concurrence entre les deux couples rédox en présence ; l'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur le plus fort : c'est le sens naturel de la réaction d'oxydoréduction.

Exemple :



Couples en présence : $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ et Ag^+ / Ag : l'oxydant le plus fort est : Ag^+ et le réducteur le plus fort Cu .

Classification des 2 couples en présence :



3- Exemple de couples rédox et leurs écritures :

- $\text{H}^+ / \text{H}_2 : 2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2$
- $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+} : \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
- $\text{NO}_3^- / \text{NO} : \text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e^- \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

4- Comment équilibrer l'équation d'une réaction d'oxydoréduction en milieu acide ou basique ?

- Identifier les couples rédox en présence ;
- Equilibrer chaque demi - équation traduisant l'oxydation et la réduction ;
- Equilibrer d'abord les atomes différents de l'oxygène et de l'hydrogène ;
- En milieu acide : les atomes d'oxygène s'équilibrent en ajoutant H_2O et les atomes d'hydrogène en ajoutant les ions H^+ ou H_3O^+ ;
- En milieu basique : les atomes d'oxygène s'équilibrent en ajoutant les ions OH^- et les atomes d'hydrogène, en ajoutant H_2O .
- Equilibrer les charges en ajoutant le nombre d'électrons captés par l'oxydant ou cédés par le réducteur.

5- Etude quantitative des réactions d'oxydoréduction :

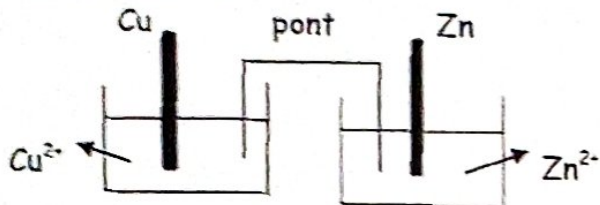
4.1 : La pile Daniel ou pile zinc- cuivre :

a- Description :

La pile Daniel est constituée de deux demi - piles ou électrodes :

- Electrode de zinc : lame de zinc plongeant dans une solution contenant les ions Zn^{2+} ;
- Electrode de cuivre : lame de cuivre plongeant dans une solution contenant les ions Cu^{2+} ;
- Les deux solutions sont reliées par un pont ionique de nitrate d'ammonium (NH_4^+ , NO_3^-).

b- Représentation :



c- Fonctionnement :

En reliant les deux lames métalliques aux bornes d'un milliampèremètre, il y a passage d'un courant électrique de la lame de cuivre vers la lame de zinc.

- L'électrode de cuivre joue le rôle de pôle (+) ;
- L'électrode de zinc joue le rôle de pôle (-).

d- Interprétation du phénomène :

Le passage du courant témoigne la circulation des électrons du pôle (-) vers le pôle (+).

Transformations chimiques au niveau de chaque électrode :

- Pôle (-) : oxydation : $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
- Pôle (+) : réduction : $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$
- Bilan de fonctionnement de la pile : $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

Remarque :

- Le bilan de fonctionnement de la pile est celui de la réaction naturelle entre les couples rédox Cu^{2+}/Cu et Zn^{2+}/Zn .
- Le métal le plus réducteur constitue le pôle négatif de la pile.
- Notation de la pile : $(-) Zn / Zn^{2+} // Cu^{2+} / Cu (+)$

4.2 : Potentiel rédox d'un couple rédox :

A l'aide d'un voltmètre placé entre les deux électrodes, on détermine la force électromotrice (f.e.m.) de la pile :

$$f.e.m. = E = E^0(+)-E^0(-) \text{ avec } \begin{cases} E^0(+): \text{potentiel rédox du couple } Cu^{2+}/Cu \\ E^0(-): \text{potentiel rédox du couple } Zn^{2+}/Zn \end{cases}$$

NB :

Étant donné que $E^0(Cu^{2+}/Cu) = +0,34V$ et $E^0(Zn^{2+}/Zn) = -0,76V$, donc le couple de plus grand potentiel rédox, constitue le pôle (+) de la pile.

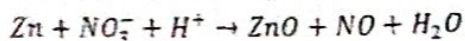
4.3 : Echelle des potentiels rédox :

Couples oxydant/ réducteur	Potentiel rédox	Ecriture du couple rédox
F_2/F^-	+ 2,85 V	$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$
$S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$	+ 2,01 V	$S_2O_8^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons 2SO_4^{2-}$
ClO^-/Cl^-	+ 1,71 V	$ClO^- + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Cl^- + H_2O$
MnO_4^-/MnO_2	+ 1,68 V	$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftharpoons MnO_2 + 2H_2O$
MnO_4^-/Mn^{2+}	+ 1,51 V	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$
Au^{3+}/Au	+ 1,50 V	$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au$
Cl_2/Cl^-	+ 1,36 V	$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$
$Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$	+ 1,33 V	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$
O_2/H_2O	+ 1,23 V	$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$
Br_2/Br^-	+ 1,07 V	$Br_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$
Pt^{2+}/Pt	+ 1,00 V	$Pt^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pt$
NO_3^-/NO	+ 0,96 V	$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftharpoons NO + 2H_2O$
Hg^{2+}/Hg	+ 0,86 V	$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg$
Ag^+/Ag	+ 0,80 V	$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$
Fe^{3+}/Fe^{2+}	+ 0,77 V	$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$
I_2/I^-	+ 0,54 V	$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$
Cu^{2+}/Cu	+ 0,34 V	$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$
SO_4^{2-}/SO_2	+ 0,17 V	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons SO_2 + 2H_2O$
$S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$	+ 0,08 V	$S_4O_6^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons 2S_2O_3^{2-}$
H^+/H_2	+ 0,00 V	$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$
Pb^{2+}/Pb	- 0,13 V	$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$
Sn^{2+}/Sn	- 0,14 V	$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$
Ni^{2+}/Ni	- 0,23 V	$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni$
Fe^{2+}/Fe	- 0,44 V	$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$
Cr^{3+}/Cr	- 0,74 V	$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr$
Zn^{2+}/Zn	- 0,76 V	$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$
Al^{3+}/Al	- 1,67 V	$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$
Mg^{2+}/Mg	- 2,37 V	$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg$
Na^+/Na	- 2,71 V	$Na^+ + e^- \rightleftharpoons Na$
Ca^{2+}/Ca	- 2,87 V	$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca$

EVALUATION : COUPLES REDOX ET POTENTIEL REDOX

Exercice 1 :

Soit l'équation - bilan de la réaction rédox suivante :



- Identifie les couples rédox en présence à partir des nombres d'oxydation.
- Donne la notation de chaque couple et l'écriture électrochimique correspondante.

Exercice 2 :

On dispose de deux demi-piles constituées comme suite :

- Une électrode de platine plongeant dans une solution contenant les ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$
- Une lame d'argent plongeant dans une solution contenant les ions Ag^+ .
- Les solutions sont séparées par une paroi poreuse.
 - 1) Faire un schéma de la pile, en indiquant sa polarité, le sens du courant et celui des électrons dans le circuit extérieur.
 - 2) Ecris les réactions aux électrodes et donne l'équation - bilan de la réaction traduisant le fonctionnement de la pile.

On donne : $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$

Exercice 3 :

On réalise une pile mettant en jeu les couples rédox Al^{3+}/Al et Sn^{2+}/Sn .

- 1)- a- Quelle est la polarité de la pile ?
b- Donne la notation de la pile.
- 2)- a- Quelles sont les transformations chimiques qui ont lieu au niveau de chaque électrode ? En déduis l'équation - bilan de la réaction de fonctionnement de la pile.
b- Calcule la f.e.m. de la pile.
- 3)- Quelle est la variation de la masse de l'électrode négative de la pile, lorsqu'elle débite un courant de 10 mA pendant 1h ?

Données : $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,15 \text{ V}$; $\text{Al} : 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{Sn} : 119 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1F = 96500 \text{ C}$.

Exercice 4 :

Une pile met en jeu les couples rédox Al^{3+}/Al : $E^\circ = -1,76 \text{ V}$ et Ni^{2+}/Ni : $E^\circ = -0,23 \text{ V}$.

- 1- Quel est le métal qui constitue le pôle positif de la pile ?
- 2- Dessine cette pile.
- 3- Donne la notation conventionnelle de la pile.
- 4- Calcule sa f.e.m.
- 5- Ecris l'équation - bilan de fonctionnement de la pile.
- 6- Après fonctionnement de la pile, la variation de la masse de la lame de nickel est de 3,54g. Calcule la quantité d'électricité débitée par la pile.
On donne : $\text{Ni} : 58,7 \text{ g/mol}$.

Exercice 5 :

La force électromotrice d'une pile $(-) \text{Pb} / \text{Pb}^{2+} // \text{Ag}^+ / \text{Ag} (+)$ vaut $E = 0,93 \text{ V}$ dans les conditions standards.

- 1- Représente le schéma de cette pile en indiquant la polarité, les sens de circulation du courant et des électrons.
- 2- Calcule le potentiel standard du couple Pb^{2+}/Pb , sachant que celui du couple Ag^+/Ag vaut 0,80 V.
- 3- Ecris les équations électrochimiques des transformations qui ont lieu aux niveaux de chaque électrode, ainsi que l'équation - bilan de fonctionnement de la pile.
- 4- Cette pile débite un courant de 200 mA pendant 1 h 30mn.
 - a- Quel est le métal consommé ?
 - b- Calcule la variation de sa masse.

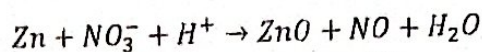
On donne : (en g/mol) $\text{Ag} : 108$; $\text{Pb} : 207$; $1F = 96500 \text{ C}$;

CORRIGE SUR LES COUPLES ET POTENTIELS REDOX

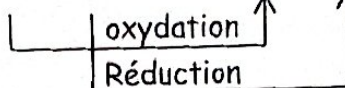
Solution 1 :

a- Identification des couples rédox à partir de nombres d'oxydation

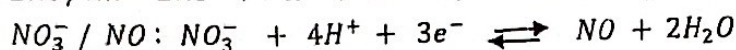
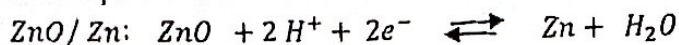
Soit la réaction rédox :



Nombre d'oxydation : 0 +V +II +II

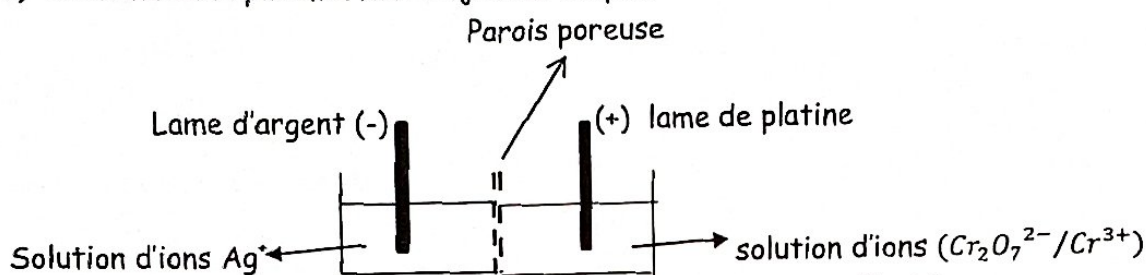


b- Notation des couples oxydant / réducteur et les écritures électrochimiques correspondantes :



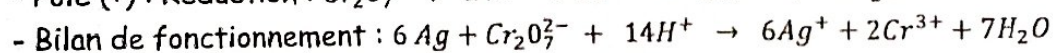
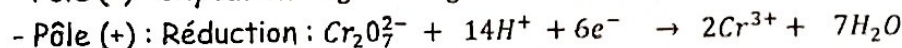
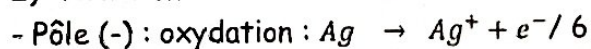
Solution 2 :

1)- Schéma de la pile mettant en jeu les couples :



- Polarité : Lame d'argent : pôle (-) et lame de platine : pôle (+) ;
- Sens du courant : de la lame de platine vers la lame d'argent ;
- Sens des électrons : de la lame d'argent vers la lame de platine.

2)- Réactions aux électrodes :



Solution 3 :

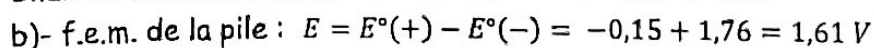
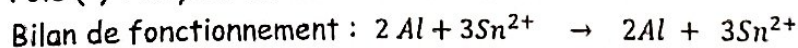
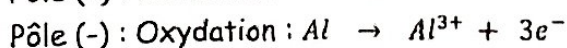
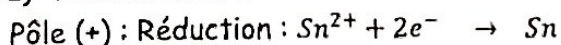
1- a)- Polarité de la pile :

Pôle (+) : met en jeu le couple $\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$

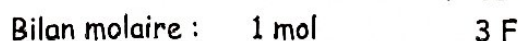
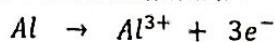
Pôle (-) : met en jeu le couple $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$

b)- Notation de la pile : $(-) \text{Al} / \text{Al}^{3+} // \text{Sn}^{2+} / \text{Sn} (+)$

2- a)- Réactions au niveau des électrodes :



3- Variation de la masse de l'électrode d'aluminium :

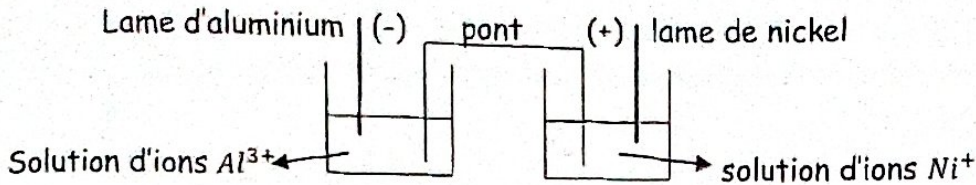


$$\Rightarrow n_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}} = \frac{Q}{3F} \Rightarrow m_{\text{Al}} = M_{\text{Al}} \cdot \frac{I \cdot t}{3F} \quad \text{AN : } m_{\text{Al}} = \frac{27,0,01 \cdot 3600}{96500} = 10^{-2} \text{ g} = 10 \text{ mg}$$

Solution 4 :

1- Le nickel constitue le pôle positif de la pile.

