Généralités et Des Notions Fondamentales En Chimie Analytique

I. Généralités

En physique, la matière occupe un espace et possède une masse. Les trois états de la matière sont: Solide, liquide et gaz.

Gaz	Liquide	Solide
Molécules très éloignées Etat de désordre max Pas de forme propre	Molécules assez rapprochées Etat désordonnée Pas de forme propre	Molécules très rapprochées Etat ordonnée Forme propre

Les substances naturelles ou synthétiques se divisent en substances homogènes et hétérogènes.

1.1 Substance homogène:

Un mélange dont les constituants sont repartie de façon uniforme et ne peuvent pas être distingués. Pour les séparer en utilise l'une de ces techniques: ***Evaporation ou cristallisation***.

1.2 Substance hétérogène:

Un tel mélange est constitué de plusieurs phases. Selon les cas, la séparation fera par plusieurs techniques: ***Filtration ou décantation***.

La combinaison de deux ou plusieurs atomes forme une molécule. Si les atomes sont identiques O_2, N_2…. la molécule formée est un corps simple. Les métaux Cu, Ni…sont aussi des corps simples. Mais si la molécule renferme des atomes différents HCl, NaOH…on sera en présence d'un corps composé. Si une substance ne contient pas d'élément étranger (impuretés), elle est dite: corps pur.

I.3 Nombre d'Avogadro:

C'est le nombre d'entités dans une mole, il correspond au nombre d'atomes de carbone dans 12 grammes de l'isotope ^{12}C. $\mathbf{N_A = 6.023\ 10^{23}\ mol^{-1}}$

I.4 Mole (mol):

Une mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 gr de carbone ^{12}C. Une mole d'atomes contient environ $6.023\ 10^{23}$ d'atomes. $\boldsymbol{n = m/M}$ n: quantité de matière en mol, m: masse du composé, M: masse molaire du composé en $g.mol^{-1}$

I.5 Masse molaire:

C'est la masse d'une mole de substance. Elle s'exprime en grammes par mole (g/mol).

I.5.1 Détermination de la masse molaire:

A) Cas des corps simples:

Pour chaque élément chimique, la masse d'une mole d'atomes se trouve dans le tableau périodique des éléments. Il s'agit de la masse molaire moyenne pour tous les isotopes d'un élément donné, selon la proportion de chaque isotope.

Exp: Une mole d'atomes de chlore ^{35}Cl a une masse de 35 g et le chlore ^{37}Cl a une masse molaire de 37 $g.mol^{-1}$. A l'état naturel l'élément chlore existe avec les proportions 75,77% et 24,23% respectivement. Donc la masse molaire moyenne égale à:

$$\overline{M}_{Cl} = \frac{35 \times 75{,}77 + 37 \times 24{,}23}{100} = 35{,}485\