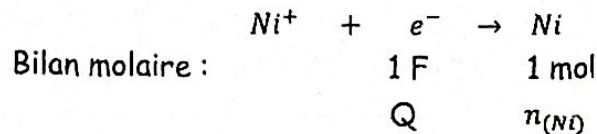
2- Dessin de la pile :



3- Notation conventionnelle de la pile : $(-) Al / Al^{3+} // Ni^{2+} / Ni (+)$

4- Calcul de la f.e.m. : $E = E^{\circ}(+) - E^{\circ}(-) = -0,23 + 1,76 = 1,53 V$

5- Quantité d'électricité débitée :



$$\Rightarrow n_{(Ni)} = \frac{m_{(Ni)}}{M_{(Ni)}} = \frac{Q}{F} \Rightarrow Q = F \cdot \frac{m_{(Ni)}}{M_{(Ni)}} \quad \text{AN : } Q = \frac{96500 \cdot 3,54}{58,7} = 5819,6 C$$

Solution 5 :

1)- Schéma à faire.

2)- Potentiel du couple Pb^{2+}/Pb :

$$E = E^{\circ}(+) - E^{\circ}(-) \Rightarrow E^{\circ}(-) = E^{\circ}(+) - E = 0,80 - 0,93 = -0,13 V$$

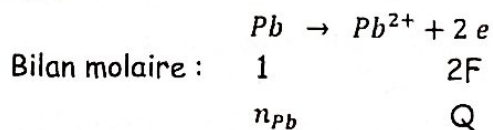
3)- Pôles (+) : $Ag^{+} + 2e \rightarrow Ag$;

Pôles (-) : $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e$;

Bilan de fonctionnement : $2 Ag^{+} + Pb \rightarrow 2 Ag + Pb^{2+}$

4)- a)- Métal consommé : Pb

b)- Variation de la masse :



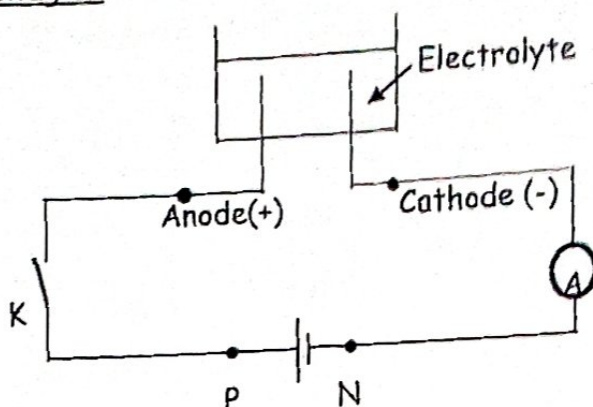
$$\Rightarrow n_{Pb} = \frac{m_{Pb}}{207} = \frac{Q}{2F} \Rightarrow m_{Pb} = 207 \cdot \frac{Q}{2F} = 207 \cdot \frac{It}{2F} = 1,16 g$$

Chapitre 3 :
ELECTROLYSE EN SOLUTION AQUEUSE

1- Qu'est - ce que l'électrolyse ?

L'électrolyse est l'ensemble des réactions chimiques qui s'effectuent dans une solution ionique appelée électrolyte, lors du passage du courant électrique.

Schéma du montage :



2- Prévention des réactions au niveau des électrodes :

Lorsque plusieurs espèces chimiques sont en compétition aux électrodes, il y a oxydation de l'espèce la plus réductrice à l'anode et réduction de l'espèce la plus oxydante à la cathode.

3- Electrolyse avec électrodes en graphite :

a- Electrolyse de la solution de chlorure d'étain :

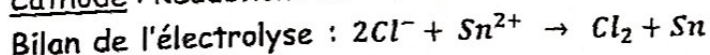
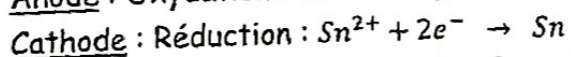
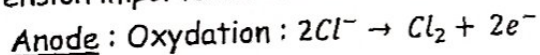
- Espèces en solution : ions stanneux Sn^{2+} , ions chlorure Cl^- et H_2O .

- Observations :

Dégagement de dichlore (Cl_2) à l'anode et dépôt métallique d'étain (Sn) à la cathode.

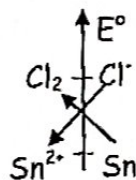
Interprétation :

Sachant que : $(E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14\text{V})$; $(E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36\text{V})$ et $(E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23\text{V})$
Pour une surtension importante entre les électrodes :



Remarque :

• Par l'équation bilan de l'électrolyse, les couples rédox qui ont réagi sont : Sn^{2+}/Sn et Cl_2/Cl^- .



Conclusion :

Les réactions d'électrolyse sont des réactions rédox provoquées car le bilan de l'électrolyse est l'inverse de celui de la réaction naturelle entre les couples rédox en présence.

b- Electrolyse de la solution d'acide chlorhydrique (HCl) :

- Espèces chimiques en solution : H^+ ; Cl^- et H_2O :

- Observations :

Anode : dégagement de dioxygène O_2 ;

Cathode : dégagement de dihydrogène H_2 ;

• Interprétation :

Potentiels rédox des couples en présence :

$$(E^\circ(H^+/H_2) = 0,0V) ; (E^\circ(Cl_2/Cl^-) = +1,36V) \text{ et } (E^\circ(O_2/H_2O) = 1,23V)$$

En l'absence d'une surtension entre les électrodes : il y a :

Anode : Oxydation : $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

Cathode : Réduction : $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

Bilan de l'électrolyse : $2H_2O \rightarrow O_2 + 2H_2$

c- Electrolyse d'une solution de soude :

- Espèces chimiques présentes dans la solution : Na^+ ; OH^- et H_2O .

- Observations : au niveau des électrodes lors du passage du courant électrique :

Anode : dégagement de dioxygène O_2 ;

Cathode : dégagement de dihydrogène H_2 ;

• Interprétation :

Potentiels rédox des couples en présence :

$$Na^+/Na : (E^\circ = -2,71V) ; H_2O/H_2 : (E^\circ = -0,84V) ; O_2/OH^- : (E^\circ = +0,39V)$$

A la cathode, H_2O est plus oxydant que les ions Na^+ et à l'anode les ions OH^- (réducteur) s'oxydent.

Anode : Oxydation : $4OH^- \rightarrow O_2 + 2H_2O + 4e^-$

Cathode : Réduction : $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$

Bilan de l'électrolyse-: $2H_2O \rightarrow O_2 + 2H_2$

d- Electrolyse d'une solution de sulfate de cuivre :

- Espèces chimiques présentes dans la solution : Cu^{2+} ; SO_4^{2-} et H_2O ;

- Observations : au niveau des électrodes lors du passage du courant électrique :

Anode : dégagement de dioxygène O_2 ;

Cathode : dépôt de cuivre métallique ;

• Interprétation :

Potentiels rédox des couples en présence :

$$Cu^{2+}/Cu : (E^\circ = +0,34V) ; S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-} : (E^\circ = +2,01V) ; O_2/H_2O : (E^\circ = 1,23V)$$

A la cathode, les ions Cu^{2+} (oxydant) sont réduits en cuivre métallique et à l'anode, H_2O (plus réducteur que SO_4^{2-}), s'oxyde en dioxygène.

Anode : Oxydation : $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

Cathode : Réduction : $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

Bilan de l'électrolyse : $2H_2O + 2Cu^{2+} \rightarrow O_2 + 2Cu + 4H^+$

4- Electrolyse à anode soluble :

Cas d'une solution de sulfate de cuivre avec anode en cuivre :

Espèces chimiques présentes dans la solution : Cu^{2+} ; SO_4^{2-} ; H_2O et Cu (anode).

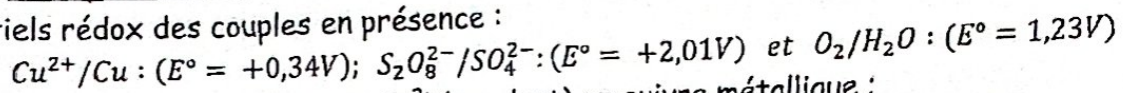
- Observations :

Anode : consommation du métal cuivre constituant l'anode ;

Cathode : dépôt de cuivre métallique sur la cathode ;

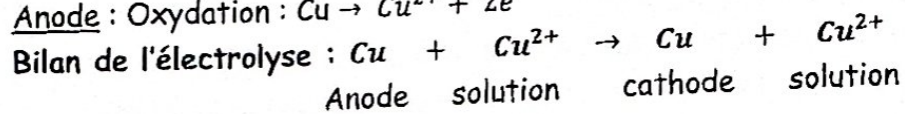
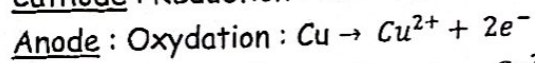
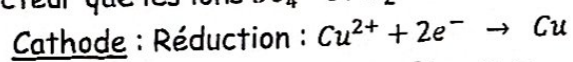
- Interprétation :

Potentiels rédox des couples en présence :



A la cathode : réduction des ions Cu^{2+} (oxydant) en cuivre métallique ;

A l'anode : Le métal cuivre (réducteur) constituant cette anode, s'oxyde en ions Cu^{2+} , car il est plus réducteur que les ions SO_4^{2-} et H_2O .



NB : Le tout se passe comme si le métal cuivre constituant l'anode, a été transféré vers la cathode ; d'où le nom d'électrolyse à anode soluble, utilisée pour le revêtement métallique de certains objets.

EVALUATION SUR « L'ELECTROLYSE EN SOLUTION AQUEUSE »

1- Question à réponse construite :

Donne la différence entre un électrolyte et un électrolyseur.

2- Schéma à faire :

Faire un schéma annoté d'un circuit électrique simple comprenant un générateur, un électrolyseur, un interrupteur fermé, un ampèremètre et un voltmètre permettant de mesurer la tension U_{AC} aux bornes de l'électrolyseur.

3- Questions à choix multiples :

Choisis la réponse qui correspond à chacune des affirmations suivantes. Exemple : 3.6 = a.

3.1 : Lors d'une électrolyse, à l'anode il se produit : a)- une réduction ; b)- une oxydation ; c)- un transfert d'électrons.

3.2 : Lors d'une électrolyse, la réaction entre les couples rédox en présence : a)- a le même sens que la réaction naturelle entre ces couples ; b)- a le même sens que la réaction de fonctionnement d'une pile mettant en jeu ces couples ; c)- a le sens inverse de la réaction naturelle entre ces couples.

3.3 : Lors de l'électrolyse d'une solution de soude (Na^+, OH^-), il y a : a)- dépôt de sodium à la cathode ; b)- dégagement de dihydrogène à la cathode ; c)- dégagement de dihydrogène à l'anode.

Exercice 1 :

Dans un électrolyseur muni d'électrodes inattaquables en platine, on réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de soude (Na^+, OH^-).

- 1- Quelles sont les espèces chimiques présentes dans la solution ?
- 2- a)- On envisage la transformation électronique $Na^+ + e^- \rightarrow Na$. A quelle électrode peut-elle se produire et pourquoi ?
b)- En réalité sur cette électrode, on observe un dégagement gazeux de dihydrogène. Explique pourquoi et écris la demi-équation électronique correspondante (milieu basique).
- 3- Quelle est la demi-équation qui se produit sur l'autre électrode ?
- 4- Quel est le volume du gaz qui se dégage à la cathode après 1 heure, si l'intensité de courant qui traverse l'électrolyseur est de 0,5A ?

Données : $E^\circ(Na^+/Na) = -2,71V$; $E^\circ(O_2/OH^-) = +0,39V$; $E^\circ(H_2O/H_2) = -0,84V$;
 $V_m = 22,4L \cdot mol^{-1}$; $1F = 96500C$.

Exercice 2 :

On réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure d'aluminium (Al^{3+}, Cl^-) dans un électrolyseur à électrodes inattaquables de graphite.

- 1- Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution.
- 2- Sachant qu'il y a une surtension importante entre les électrodes, on observe un dégagement gazeux sur l'une des électrodes. Quelle est la nature du gaz observé ? Justifie ta réponse.
- 3- Ecris les équations électroniques qui ont lieu au niveau de chaque électrode ? En déduire l'équation - bilan de l'électrolyse.
- 4- Détermine la masse du dépôt métallique observé sur l'autre électrode, si on a recueilli 2,4L de gaz.

Données : $E^\circ(Al^{3+}/Al) = -1,67V$; $E^\circ(Cl_2/Cl^-) = +1,36V$; $E^\circ(O_2/H_2O) = +1,23V$; $V_m = 22,4L \cdot mol^{-1}$;
 $1F = 96500C$; $Al : 27 g \cdot mol^{-1}$.

Exercice 3 :

On effectue l'électrolyse d'une solution aqueuse de nitrate d'argent entre des électrodes inattaquables de graphite. A l'anode, il y a dégagement de dioxygène et à la cathode, il y a un dépôt métallique.

- 1- Quelles sont les espèces chimiques présentes dans l'électrolyseur ?
- 2- Lesquelles sont attirées : a)- par l'anode ? b)- par la cathode ?
- 3- Pourquoi les ions nitrates ne réagissent pas à l'anode ? En déduire la tension U entre l'anode et la cathode, qui favorise cette électrolyse.
- 4- Quelles sont les réactions qui ont lieu au niveau de chaque électrode ? Ecris l'équation - bilan traduisant cette électrolyse.
- 5- Si l'expérience dure 1h30 min, sous une intensité de courant constante égale à $I = 0,5 \text{ A}$. Détermine :
 - a)- La quantité d'électricité consommée ;
 - b)- La masse de métal formé.

On donne : $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,23 \text{ V}$; $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = +0,96 \text{ V}$;
 $1F = 96500 \text{ C}$; $\text{Ag} : 108 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 4 :

On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse d'acide iodhydrique (H_3O^+ ; I^-), les électrodes sont en platine.

- 1) Ecrire les différentes réactions possibles au niveau des électrodes.
- 2) Précise les réactions qui se produisent effectivement et le bilan de cette électrolyse ?
- 3) Calcule le volume de gaz obtenu lorsque l'électrolyseur a été traversé par une quantité d'électricité $Q = 10 \text{ Ah}$.

On donne : $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$; $E^\circ(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V}$; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$;
 $E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2) = -0,83 \text{ V}$; $V_m = 22,4 \text{ l/mol}$; $1F = 96500 \text{ C}$

Exercice 5 :

Dans un électrolyseur ; on verse 100 ml d'une solution de sulfate de cuivre II de concentration C_1 et 250 ml d'une solution de sulfate de nickel II de concentration C_2 et de l'acide sulfurique. La cathode est constituée d'une pièce métallique. L'électrolyse contrôlée, donne à l'anode un dégagement de dioxygène et sur la pièce métallique un dépôt de cuivre, puis de nickel.

- 1) Quelle tension U_1 faut-il appliquer entre les électrodes pour que seul le cuivre se dépose ?
- 2) Quand tout le cuivre métallique s'est déposé, quelle est la tension U_2 à appliquer entre les électrodes pour que le nickel se dépose ?
- 3) Il s'est déposé 0,32 g de cuivre, puis 0,20 g de nickel sur la pièce métallique. Détermine les valeurs des concentrations C_1 et C_2 .
- 4) Quel est le volume de dioxygène mesuré dans les C.N.T.P produit pendant l'opération ?
 $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,33 \text{ V}$; $\text{Cu} : 63,5 \text{ g/mol}$;
 $\text{Ni} : 58,7 \text{ g/mol}$; $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$

CORRIGE « ELECTROLYSE EN SOLUTION »

Solution 1 :

1)- Espèces chimiques présentes dans la solution : H_2O ; Na^+ et OH^- .
2)- a)- la transformation ($Na^+ + e^- \rightarrow Na$) ne peut se produire qu'à la cathode car les ions Na^+ sont attirés par la cathode.

b)- S'il y a dégagement de dihydrogène sur cette électrode par ce que H_2O est plus oxydant que Na^+ (voir les potentiels des couples respectifs).

Transformation correspondante : Cathode : réduction : $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$

3)- Demi - équation sur l'autre électrode : Anode : oxydation : $4OH^- \rightarrow O_2 + 4e^- + 2H_2O$

4)- Volume de gaz dégagé à la cathode après 1 heure :

$$\begin{array}{l} 2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^- \\ \text{Bilan molaire} \quad \quad \quad 2F \quad \quad 1\text{mol} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad Q \quad \quad n(H_2) \\ \Rightarrow n(H_2) = \frac{Q}{2F} = \frac{It}{2F} \Rightarrow V(H_2) = \frac{It}{2F} V_m \quad \text{AN : } V(H_2) = \frac{0,5 \cdot 3600 \cdot 22,4}{2 \cdot 96500} = 0,2 \text{ L} \end{array}$$

Solution 2 :

1)- Inventaire des espèces en solution : H_2O ; Al^{3+} et Cl^- .

2)- S'il y a surtension entre les électrodes, les couples qui interviennent lors de cette électrolyse, sont : (Al^{3+}/Al) et (Cl_2/Cl^-) et le gaz observé sur l'une des électrodes est le dichlore Cl_2 .

Dans la solution, Cl^- est plus réducteur que H_2O .

3)- Réactions aux électrodes :

Cathode : Réduction : $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al / 2$

Anode : Oxydation : $2Cl^- \rightarrow 2e^- + Cl_2 / 3$

Bilan de l'électrolyse : $2Al^{3+} + 6Cl^- \rightarrow 2Al + 3Cl_2$

3)- Masse du dépôt métallique observé à la cathode :

$$\begin{array}{l} 2Al^{3+} + 6Cl^- \rightarrow 2Al + 3Cl_2 \\ \text{Bilan molaire :} \quad \quad \quad 2\text{mol} \quad 3\text{mol} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad n_{Al} \quad n(Cl_2) \\ \Rightarrow 3n_{Al} = 2n(Cl_2) \Rightarrow m_{Al} = \frac{2M_{Al}}{3V_m} \cdot V(Cl_2) \quad \text{AN : } m_{Al} = \frac{2 \cdot 27 \cdot 2,4}{3 \cdot 22,4} = 1,92 \text{ g} \end{array}$$

Solution 3 :

1- Espèces présentes dans la solution : Ag^+ , NO_3^- et H_2O .

2- a)- NO_3^- : est attiré par l'anode ; b)- Ag^+ : est attiré par la cathode.

3- Les ions NO_3^- ne réagissent pas à l'anode par ce qu'ils sont oxydants ; seule H_2O réagit en qualité de réducteur.

Tension favorable entre l'anode et la cathode : $U = 1,23 - 0,80 = 0,43 \text{ V}$

4- Réactions aux électrodes :

Cathode : réduction : $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

Anode : oxydation : $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

Bilan rédox : $4Ag^+ + 2H_2O \rightarrow 4Ag + O_2 + 4H^+$

5- a)- Quantité d'électricité consommée : $Q = It$ AN : $Q = 0,5 \cdot 5400 = 2700 \text{ C}$

b)- Masse de métal formé :

$$\begin{array}{l} Ag^+ + e^- \rightarrow Ag \\ \quad \quad \quad 1F \quad \quad 108g \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad Q \quad \quad m \\ m = 108 \cdot \frac{Q}{1F} = \frac{108 \cdot 2700}{96500} = 3,02g \end{array}$$

Solution 4 :

1)- Différentes réactions possibles aux électrodes :

Espèces présentes dans la solution : H_2O ; H_3O^+ et I^- :

Anode : oxydation (1) : $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$ et (2) : $2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$

Cathode : réduction : $2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow H_2 + 2H_2O$

2)- Réactions qui se produisent :

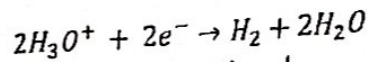
En tenant compte des valeurs des potentiels rédox des couples en présence, les ions I^- sont plus réducteurs que H_2O , donc les réactions qui se produisent sont :

Anode : (1) : $2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$

Cathode : $2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow H_2 + 2H_2O$

Bilan de l'électrolyse : $2I^- + 2H_3O^+ \rightarrow I_2 + H_2 + 2H_2O$

3)- Volume de gaz dégagé :



Bilan molaire : $2F \quad 1 \text{ mol}$

$Q \quad n_{H_2}$

$$\Rightarrow n_{H_2} = \frac{V_{H_2}}{V_m} = \frac{Q}{2F} \Rightarrow V_{H_2} = V_m \cdot \frac{Q}{2F} \quad \text{AN : } V_{H_2} = 22,4 \cdot \frac{10.3600}{2.96500} = 4,2 \text{ L}$$

Solution 5 :

1)- Tension U_1 entre les électrodes pour que seul le cuivre se dépose :

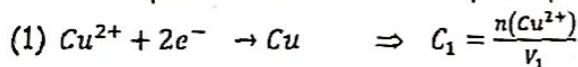
$$U_1 = 1,33 - 0,34 = 0,99 \text{ V}$$

2)- Tension U_2 entre les électrodes pour que le nickel se dépose :

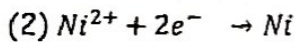
$$U_2 = 1,33 - (-0,25) = 1,58 \text{ V}$$

3)- Concentrations C_1 et C_2 des solutions de sulfate de cuivre II et de sulfate de nickel II :

Réactions respectives traduisant chaque dépôt métallique :



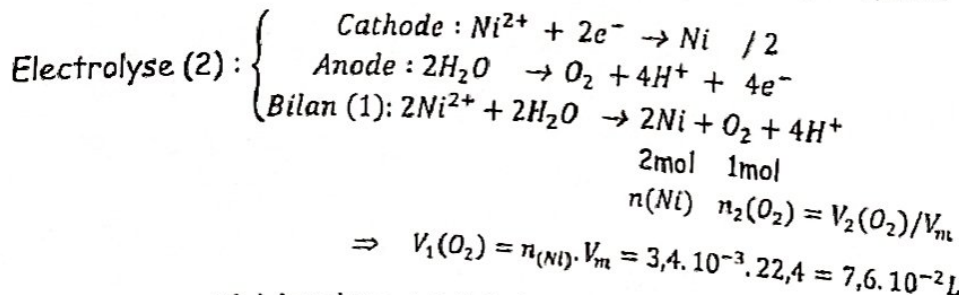
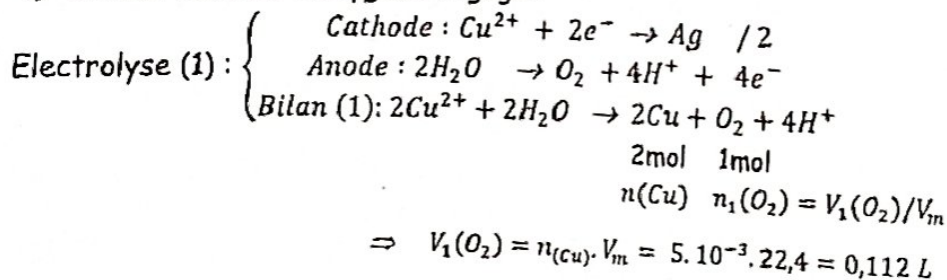
$$\text{or } n(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{0,32}{63,5} = 5.10^{-3} \text{ mol et } V_1 = 0,1 \text{ L} \Rightarrow C_1 = 5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$



$$\Rightarrow C_2 = \frac{n(\text{Ni}^{2+})}{V_2} \text{ or } n(\text{Ni}^{2+}) = n(\text{Ni}) = \frac{m(\text{Ni})}{M(\text{Ni})} = \frac{0,20}{58,7} = 3,4.10^{-3} \text{ mol et } V_2 = 0,25 \text{ L}$$

$$\Rightarrow C_1 = 1,4.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

4)- Volume total de dioxygène dégagé :



D'où le volume total de dioxygène : $V(\text{O}_2) = V_1(\text{O}_2) + V_2(\text{O}_2) = 0,188 \text{ L}$

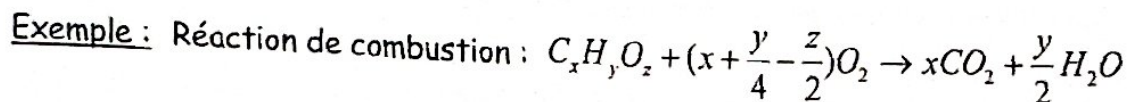
ANALYSE ELEMENTAIRE D'UN COMPOSE ORGANIQUE

1- Qu'est - ce qu'une analyse élémentaire d'un composé organique ?

Dans une large majorité, les composés organiques ont une structure moléculaire.

L'analyse élémentaire d'un composé organique, consiste à déterminer la qualité et la quantité des différents éléments qui le constituent.

Cette opération dite « minéralisation » peut se faire soit par chauffage à l'abri de l'air appelée pyrolyse, ou soit par combustion.



2- Analyse élémentaire qualitative :

Elle consiste à déterminer la qualité d'éléments chimiques présents dans un composé organique.

3- Analyse élémentaire quantitative :

Elle consiste à déterminer les proportions en masse suivant lesquelles les éléments chimiques sont combinés. Les résultats de cette analyse constituent le pourcentage massique élémentaire du composé.

Pour un échantillon de masse m , de composé organique, le pourcentage massique de chaque élément présent, est donné par la relation :

$$\% \text{élt} = \frac{m(\text{élt})}{m} 100$$

4- Détermination de la masse molaire d'un composé gazeux :

a- A partir de la densité du gaz par rapport à l'air :

$$d = \frac{M}{29} \Rightarrow M = 29 \cdot d \text{ (en g.mol}^{-1}\text{)}$$

b- A partir de la loi des gaz parfaits :

Considérons un échantillon gazeux de masse m , occupant un volume V à la température T sous une pression P .

• Loi des gaz parfaits : $PV = nRT$ avec $n = \frac{m}{M}$

• Masse molaire :

$$M = m \cdot \frac{RT}{PV} \text{ (en g.mol}^{-1}\text{) avec } R = \frac{P_0V_0}{T_0} : \text{cte des gaz parfaits}$$

Valeurs de la constante des gaz parfaits R :

$$R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1} ; \text{ avec } T : (\text{en K}) ; P : (\text{en Pa}) ; V : (\text{en m}^3)$$

$$R = 0,082 \text{ atm.L.K}^{-1}\text{mol}^{-1} \text{ avec } : T : (\text{en K}) ; P : (\text{en atm}) ; V : (\text{en L})$$

$$R = 6,23 \text{ L.K}^{-1}.\text{cm de Hg} \text{ avec } T : (\text{en K}) ; P : (\text{en cm de Hg}) ; V : (\text{en L})$$

Conversions : $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$; $T (\text{K}) = 273 + T(^{\circ}\text{C})$; $1 \text{ atm} = 76 \text{ cm de Hg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

5- Détermination de la formule brute d'un composé organique :

Pour un composé organique ternaire de formule brute de la forme $C_xH_yO_z$, on a :

- La masse molaire M du composé : $M = 12x + y + 16z$
- La masse m d'un échantillon de ce composé :

$$m = m_C + m_H + m_O$$

$$\text{avec } m_C = \frac{3m_{CO_2}}{11} ; m_H = \frac{m_{H_2O}}{9} \text{ et } m_O = m - (m_C + m_H)$$

- Composition centésimale du composé :

$$100 = \%C + \%H + \%O$$

$$\text{avec } \%C = \frac{3m_{CO_2}}{11m} 100 ; \%H = \frac{m_{H_2O}}{9m} 100 \text{ et } \%O = 100 - (\%C + \%H)$$

- Détermination des valeurs des indices x , y et z :

- A partir de la masse des différents éléments :

$$\frac{M}{m} = \frac{12x}{m_C} = \frac{y}{m_H} = \frac{16z}{m_O}$$

- A partir de la composition centésimale du composé :

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

EVALUATION : ANALYSE CHIMIQUE

Exercice 1 :

La quinine, utilisée dans le traitement du paludisme, a une masse molaire égale à 324 g/mol et contient 74,08 % de carbone, 7,41 % d'hydrogène, 9,87 % d'oxygène et 8,64 % d'azote. Déterminer sa formule brute.

Exercice 2 :

L'aspartame est un édulcorant synthétisé pour la première fois en 1965. IL ne contient que les éléments carbone, hydrogène, azote et oxygène. Sa molécule renferme 18 atomes d'hydrogène et sa composition centésimale massique est : C : 57,15%, H : 6,12% : O : 27,21% et N : 9,52%.

a- Déterminer sa masse molaire M ;

b- En déduire sa formule brute.

Exercice 3 :

L'acide acétylsalicylique est un médicament bien connu sous le nom d'aspirine. On soumet 1,8g de ce produit à l'analyse élémentaire quantitative et on recueille 3,96 g de dioxyde de carbone et 0,72 g d'eau. Sachant que sa masse molaire vaut 180 g/mol et qu'il ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène, détermine sa formule brute.

Exercice 4 :

Les boules blanches que nous mettons dans notre linge, sont parfois constituées de naphthaline, nom commercial du naphthalène. On soumet à l'analyse élémentaire 0,512 g de naphthaline et on obtient 1,76 g de dioxyde de carbone et 0,286 g d'eau.

a- Quels sont les éléments qui constituent la naphthaline ?

b- Détermine sa composition centésimale.

c- La masse molaire de la naphthaline valant 128 g/mol, détermine sa formule brute.

Exercice 5 :

La combustion de 0,850 g d'un composé gazeux produit 1,66 g de dioxyde de carbone et 1,19 g d'eau. Ce composé est azoté.

Par une méthode appropriée, on transforme l'azote qu'il contient en ammoniac NH_3 . Le traitement de 0,850 g de la substance produit 0,321 g d'ammoniac.

a- Détermine les pourcentages de carbone, d'hydrogène et d'azote contenus dans ce composé.

b- Ce composé contient - il de l'oxygène ?

c- Sachant que sa densité par rapport à l'air est égale à 1,55, détermine la masse molaire approchée et la formule brute du composé.

d- En déduire la masse molaire exacte de ce composé.

Exercice 6 :

L'analyse d'un composé ne renfermant que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène, a fourni les résultats suivants :

- La combustion complète de 0,7453g de composé a donné 1,7534g de gaz carbonique et 0,9126g d'eau.

- D'autre part la vaporisation de 1,28g de composé à 100°C et sous une pression de 750 mm de mercure, occupe un volume de $528,5 \text{ cm}^3$.

1- Calcule la masse molaire approchée du composé.

2- Détermine la composition centésimale du composé.

3- En déduire la formule brute moléculaire du composé.

Données : $R = 0,082 \text{ atm.L.K}^{-1}\text{mol}^{-1}$; $P_0 = 76 \text{ cm de Hg} = 1 \text{ atm} = 1,1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

CORRIGE « ANALYSE CHIMIQUE »

Solution 1 :

Formule brute de la forme : $C_xH_yO_zN_t$:

$$\frac{M}{100} = \frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = \frac{14t}{\%N} \Rightarrow \begin{cases} x = \frac{M \cdot \%C}{1200} = 20 \\ y = \frac{M \cdot \%H}{100} = 24 \\ z = \frac{M \cdot \%O}{1600} = 2 \\ t = \frac{M \cdot \%N}{1400} = 2 \end{cases} \Rightarrow \text{Formule brute : } C_{20}H_{24}O_2N_2$$

Solution 2 :

a- Masse molaire : $\frac{M}{100} = \frac{18}{\%H} \Rightarrow M = \frac{18 \cdot 100}{\%H} \Rightarrow M \approx 294 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

b- Formule brute : $C_xH_{18}O_yN_z$

$$\frac{M}{100} = \frac{12x}{\%C} = \frac{16y}{\%O} = \frac{14z}{\%N} \Rightarrow \begin{cases} x = \frac{M \cdot \%C}{1200} \\ y = \frac{M \cdot \%O}{1600} \\ z = \frac{M \cdot \%N}{1400} \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} x = 14 \\ y = 5 \\ z = 2 \end{cases} \Rightarrow \text{Formule brute : } C_{14}H_{18}O_5N_2$$

Solution 3 :

Formule brute de la forme : $C_xH_yO_z$

$$\frac{M}{m} = \frac{12x}{m_C} = \frac{y}{m_H} = \frac{16y}{m_O}$$

Détermination des indices x, y et z :

- Masse de carbone dans 1,8g de quinine : $m_C = \frac{3 \cdot m_{CO_2}}{11} = \frac{3 \cdot 3,96}{11} = 1,08 \text{ g}$

- Masse d'hydrogène dans l'échantillon : $m_H = \frac{m_{H_2O}}{9} = \frac{0,72}{9} = 0,08 \text{ g}$

- Masse d'oxygène dans l'échantillon : $m_O = m - (m_C + m_H) = 1,8 - (1,08 + 0,08) = 0,64 \text{ g}$

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

$$\text{D'où : } \begin{cases} x = \frac{M \cdot m_C}{12m} = \frac{180 \cdot 1,08}{12 \cdot 1,8} = 9 \\ y = \frac{M \cdot m_H}{m} = \frac{180 \cdot 0,08}{1,8} = 8 \\ z = \frac{M \cdot m_O}{16m} = \frac{180 \cdot 0,64}{16 \cdot 1,8} = 4 \end{cases} \Rightarrow \text{Formule de l'acide acétylsalicylique : } C_9H_8O_4$$

Solution 4 :

a- Eléments présents dans la naphthaline :

- Masse de carbone présent : $m_C = \frac{3 \cdot m_{CO_2}}{11} = \frac{3 \cdot 1,76}{11} = 0,48 \text{ g}$

- Masse d'hydrogène présent : $m_H = \frac{m_{H_2O}}{9} = \frac{0,286}{9} = 0,032 \text{ g}$

- Etant donné que $m_C + m_H = m = 0,512 \text{ g} \Rightarrow$ la naphthaline ne renferme que les éléments carbone et hydrogène.

b- Composition centésimale :

$$\%C = \frac{m_C \cdot 100}{m} = \frac{0,48 \cdot 100}{0,512} = 93,75 \text{ et } \%H = \frac{m_H \cdot 100}{m} = \frac{0,032 \cdot 100}{0,512} = 6,25$$

c- Formule brute de la naphthaline : C_xH_y

$$\frac{M}{100} = \frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} \Rightarrow \begin{cases} x = \frac{M \cdot \%C}{1200} = \frac{128 \cdot 93,75}{1200} = 10 \\ y = \frac{M \cdot \%H}{100} = \frac{128 \cdot 6,25}{100} = 8 \end{cases} \Rightarrow \text{Formule brute : } C_{10}H_8$$

Solution 5 :

a- Pourcentages des éléments présents :

$$\%C = \frac{3m_{CO_2} \cdot 100}{11 \cdot m} = \frac{3 \cdot 1,66 \cdot 100}{11 \cdot 0,850} = 53,26 ; \%H = \frac{m_{H_2O} \cdot 100}{9 \cdot m} = \frac{1,19 \cdot 100}{9 \cdot 0,850} = 15,55$$
$$\%N = \frac{14m_{NH_3} \cdot 100}{17 \cdot m} = \frac{14 \cdot 0,321 \cdot 100}{17 \cdot 0,850} = 31,10$$

b- Le composé ne contient pas d'oxygène par ce que : $\%C + \%H + \%N = 99,91 \approx 100\%$

c- Masse molaire approchée du composé : $M = 29 \cdot d = 29 \cdot 1,55 = 44,95 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Formule brute du composé : $C_xH_yN_z$

$$\text{Or } \frac{M}{100} = \frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{14z}{\%N} \Rightarrow \begin{cases} x = \frac{M \cdot \%C}{1200} = \frac{44,95 \cdot 53,26}{1200} = 2 \\ y = \frac{M \cdot \%H}{100} = \frac{44,95 \cdot 15,55}{100} = 7 \\ z = \frac{M \cdot \%N}{1400} = \frac{44,95 \cdot 31,10}{1400} = 1 \end{cases}$$

D'où la formule brute du composé : C_2H_7N

d- Masse molaire exacte du composé : $M = 2 \cdot 12 + 7 \cdot 1 + 14 = 45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Solution 6 :

1- Masse molaire approchée :

Loi des gaz parfaits : $PV = nRT$ or $n = \frac{m}{M} \Rightarrow PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow M = m \cdot \frac{RT}{PV}$

$$AN : R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} ; m = 1,28 \text{ g} ; T = 373 \text{ K} ; P = \frac{75}{76} \text{ atm} ; V = 0,5285 \text{ L}$$

$$M = \frac{1,28 \cdot 0,082 \cdot 373 \cdot 76}{75 \cdot 0,5285} = 75,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

2- Composition centésimale du composé :

$$\%C = \frac{3m_{CO_2} \cdot 100}{11 \cdot m} = \frac{3 \cdot 1,7534 \cdot 100}{11 \cdot 0,7453} = 64,16 ; \%H = \frac{m_{H_2O} \cdot 100}{9 \cdot m} = \frac{0,9126 \cdot 100}{9 \cdot 0,7453} = 13,60$$
$$\%O = 100 - (\%C + \%H) = 22,24$$

3- Formule brute :

Formule brute du composé : $C_xH_yO_z$

$$\text{Or } \frac{M}{100} = \frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} \Rightarrow \begin{cases} x = \frac{M \cdot \%C}{1200} = \frac{75,07 \cdot 64,16}{1200} = 4 \\ y = \frac{M \cdot \%H}{100} = \frac{75,07 \cdot 13,60}{100} = 10 \\ z = \frac{M \cdot \%O}{1600} = \frac{75,07 \cdot 22,24}{1600} = 1 \end{cases}$$

D'où la formule brute du composé : $C_4H_{10}O$

Chapitre 2 :
STRUCTURE ET PROPRIETES CHIMIQUES DES HYDROCARBURES SATURES OU ALCANES

1- Qu'est - ce qu'un alcane ?

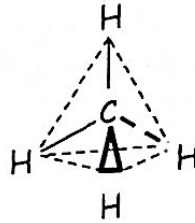
Un alcane est un hydrocarbure à chaîne carbonée saturée, donc renfermant des liaisons covalentes simples entre atomes de carbone.

- Le plus simple des alcanes est le méthane, de formule : CH_4 .
- La formule brute générale des alcanes est : C_nH_{2n+2}

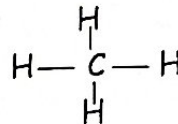
2- Structure des molécules de méthane et d'éthane :

a- Molécule de méthane : CH_4

- Modèle éclaté : l'atome de carbone tétravalent, occupe le centre d'un tétraèdre régulier dont les quatre atomes d'hydrogène, occupent les sommets.

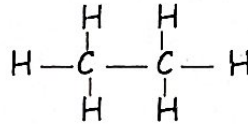


- Formule développée :



b- Molécule d'éthane : C_2H_6

- Formule développée : Toutes les liaisons entre atomes sont représentées.



- Formule semi - développée : Seules les liaisons entre atomes de carbone sont représentées. $CH_3 - CH_3$

3- Isomérisation de chaîne :

a- Qu'appelle - t - on isomères ?

Les composés chimiques de même formule brute mais ayant des formules développées ou semi - développées différentes, sont dits isomères.

Les isomères d'un composé organique, ont des propriétés chimiques différentes.

b- Isomérisation de chaîne :

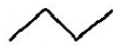
Les isomères ayant des chaînes carbonées différentes, constituent une isomérisation de chaîne.

Exemple :

(1) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$ (butane linéaire) et (2) $CH_3 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH} - CH_3$ (isobutane)

NB : Les isomères d'un alcane peuvent être représentés par leurs formules topologiques dans lesquelles, chaque extrémité et chaque sommet, représentent un atome de carbone saturé.

Exemple :

(1) Butane linéaire :  et (2) isobutane ou méthylpropane :



4- Règles de nomenclature des alcanes :

- Nom de l'alcane à partir du nombre d'atomes de carbone qu'il possède :

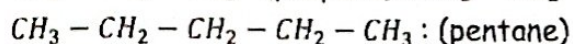
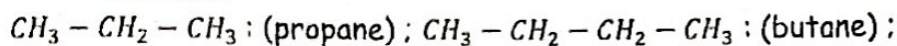
Exemple :

n = 1	n = 2	n = 3	n = 4	n = 5	n = 6	n = 7	n = 8
méthane	Ethane	Propane	Butane	pentane	hexane	heptane	Octane

- Nom de l'alcane à partir de sa formule semi - développée :

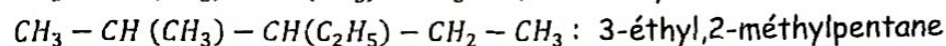
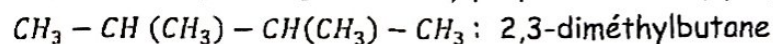
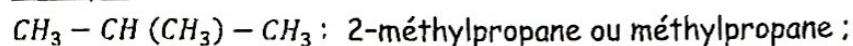
- Si la chaîne carbonée est linéaire, l'alcane porte le nom de sa formule brute.

Exemple :



- Si la chaîne carbonée est ramifiée : choisir la chaîne principale la plus longue, nommer les ramifications précédées de leurs indices de position et le tout suivi du nom de l'alcane de même nombre d'atomes de carbone que la chaîne principale.

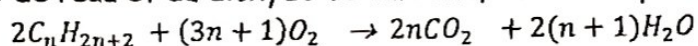
Exemple :



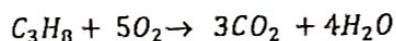
5- Propriétés chimiques des alcanes :

a- Réaction de Combustion :

Elle donne uniquement de l'eau et du dioxyde de carbone, suivant l'équation - bilan générale :

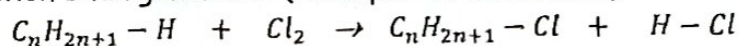


Exemple :

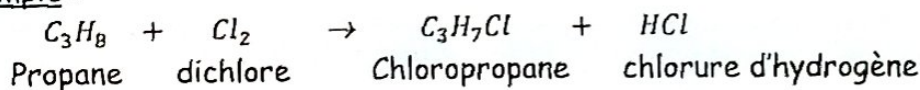


b- Réaction de substitution : Halogénéation

Un atome d'halogène remplace un atome d'hydrogène, pour donner un composé halogéné saturé suivant l'équation bilan générale : (Exemple : la chloration)



Exemple :



6- Noms de quelques radicaux ou groupes alkyles usuels :

Radical R- ou groupe alkyle $C_nH_{2n+1} -$	Nom du radical
$CH_3 -$	Méthyle
$CH_3 - CH_2 -$ ou $C_2H_5 -$	Ethyle
$CH_3 - CH_2 - CH_2 -$ ou $C_3H_7 -$	Propyle
$\begin{array}{l} CH_3 \\ \diagdown \\ CH - \\ \diagup \\ CH_3 \end{array}$	Isopropyle ou méthyléthyle

EVALUATION : « LES HYDROCARBURES SATURÉS »

1- Questions à choix multiples :

Choisis la réponse qui correspond à chacune des affirmations suivantes : Ex : 1.5 = b

- 1.1 Un hydrocarbure est dit saturé si : a)- le nombre d'atomes de carbone sont double de celui des atomes de carbone ; b)- tous les atomes de carbone sont tétraédriques ; c)- les atomes d'hydrogène sont reliés à la chaîne principale par des simples liaisons.
- 1.2 Le 2,2-diméthylpropane est un isomère du : a)- propane ; b)- butane ; c)- pentane.
- 1.3 La réaction de substitution des alcanes, se traduit par : a)- le remplacement d'un atome de carbone par un autre atome ; b)- le remplacement d'un atome d'hydrogène par un autre atome ; c)- aucun atome n'est remplacé par un autre.
- 1.4 Le 2-chlorométhylpropane est un produit de la réaction de substitution entre : a)- le propane et le dichlore ; b)- le méthylbutane et le dichlore ; c)- le méthylpropane et le dichlore.

2- Question à alternative vrai ou faux :

Réponds par vrai ou faux à chacune des affirmations suivantes : Exemple : 2.6 = vrai.

- 2.1 L'hydrocarbure de formule brute C_3H_6 est un alcane.
- 2.2 Les alcanes suivants : $CH_3 - CH_2 - C(CH_3)_2 - CH_3$ et $CH_3 - CH(CH_3) - CH_2 - CH_2 - CH_3$ sont des isomères.
- 2.3 Le 2-méthylpentane a pour formule brute : C_6H_{14} ;
- 2.4 La combustion complète de l'hydrocarbure saturé, donne uniquement du dioxyde de carbone.

3- Appariement :

Relie un élément question de la colonne A à un élément réponse de la colonne B. Ex : A7 = B5

Colonne A	Colonne B
A1 : 2,3-diméthylpentane	B1 : $CH_3 - CH(CH_3) - CH_2 - CH_2 - CH_3$
A2 : 3-méthylpentane	B2 : $CH_3 - CH_2 - C(CH_3)_2 - CH_3$
A3 : 2-méthylpentane	B3 : $CH_3 - CH(CH_3) - CH(CH_3) - CH_2 - CH_3$
A4 : 2,2-diméthylbutane	B4 : $CH_3 - CH_2 - CH(CH_3) - CH_2 - CH_3$

4- Questions à réponse construite :

Ecris les formules semi-développées possibles et les noms des 4 isomères de l'heptane.

Exercice 1 :

Le pourcentage massique en carbone d'un hydrocarbure saturé, de densité par rapport à l'air 2,96, est 83,72%.

- Détermine la masse molaire approchée de cet hydrocarbure.
- En déduire sa formule brute de l'alcane.
- Ecris les formules semi-développées possibles et les noms correspondants.

On donne : C : $12g \cdot mol^{-1}$; H : $1g \cdot mol^{-1}$.

Exercice 2 :

Dans un eudiomètre, on introduit 2,24L d'un alcane gazeux et du dioxygène en excès. Après passage de l'étincelle et retour dans les conditions normales, on obtient 10,8g d'eau.

- Ecris l'équation - bilan générale de la réaction de combustion d'un alcane..
- Détermine la formule brute de cet alcane.
- Ecris les deux formules semi - développées ramifiées de cet alcane, donne leurs noms ainsi que les formules topologiques correspondantes.

On donne : $V_m = 22,4L.mol^{-1}$; $H : 1g.mol^{-1}$; $O : 16g.mol^{-1}$

Exercice 3 :

Un hydrocarbure saturé a pour masse molaire $M = 72 g/mol$.

- Donne l'expression de M en fonction de n , le nombre d'atomes de carbone.
- En déduire sa formule brute.
- Ecris les formules semi - développées et les noms correspondants des isomères possibles.
- On brûle 7,2 g de cet hydrocarbure. Après avoir écrit l'équation de la réaction, détermine le volume de dioxyde de carbone dégagé, dans les conditions normales de température et de pression.

On donne : $C : 12g.mol^{-1}$; $H : 1g.mol^{-1}$; $V_m = 22,4L.mol^{-1}$.

Exercice 4 :

On introduit dans un eudiomètre $10 cm^3$ d'un hydrocarbure C_xH_y et $60 cm^3$ de dioxygène, puis on fait éclater l'étincelle qui déclenche la combustion totale de l'hydrocarbure. Après retour aux CNTP, on constate que l'eudiomètre contient $40 cm^3$ de mélange gazeux dont $30 cm^3$ sont absorbables par la potasse.

- Ecris l'équation de la combustion complète de l'hydrocarbure.
- Détermine la formule brute de cet hydrocarbure.
- Donne le nom de cet hydrocarbure et écris sa formule semi - développée.

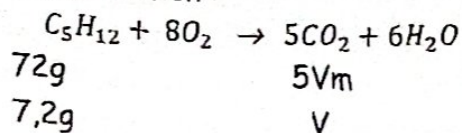
Données : $V_m = 22400 cm^3.mol^{-1}$

Exercice 5 :

On introduit dans un eudiomètre $40cm^3$ d'un mélange gazeux d'éthane et de propane en présence de $200cm^3$ de dioxygène. Après passage de l'étincelle et retour aux conditions initiales, il reste $127,5cm^3$ d'un mélange gazeux dont $105cm^3$ sont absorbables par la potasse et le reste par le phosphore.

- Ecris les équations bilans des réactions de combustion.
- Détermine le volume du dioxygène qui a réagi.
- Donne la composition initiale du mélange.

d- Equation de la réaction de combustion :

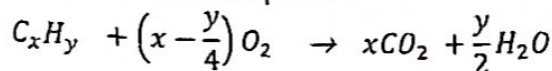


Volume de dioxyde de carbone dégagé :

$$V = \frac{5V_m \cdot 7,2}{72} = \frac{5 \cdot 22,4 \cdot 7,2}{72} = 11,2 L$$

Solution 4 :

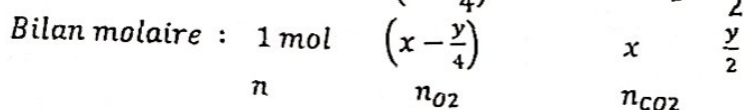
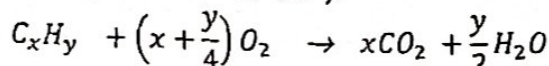
1- Equation de la réaction de combustion complète :



2- Formule brute de l'hydrocarbure :

Le gaz absorbé par la potasse, est le dioxyde de carbone (30 cm³).

Volume de dioxygène restant (40 - 30 = 10 cm³):



$$\text{Avec : } n = \frac{10}{22400} \text{ mol ; } n_{O_2} = \frac{60 - 10}{22400} = \frac{50}{22400} \text{ mol et } n_{CO_2} = \frac{30}{22400} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow \begin{cases} x = \frac{n_{CO_2}}{n} = 3 \\ x + \frac{y}{4} = \frac{n_{O_2}}{n} = 5 \Rightarrow \frac{y}{4} = 5 - x \Rightarrow y = 8 \end{cases}$$

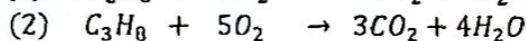
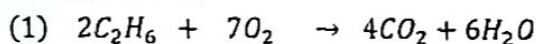
Formule de l'hydrocarbure : C₃H₈

3- Nom de l'hydrocarbure : Propane :

Formule semi - développée : CH₃ - CH₂ - CH₃

Solution 5 :

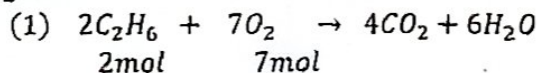
1- Equations des réactions de combustion :



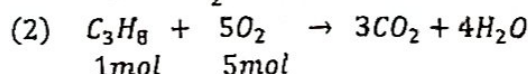
2- Volume de dioxygène qui a réagi :

$$V_{(O_2)} = 200 - (127,5 - 105) = 177,5 \text{ cm}^3$$

3- Composition du mélange gazeux initial :



$$n_1 \quad \frac{7}{2}n_1$$



$$n_2 \quad 5n_2$$

Avec $n_1 = \frac{V_1}{V_m}$: quantité initiale d'éthane ; $n_2 = \frac{V_2}{V_m}$: quantité initiale de propane

$$n_{(O_2)} = \frac{V_{(O_2)}}{V_m}$$

$$\text{D'où le système : } \begin{cases} V_1 + V_2 = V_T \\ \frac{7}{2}n_1 + 5n_2 = n_{(O_2)} \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} V_1 + V_2 = 40 \\ \frac{7}{2}V_1 + 5V_2 = 177,5 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} V_1 = 15 \text{ cm}^3 \\ V_2 = 25 \text{ cm}^3 \end{cases}$$

LES HYDROCARBURES INSATURES : (ALCÈNES ET ALCYNES) :

1- Qu'est - ce qu'un hydrocarbure insaturé ?

Un hydrocarbure est dit insaturé, si sa chaîne carbonée renferme au moins une liaison double $C = C$ (pour l'alcène) ou une triple liaison $C \equiv C$ (pour l'alcyne).

a- Les alcènes :

Le plus simple des alcènes est l'éthène ou éthylène, de formule : C_2H_4 .

La formule brute générale des alcènes, est : C_nH_{2n} .

b- Les alcynes :

Le plus simple des alcynes, est l'éthyne ou l'acétylène, de formule : C_2H_2 .

La formule brute générale des alcynes, est : C_nH_{2n-2} .

2- Structure des molécules d'éthylène et d'acétylène :

- L'éthylène : Les deux atomes de carbone de la molécule d'éthylène, sont trigonaux c'est-à-dire possèdent trois voisins chacun à cause de la double liaison $C = C$.

Formule semi - développée : $CH_2 = CH_2$

- L'acétylène : Les deux atomes de carbone de la molécule d'acétylène, sont digonaux c'est-à-dire possèdent deux voisins chacun à cause de la triple liaison $C \equiv C$.

Formule semi - développée : $CH \equiv CH$.

3- Isomérisation des alcènes et des alcynes :

a- Isomérisation de chaîne et de position :

A l'isomérisation de chaîne, s'ajoute l'isomérisation de position, à cause des différentes positions qu'occupent la double ou la triple liaison dans la chaîne carbonée principale.

Exemple :

Isomères du butène C_4H_8 : «3 isomères possibles »

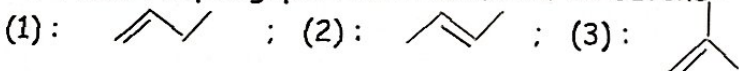
(1) : $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$; (2) : $CH_3 - CH = CH - CH_3$ et (3) : $CH_2 = C(CH_3) - CH_3$

- Les isomères (1) et (3) ou (2) et (3), présentent une isomérisation de chaîne ;

- Les isomères (1) et (2), présentent une isomérisation de position ;

NB :

- Formules topologiques des 3 isomères du butène :



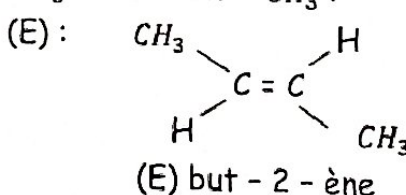
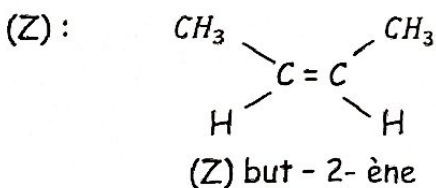
b- La stéréo - isomérisation des alcènes :

La double liaison $C = C$, n'admet aucune rotation autour de l'axe passant par les deux atomes trigonaux de carbone.

Lorsque les deux atomes trigonaux, portent au moins deux radicaux identiques, la molécule présente une stéréo - isomérisation (Z) et (E).

Exemple :

Stéréo - isomérisation du but - 2 - éne de formule $CH_3 - CH = CH - CH_3$:



4- Règles de nomenclature des alcènes et des alcynes :

Le nom de l'alcène ou de l'alcyne, dérive de celui de l'alcane de même chaîne carbonée, en remplaçant la terminaison « ane » par « ène » (pour les alcènes) et par « yne » (pour les alcynes), tout en indiquant la position de la double ou de la triple liaison dans la chaîne carbonée principale.

Exemple :

NB : Pour les deux premiers alcènes (ou alcynes), la position de la double (ou de la triple) liaison, n'est pas nécessaire.

- $CH_2 = CH_2$: éthylène et $CH_2 = CH - CH_3$: propène.
- $CH \equiv CH$: acétylène et $CH \equiv C - CH_3$: propyne.

- Isomères du butène : C_4H_8

(1) : $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$; but - 1 - ène

(2) : $CH_3 - CH = CH - CH_3$; but - 2 - ène

(3) : $CH_2 = C(CH_3) - CH_3$; 2-méthylpropène ou méthylpropène

- Isomères du butyne : C_4H_6

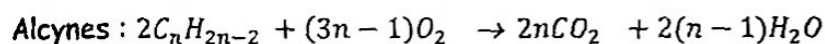
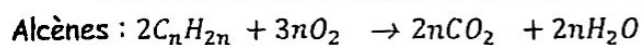
(1) : $CH \equiv C - CH_2 - CH_3$; but - 1 - yne

(2) : $CH_3 - C \equiv C - CH_3$; but - 2 - yne

5- Propriétés chimiques :

a- Réaction de combustion :

Elle conduit à la formation de l'eau et du dioxyde de carbone.



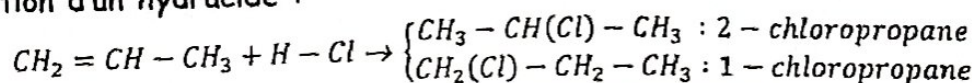
b- Réactions d'addition :

La présence de la double (ou de la triple) liaison dans les alcènes (ou les alcynes), favorise les réactions dites d'addition.

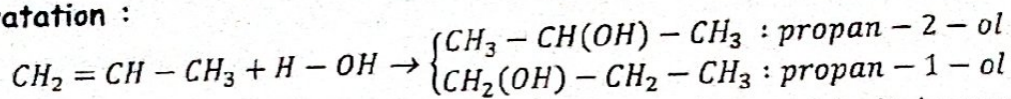
Types d'addition	Alcènes	Alcynes
Hydrogénation	Alcène + $H_2 \rightarrow$ alcane $C_nH_{2n} + H_2 \rightarrow C_nH_{2n+2}$	Alcyne + $H_2 \rightarrow$ alcène $C_nH_{2n-2} + H_2 \rightarrow C_nH_{2n}$
Halogénéation	Alcène + $Cl_2 \rightarrow$ dichloroalcane $C_nH_{2n} + Cl_2 \rightarrow C_nH_{2n}Cl_2$	Alcyne + $Cl_2 \rightarrow$ dichloroalcène $C_nH_{2n-2} + Cl_2 \rightarrow C_nH_{2n-2}Cl_2$
Hydracide	Alcène + $HCl \rightarrow$ monochloroalcane $C_nH_{2n} + HCl \rightarrow C_nH_{2n+1}Cl$	Alcyne + $HCl \rightarrow$ monochloroalcène $C_nH_{2n-2} + HCl \rightarrow C_nH_{2n-1}Cl$
Hydratation	Alcène + $H_2O \rightarrow$ alcool $C_nH_{2n} + H_2O \rightarrow C_nH_{2n+1}OH$	

Exemple :

- Addition d'un hydracide :



• **Hydratation :**



NB : C'est l'alcool de la classe la plus élevée, qui est obtenu majoritairement.

6- Réaction de polymérisation :

a- Qu'est - ce la polymérisation ?

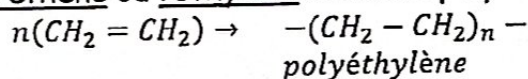
La polymérisation est l'addition des molécules insaturées identiques appelées monomères pour former un polymère.

Exemple de monomères :

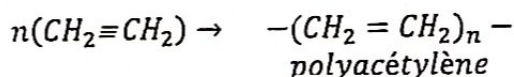
L'éthène : $CH_2 = CH_2$; l'éthyne : $CH \equiv CH$; le chlorure de vinyle : $CH_2 = CH - Cl$; ...

b- Polymérisation de l'éthène et de l'éthyne :

- La polymérisation de l'éthène ou l'éthylène donne le polyéthylène, suivant l'équation :

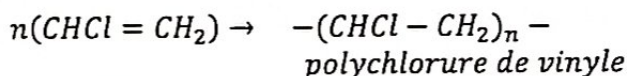


- La polymérisation de l'éthyne ou acétylène, donne le polyacétylène, suivant l'équation :

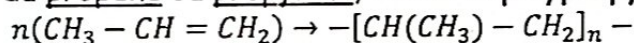


Remarque : Autres polymérisations :

- La polymérisation du chlorure de vinyle, donne le polychlorure de vinyle, suivant l'équation :



- La polymérisation du propène ou propylène, donne le polypropylène, suivant l'équation :



c- Importance pratique des hydrocarbures insaturés et des polymères :

Les hydrocarbures insaturés sont utilisés dans l'industrie lourde pour la fabrication des matières plastiques qui dérivent des produits de polymérisation.

Exemple :

Le polyéthylène : utilisé dans la fabrication des sachets d'emballage, des jouets, etc.

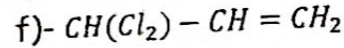
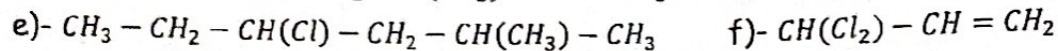
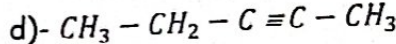
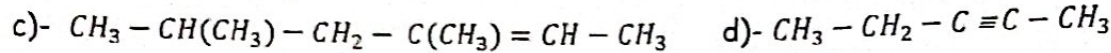
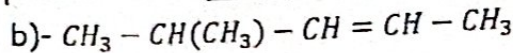
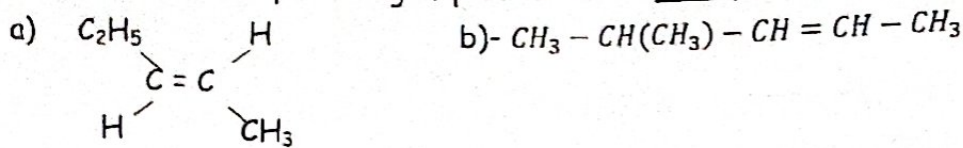
Le polychlorure de vinyle : utilisé dans la fabrication des bouteilles, tuyaux d'arrosage, fleurs artificiels.

Le polypropylène : utilisé dans la fabrication des fibres textiles, dans électroménager.

EVALUATION « LES HYDROCARBURES INSATURES »

Questions à réponse construite :

1- Nomme les composés organiques suivants : Exemple : f = 3-méthyl-octane.

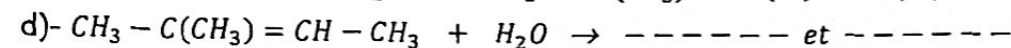
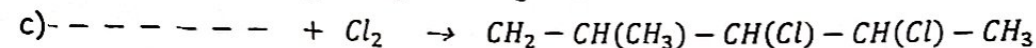
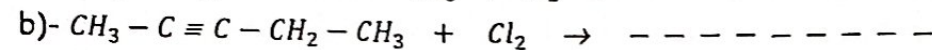
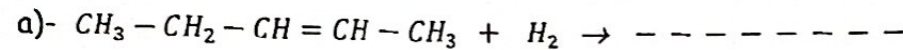


2- Ecris les formules des composés organiques suivants :

a)- 2,4-diméthylpent - 2 - ène ; b)- 3-chloro, 2,4-diméthylhexane ;

c)- 2,3-dichloro, 4-méthylpentane ; e)- 2,5-diméthylhex-3-yne

3- Complète les équations des réactions d'addition suivantes :



Exercice 1 :

Dans le but d'identifier un hydrocarbure insaturé de formule générale C_xH_y , un élève de première réalise sa combustion complète. Sachant que cet hydrocarbure renferme en masse 85,7% de carbone :

1. Déduis le pourcentage d'hydrogène.
2. Etablis une relation simple entre les indices x et y.
3. Détermine la formule brute de cet hydrocarbure s'il renferme 5 atomes de carbone.
4. Ecris les formules semi - développées de tous ses isomères possibles et nomme chacun.

Exercice 2 :

La combustion complète de $V = 100 \text{ cm}^3$ d'un mélange gazeux de $V_1 \text{ cm}^3$ de méthane et de $V_2 \text{ cm}^3$ d'acétylène nécessite un volume $V_3 = 230 \text{ cm}^3$ de dioxygène.

- 1- Ecrire les équations de combustion de méthane et d'acétylène.
- 2- Déterminer la composition volumique du mélange gazeux initial.
- 3- En déduire le volume de dioxyde de carbone dégagé.

Exercice 3 :

La combustion d'un mélange gazeux de 672 cm^3 contenant du méthane et de l'éthène a fourni du dioxyde de carbone et de l'eau.

1. Etablis une relation entre les quantités initiales n_1 et n_2 respectivement du méthane et de l'éthène.
2. Sachant que la masse totale du dioxyde de carbone obtenu est 1,76g.
 - a)- Ecris les équations respectives des réactions de combustion ;

- b)-Etablis une deuxième relation entre n_1 et n_2 .
3. Détermine la composition initiale du mélange (en mol).
On donne : $V_m = 22400 \text{ cm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$; H : 1 ; C : 12 ; O : 16 (en g/mol).

Exercice 4 :

Un alcène a pour densité par rapport à l'air $d = 1,93$.

- 1- Détermine sa masse molaire.
- 2- En déduire sa formule brute.
- 3- Ecris les formules semi - développées possibles de cet alcène et les nommer.
- 4- On procède à l'hydrogénation de 4 g de cet alcène.
 - a)- Ecris l'équation générale de la réaction et nomme le produit formé.
 - b)- Le rendement de la réaction étant de 85%, calcule la masse du produit formé.

On donne : C : 12 g/mol ; H : 1 g/mol.

Exercice 5 :

Un alcène A réagit avec le dibrome, pour donner un composé saturé B. On réalise un mélange initial équimolaire en mélangeant une masse $m_1 = 1,68\text{g}$ de A et une masse $m_2 = 2,4\text{g}$ de dibrome.

- 1- Détermine la masse molaire de l'alcène A.
- 2- Quelle est alors, la formule brute de A ?
- 3- En déduire la formule moléculaire du composé B ;
- 4- Quels sont alors, les isomères possibles de B ainsi que leurs noms correspondants ?

On donne : H : 1 ; C : 12 et Br : 80 (en g.mol⁻¹).

CORRIGE « HYDROCARBURES INSATURES »

Solution 1 :

1- Pourcentage de l'hydrogène : $\%H = 100 - \%C = 14,3$

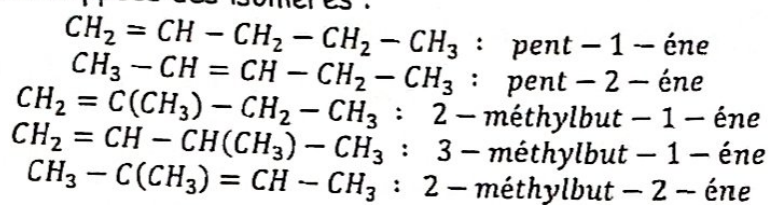
2- Relation simple entre x et y : $\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} \Rightarrow \frac{12x}{85,7} = \frac{y}{14,3}$

3- Formule brute de l'hydrocarbure insaturé sachant que x = 5 :

$$\frac{12,5}{85,7} = \frac{y}{14,3} \Rightarrow y = \frac{14,3 \cdot 5 \cdot 12}{85,7} = 10$$

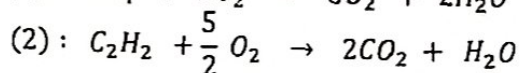
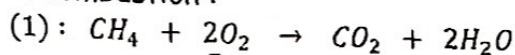
Formule de l'hydrocarbure : C_5H_{10} .

4- Formule semi - développées des isomères :

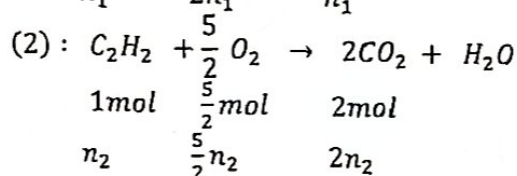
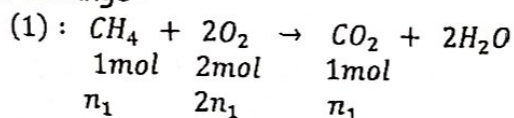


Solution 2 :

1- Equations des réactions de combustion :



2- Composition volumique du mélange :



Avec $n_1 = \frac{V_1}{V_m}$: quantité de méthane et $n_2 = \frac{V_2}{V_m}$: quantité d'acétylène ; $n_{(O_2)} = \frac{V_{(O_2)}}{V_m}$

$$\Rightarrow \begin{cases} V_T = V_1 + V_2 \\ n_{(O_2)} = 2n_1 + \frac{5}{2}n_2 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} V_0 = V_1 + V_2 = 100 \\ V_{(O_2)} = 2V_1 + \frac{5}{2}V_2 = 230 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} V_1 = 40 \text{ cm}^3 \\ V_2 = 60 \text{ cm}^3 \end{cases}$$

3- Volume de dioxyde de carbone dégagé :

$$n_{(CO_2)} = n_1 + 2n_2 \Rightarrow V_{(CO_2)} = V_1 + 2V_2 \Rightarrow \text{AN : } V_{(CO_2)} = 160 \text{ cm}^3$$

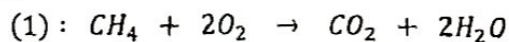
Solution 3 :

1- Relation entre les quantités initiales n_1 et n_2 du méthane et de l'éthène :

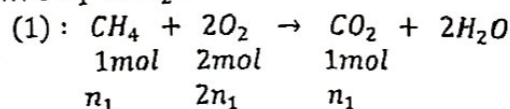
$$n_1 + n_2 = n = \frac{V_T}{V_m} = \frac{672}{22400} = 0,03 \text{ mol}$$

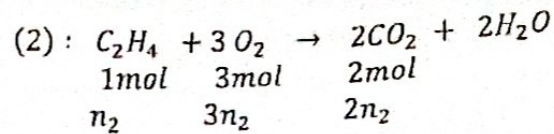
2- Combustion du mélange :

a- Equations des réactions :



b- Deuxième relation entre n_1 et n_2 :





Connaissant la quantité totale de CO_2 obtenue :

$$n_1 + 2n_2 = n_{(CO_2)} = \frac{m_{(CO_2)}}{44} = \frac{1,76}{44} \Rightarrow n_1 + 2n_2 = 0,04 \text{ mol}$$

3- Composition initiale du mélange :

$$\begin{cases} n_1 + n_2 = 0,03 \\ n_1 + 2n_2 = 0,04 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} n_1 = 0,02 \text{ mol} \\ n_2 = 0,01 \text{ mol} \end{cases}$$

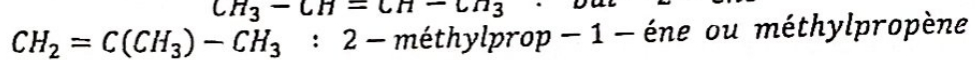
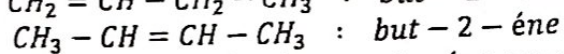
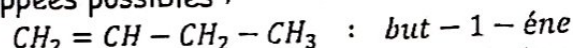
Solution 4 :

1- Masse molaire : $M = 29d$ AN : $M = 29 \cdot 1,93 = 55,97 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

2- Formule brute : Alcène $\Rightarrow C_nH_{2n} \Rightarrow M = 14n \Rightarrow n = \frac{M}{14} = \frac{55,97}{14} \approx 4$

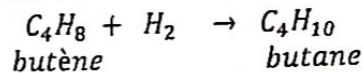
D'où la formule brute : C_4H_8

3- Formules semi - développées possibles :

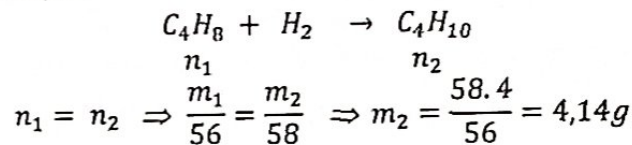


4- Hydrogénation de l'alcène :

a- Equation générale de la réaction :



b- Masse du produit formé :



Solution 5 :

1- Masse molaire de l'alcène A :

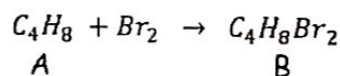
Equation de la réaction :

$$\text{Mélange initiale équimolaire : } n_1 = n_2 \Rightarrow \frac{m_1}{M_A} = \frac{m_2}{M_{Br}} \Rightarrow M_A = M_{Br} \cdot \frac{m_1}{m_2} = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

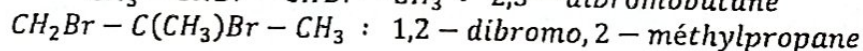
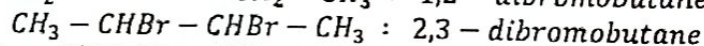
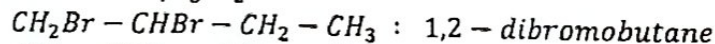
2- Formule brute de l'alcène A :

$$M_A = 14n \Rightarrow n = \frac{M_A}{14} = 4 \Rightarrow \text{Formule brute : } C_4H_8$$

3- Formule moléculaire de B :



4- Isomères possibles de B : $C_4H_8Br_2$



1- Les alcools :

a- Qu'est - ce qu'un alcool ?

Un alcool est un composé organique saturé, renfermant une fonction hydroxyle ($-OH$).
 Formule générale des alcools : $C_nH_{2n+1} - OH$ ou $R - OH$ avec R : groupement alkyle.

b- Nomenclature des alcools :

Le nom de l'alcool dérive de celui de l'alcane de même chaîne carbonée, en remplaçant la terminaison « e » par « ol ».

Règles de nomenclature :

- A partir de la formule brute :

$n = 1 : CH_3 - OH$	Méthanol
$n = 2 : C_2H_5 - OH$	Ethanol
$n = 3 : C_3H_7 - OH$	Propanol
$n = 4 : C_4H_9 - OH$	Butanol

- A partir de la formule semi - développée :

A l'isomérisie de chaîne s'ajoute l'isomérisie de position : il faut toujours indiquer la position du carbone fonctionnel dans la chaîne carbonée principale.

Exemple :

Formules et noms des 4 isomères du butanol $C_4H_9 - OH$:

$CH_3 - (CH_2)_2 - CH_2 - OH$: butan-1-ol ; $CH_3 - CH(OH) - CH_2 - CH_3$: butan-2-ol ;

$CH_3 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{C}(OH) - CH_3$: 2-méthylpropan-2-ol ; $CH_3 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH} - CH_2 - OH$: 2-méthylpropan-1-ol

c- Les différentes classes d'alcool :

On distingue trois classes d'alcool :

- **Alcools primaires** : Le carbone fonctionnel est lié à un (ou zéro) atome de carbone.

Formule générale : $R - CH_2 - OH$ avec R : groupe alkyle

Exemple : $CH_3 - OH$: méthanol ; $CH_3 - CH_2 - OH$: éthanol ; $CH_3 - (CH_2)_2 - CH_2 - OH$: butan-1-ol ; $CH_3 - CH(CH_3) - CH_2 - OH$: méthylpropan-1-ol.

- **Alcools secondaires** : Le carbone fonctionnel est lié à deux atomes de carbone.

Formule générale : $R - CH(OH) - R'$ avec R et R' : groupes alkyles.

Exemple : $CH_3 - CH(OH) - CH_2 - CH_3$: butan-2-ol

- **Alcools tertiaires** : Le carbone fonctionnel est lié à trois atomes de carbone.

Formule générale : $R - \overset{\substack{R' \\ |}}{C}(OH) - R''$

Exemple : $CH_3 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{C}(OH) - CH_3$: méthylpropan-2-ol

2- Les composés carbonyles :
Ils renferment la fonction carbonyle >C=O et ont pour formule générale brute : $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$.

2.1 : Les cétones :

a- Qu'est-ce qu'une cétone ?

Dans une cétone, la fonction carbonyle est placée en milieu de chaîne carbonée.

- Le plus simple des cétones est le propanone ou acétone de formule $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$.
- Formule générale des cétones : $\text{R} - \text{CO} - \text{R}'$ avec R et R' : groupes alkyles.

b- Nomenclature des cétones :

Le nom de la cétone dérive de celui de l'alcane de même chaîne carbonée, en remplaçant la terminaison « e » par « one », précédée généralement de l'indice de position du carbone fonctionnel dans la chaîne principale.

Exemple : $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CO} - \text{CH}_3$: 3-méthylbutan-2-one :

2.2 : Les aldéhydes :

a- Qu'est-ce qu'un aldéhyde ?

Dans un aldéhyde la fonction carbonyle est placée en bout de chaîne carbonée.

- Formule générale des aldéhydes : $\text{R} - \text{CHO}$
- Le plus simple des aldéhydes est le méthanal de formule : $\text{H} - \text{CH} = \text{O}$

b- Nomenclature des aldéhydes :

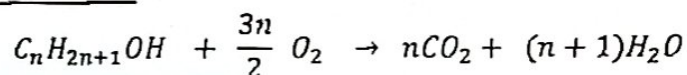
Le nom de l'aldéhyde dérive de celui de l'alcane de même chaîne carbonée, en remplaçant la terminaison « e » par « al ».

Exemple :

$\text{H} - \text{CHO}$: méthanal ; $\text{CH}_3 - \text{CHO}$: éthanal ; $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$: propanal
 $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CHO}$: 3-méthylbutanal

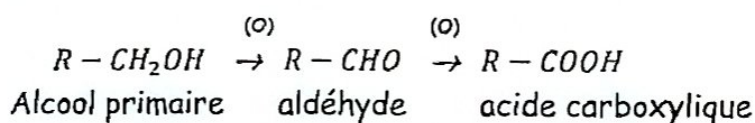
3. Propriétés chimiques :

3.1 Combustion des alcools :

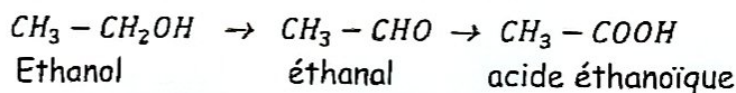


3.2 : Oxydation ménagée des alcools :

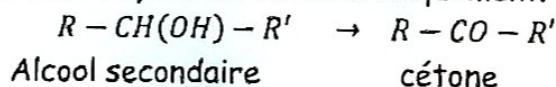
- Les alcools primaires sont oxydés en aldéhydes, puis en acide carboxyliques.



Exemple :



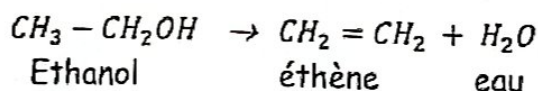
- Les alcools secondaires sont oxydés en cétones uniquement.



- Les alcools tertiaires n'est pas oxydable.

3.3 Déshydratation catalytique de l'éthanol :

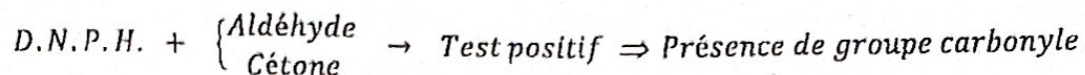
La déshydratation de l'éthanol (alcool) conduit à la formation de l'éthène (alcène) et de l'eau.



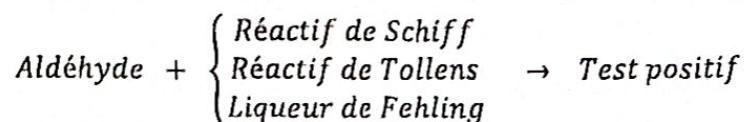
NB : La déshydratation d'un alcool, conduit à la formation de l'alcène qui lui a donné naissance par hydratation.

3.4 Propriétés chimiques des composés carbonylés :

- Les composés carbonylés (aldéhydes et cétones) donnent un précipité jaune orangé avec le 2,4-dinitrophénylhydrazine appelé « D.N.P.H. »



- Seuls les aldéhydes donnent un test positif avec « le réactif de Schiff », « le réactif de Tollens » ou « la liqueur de Fehling ».



NB : A cause de leur caractère réducteur, les aldéhydes s'oxydent en acides carboxyliques, en milieu acide, ou en ions carboxylates, en milieu basique.

EVALUATION : « ALCOOLS - COMPOSES CARBONYLES »

Exercice 1 :

Soient trois flacons A, B et C renfermant chacun un composé oxygéné non identifiés. On donne leurs formules brutes : C_2H_6O ; $C_4H_{10}O$ et $C_5H_{12}O$.

- 1- Ces composés sont des alcools. Ecris les formules semi - développées de tous les isomères de A et B, ainsi que les 4 isomères à chaîne ramifiée de C.
- 2- Pour identifier chacun des composés, on procède :
 - 1^{er} test : Par oxydation ménagée, seuls les composés A et C réagissent en donnant les composés A' et C'.
 - 2^{ème} test : A' et C' donne un test positif avec la DNPH, mais seul A' réagit avec le réactif de Schiff.
- a- Interpréter les résultats de ces expériences et identifier puis nommer les composés A, B et C.
- b- Identifier et nommer les produits A' et C' du 1^{er} test.

Exercice 2 :

Lors de l'addition d'eau sur un alcène, s'il peut se former plusieurs alcools, c'est l'alcool de la classe la plus élevée qui est obtenu majoritairement.

- 1- Le 3-méthylpentan-3-ol peut être préparé, par hydratation, à partir de trois alcènes isomères.
Ecrire la formule semi - développée de chacun de ces alcènes, les nommer, puis préciser quel autre alcool est simultanément obtenu lors de l'hydratation de chacun d'entre eux.
- 2- Le 3-méthylpentan-2-ol ne peut être obtenu de façon majoritaire, par hydratation qu'à partir d'un seul alcène ; lequel ?
- 3- Le 3-méthylpentan-1-ol ne peut être obtenu avec un bon rendement par hydratation d'un alcène : pourquoi ?

Exercice 3 :

La combustion complète de 4,64g d'un composé carbonylé A, a produit 4,32g d'eau et 5,76L de dioxyde de carbone, volume mesuré dans les conditions telles que $V_m = 24,0 \text{ L. mol}^{-1}$.

- 1- En notant C_xH_yO la formule de A, écrire l'équation - bilan de sa combustion.
- 2- Détermine la relation simple entre x et y.
- 3- La densité par rapport à l'air de A gazeux vaut $d = 2,0$. Déterminer la formule brute de A, puis les formules semi - développées des isomères de A. Nommer les composés carbonylés correspondantes.

Exercice 4 :

L'un des composés organiques oxygénés responsable de l'odeur du clou de girofle a un pourcentage massique en oxygène de 14%. La combustion d'une mole de ce corps nécessite 10 mol de dioxygène, et produit du dioxyde de carbone et de l'eau en quantité égales.

- 1- En notant $C_xH_yO_z$ la formule brute du composé recherché, écrire l'équation - bilan de sa combustion.
- 2- Etablir les trois relations reliant x, y, z et les données de l'énoncé. En déduire la formule brute du composé.
- 3- Sachant que la fonction est portée par le deuxième carbone de la chaîne et que cette chaîne n'est pas ramifiée, écrire la formule développée et nommer le composé étudié.

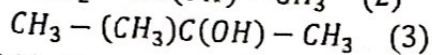
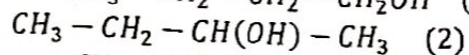
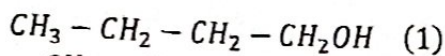
CORRIGE : ALCOOLS - COMPOSES CARBONYLES

Solution 1 :

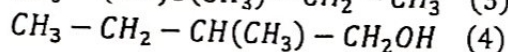
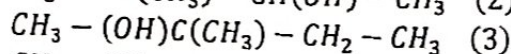
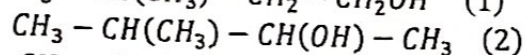
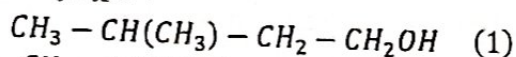
1- Formules semi - développées des alcools isomères :

- Composé A : C_2H_6O : $CH_3 - CH_2OH$

- Isomères de B : $C_4H_{10}O$:



- 4 isomères ramifiés de C : $C_5H_{12}O$:



2- Interprétation des tests et identification de A, B et C :

a- *Interprétation des résultats :

- 1^{er} Test : Oxydation ménagée de A et C : \Rightarrow A : alcool primaire ; C : alcool primaire ou secondaire et B : alcool tertiaire (car ne s'oxyde pas).

- 2^{ème} Test : DNPH : A' et C' sont des composés carbonylés ;

Réactif de Schiff : A' : un aldéhyde et C' : cétone (car test négatif).

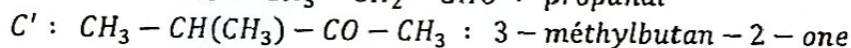
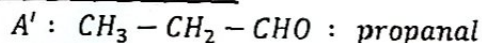
*Identification de A, B et C :

- A : alcool primaire : $CH_3 - CH_2OH$: éthanol ;

- B : alcool tertiaire : $CH_3 - (CH_3)C(OH) - CH_3$: 2 - méthylpropan - 2 - ol ;

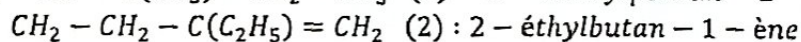
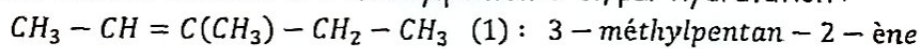
- C : alcool secondaire : $CH_3 - CH(CH_3) - CH(OH) - CH_3$: 3 - méthylbutan - 2 - ol

b- Identification et noms de A' et C' :



Solution 2 :

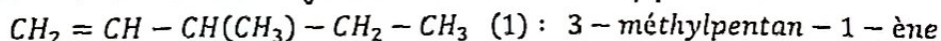
1- Formules des alcènes donnant le 3-méthylpentan-3-ol, par hydratation :



Autre alcool simultanément obtenu :

3 - méthylpentan - 2 - ol et 2 - éthylbutan - 1 - ol

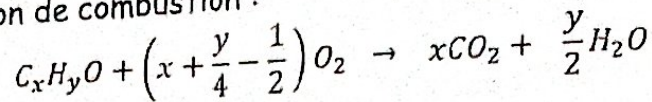
2- Formule de l'alcène donnant majoritairement le 3-méthylpentan-2-ol :



3- Le 3-méthylpentan-1-ol ne peut être obtenu avec un bon rendement par hydratation parce que sa classe est la moins élevée.

Solution 3 :

1- Equation de la réaction de combustion :



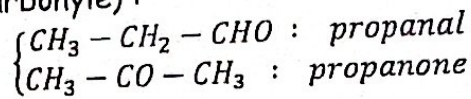
2- Relation simple entre x et y : $x = \frac{y}{2}$.

3- Formule brute de A : $C_xH_{2x}O$

- Masse molaire de A : $M = 29 d = 29.2 = 58 \text{ g. mol}^{-1}$

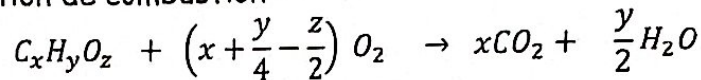
- Formule brute de A : $M = 14x + 16 \Rightarrow x = \frac{M-16}{14} = \frac{42}{14} = 3 \Rightarrow C_3H_6O$

- Isomères de A (composé carbonylé) :



Solution 4 :

1- Equation de la réaction de combustion :



2- *Relations reliant x, y, z et les données :

$$(1) : \frac{M}{100} = \frac{16z}{\%O} \Rightarrow \%O = 14 = \frac{1600z}{12x + y + 16z}$$

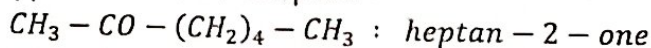
$$(2) : x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2} = 10$$

$$(3) : x = \frac{y}{2}$$

*Formule brute du composé :

$$\text{Après résolution du système : } \begin{cases} \frac{1600z}{12x+y+16z} = 14 \\ x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2} = 10 \\ x = \frac{y}{2} \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} x = 7 \\ y = 14 \\ z = 1 \end{cases} \Rightarrow \text{formule : } C_7H_{14}O$$

3- Formule semi - développée et nom du composé :



LES COMPOSES OXYGENES A DEUX ATOMES D'OXYGENE

1- Les acides carboxyliques :a- Qu'est - ce qu'un acide carboxylique ?

L'acide carboxylique est un composé organique renfermant la fonction carboxyle - COOH, placée en bout de chaîne carbonée.

- Le plus simple des acides carboxyliques est l'acide méthanoïque de formule : H-COOH.
- Formule générale : $C_nH_{2n+1} - COOH$ ou R-COOH.

b- Nomenclature des acides carboxyliques :

Le nom de l'acide carboxylique, dérive de celui de l'alcane de même chaîne carbonée, en remplaçant la terminaison « ane » par « oïque », le tout précédé du mot « acide ».

Exemple :

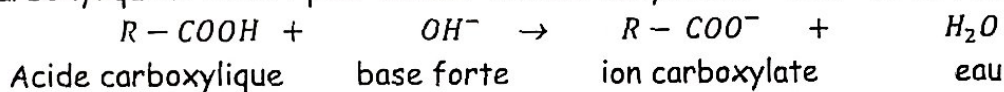
$H - COOH$: acide méthanoïque ou acide formique
 $CH_3 - COOH$: acide éthanoïque ou acide acétique
 $CH_3 - CH_2 - COOH$: acide propanoïque
 $CH_3 - CH(CH_3) - CH_2 - COOH$: acide 3 - méthylbotanoïque

c- Propriétés des acides carboxyliques :c.1 Acidité d'un acide carboxylique :

Pour la même concentration, la solution d'acide chlorhydrique est plus acide que celle d'un acide carboxylique : on dit que l'acide carboxylique est un acide faible.

c.2 : Réaction de l'acide carboxylique avec une base : la soude :

La soude NaOH (base forte) en solution aqueuse, réagit sous forme d'ion hydroxyde OH^- avec l'acide carboxylique R-COOH pour donner l'ion carboxylate $R - COO^-$ et de l'eau.

2- Les esters :a- Qu'est - ce qu'un ester ?

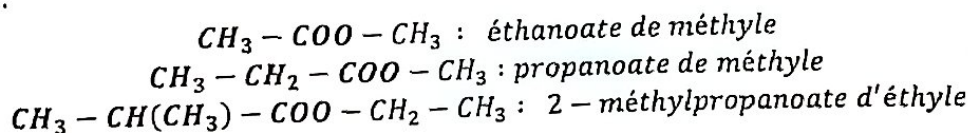
Un ester est un composé organique renfermant la fonction « ester » - COO -, placée en milieu de chaîne carbonée.

- Le plus simple des esters le méthanoate de méthyle, de formule : $H - COO - CH_3$.
- Formule générale : R-COO-R' avec R et R' : groupes alkyles identiques ou différents.

b- Nomenclature des esters :

L'ester est un carboxylate d'alkyle et son nom dérive de celui du radical R-COO- provenant de l'acide en remplaçant la terminaison « oïque » par « oate » et du groupement alkyle R'.

Exemple :

3- Les diols :

Les diols sont des composés organiques renfermant une double fonction alcool.

- Le plus simple des diols est l'éthane diol 1,2 de formule : $CH_2(OH) - CH_2(OH)$

LE GLUCOSE :1- Qu'est - ce que le glucose ?

Le glucose est un sucre naturel que l'on trouve dans les fruits mûrs et dans le miel. De formule brute $C_6H_{12}O_6$, la molécule de glucose renferme des fonctions alcool ($-OH$) et une fonction aldéhyde ($-CHO$).

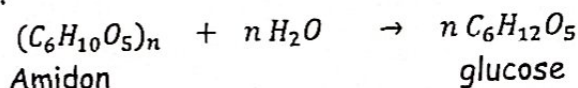
Formule semi - développée : $CH_2(OH) - CH(OH) - CH(OH) - CH(OH) - CH(OH) - CHO$

2- Propriétés physiques :

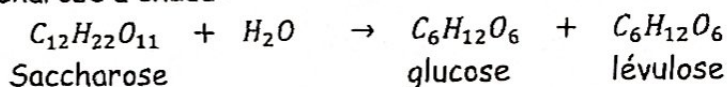
Le glucose est un solide cristallisé, incolore et très soluble dans l'eau. Il est insoluble dans l'alcool.

3- Propriétés chimiques :a- Mode de préparation :

- Hydrolyse de l'amidon :



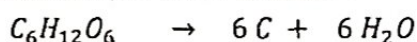
- Inversion du saccharose à chaud :



NB : Le lévulose est un isomère du glucose.

b- Pyrolyse :

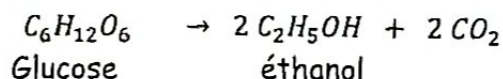
Décomposition du glucose sous l'effet de la chaleur :

c- Propriété réductrice :

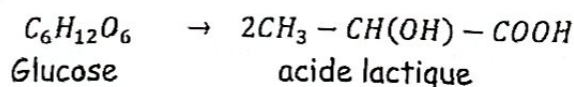
A cause de la présence de la fonction aldéhyde, le glucose est un bon réducteur.

d- Fermentation :

- Fermentation alcoolique :



- Fermentation lactique :



NB : L'acide lactique est présent dans le lait aigri.

LES AMINES ET LES AMIDES

1- Les amines :

a- Formule :

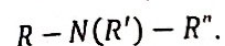
La formule d'une amine s'obtient en remplaçant un (ou plusieurs) atome (s) d'hydrogène de la molécule d'ammoniac NH_3 , par une chaîne carbonée.

Si on remplace un seul atome d'hydrogène, on obtient une amine primaire de formule $R - NH_2$.

Si on remplace deux atomes d'hydrogène, on obtient une amine secondaire de formule :



Si on remplace les trois atomes d'hydrogène, on obtient une amine tertiaire de formule :

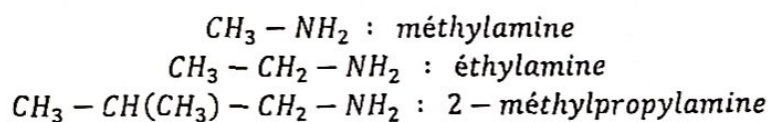


NB : Nous n'étudierons que les amines primaires de formule générale : $R - NH_2$

b- Nomenclature :

Le nom usuel d'une amine primaire s'obtient en ajoutant le suffixe amine au nom du groupement alkyle correspondant.

Exemple :



c- Propriétés des amines :

Les amines primaires sont des bases faibles ; en solution aqueuse, elles donnent des solutions basiques dont le $pH > 7$.

2- Les amides :

a- Formule :

La formule d'un amide s'obtient en remplaçant le groupe hydroxyle $-OH$ d'un acide carboxylique $R - COOH$ par un groupe azoté $-NH_2$ ou $-NH - R$.

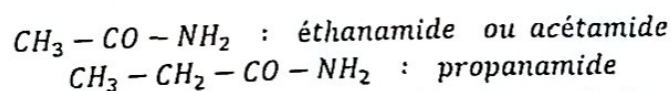
On distingue :

- Les amides non substitués, de formule : $R - CO - NH_2$
- Les amides monosubstitués à l'azote, de formule : $R - CO - NH - R'$

b- Nomenclature :

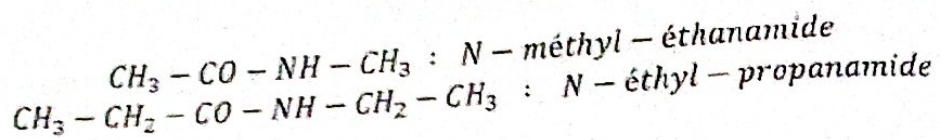
- Pour les amides non substitués, le nom s'obtient en remplaçant la terminaison « e » du nom de l'alcane correspondant par « amide ».

Exemple :



- Pour les amides monosubstitués, on fait précéder le nom de l'amide non substitué par le nom du groupe alkyle à la suite de la lettre « N ».

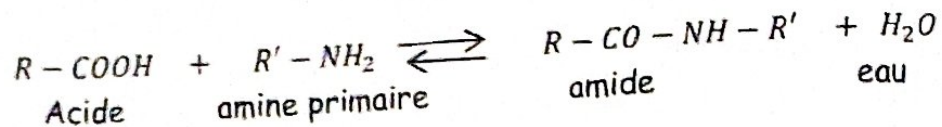
Exemple :



c- Mode d'obtention des amides :

c.1 : Réaction acide carboxylique et amine :

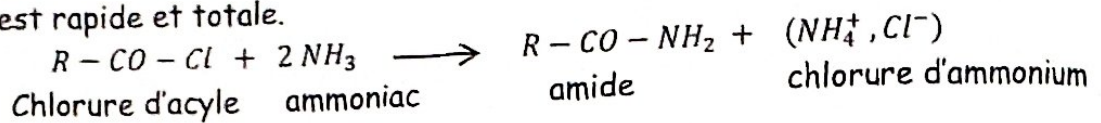
Cette réaction est lente, limitée par la réaction inverse. Elle ne s'effectue qu'à température élevée.



c.2 : Préparation de l'amine à partir d'un chlorure d'acyle (R - CO - Cl) :

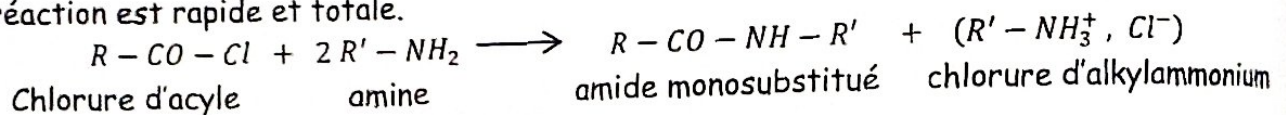
*Réaction du chlorure d'acyle avec l'ammoniac :

La réaction est rapide et totale.

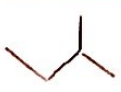
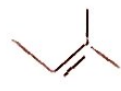
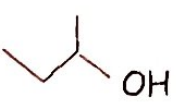
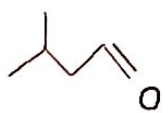
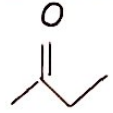
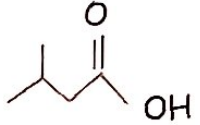
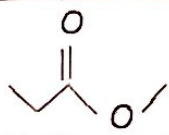


*Réaction du chlorure d'acyle avec une amine primaire :

La réaction est rapide et totale.



NOMENCLATURE EN CHIMIE ORGANIQUE

Fonction	Groupe caractéristique	Formule et nom géométrique	Exemples, noms, formules semi-développées et topologiques
Alcane	$\begin{array}{c} \\ -C- \\ \end{array}$	C_nH_{2n+2} Alcane	$CH_3 - CH_2 - CH(CH_3) - CH_3$ 2-méthylbutane 
Alcène	$\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ C = C \\ \diagdown \quad \diagup \end{array}$	C_nH_{2n} Alc-x-ène	$CH_3 - CH = C(CH_3) - CH_3$ 2-méthylbut-2-ène 
Alcool	$\begin{array}{c} \\ -C-OH \\ \end{array}$ Primaire $RC H_2 - OH$ Secondaire $RR'CH - OH$ Tertiaire $RR'R''C - OH$	$R - OH$ Alcan-x-ol	$CH_3 - CH(CH_3) - CH_2 - OH$ 2-méthylpropan-1-ol 
Aldéhyde	$\begin{array}{c} \quad \quad O \\ \quad \quad // \\ -C \\ \quad \quad \backslash \\ \quad \quad H \end{array}$	$R - CHO$ Alcanal	$CH_3 - CH(CH_3) - CH_2 - C \begin{array}{l} // O \\ \backslash H \end{array}$ 3-méthylbutanal 
Cétone	$\begin{array}{c} \quad \quad O \\ \quad \quad // \\ C - C \\ \quad \quad \backslash \\ \quad \quad C \end{array}$	$R - CO - R'$ Alcan-x-one	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3 - C - CH_2 - CH_3 \end{array}$ Butan-2-one 
Acide carboxylique	$\begin{array}{c} \quad \quad O \\ \quad \quad // \\ -C \\ \quad \quad \backslash \\ \quad \quad OH \end{array}$	$R - COOH$ Acide alcanoïque	$CH_3 - CH(CH_3) - CH_2 - COOH$ Acide 3-méthylbutanoïque 
Ester	$\begin{array}{c} \quad \quad O \\ \quad \quad // \\ -C \\ \quad \quad \backslash \\ \quad \quad O - C \end{array}$	$R - COOR'$ Alcanoate d'alkyle	$CH_3 - CH_2 - COO - CH_3$ Propanoate de méthyle 
Amine	$\begin{array}{c} \quad \quad \diagdown \\ -N \\ \quad \quad \diagup \end{array}$	$R - NH_2$ Alcan-x-amine $RR'NH$ N-alkyl-alcan-x-amine	$\begin{array}{c} NH_2 \\ \\ CH_3 - CH_2 - CH - CH_3 \end{array}$ Butan-2-amine $CH_3 - CH_2 - CH_2 - N - CH_3$ $\quad \quad \quad $ $\quad \quad \quad CH_2 - CH_3$ N-éthyl-N-méthyl-propan-1-amine
Amide	$\begin{array}{c} \quad \quad O \\ \quad \quad // \\ -C \\ \quad \quad \backslash \\ \quad \quad N - \end{array}$	$R - CO - NH_2$ Alcanamide $R - CO - NHR'$ N-alkyl-alcanamide	$CH_3 - CH_2 - CO - NH_2$ Propanamide $CH_3 - CH_2 - CO - NH - CH_3$ N-méthyl-propaamide



OLENT'S

Label des Experts en Nouvelles Technologies & Services

CONTACTS : 06 65 9 72 24 / 05 53 1 61 01 / 06 71 9 90 70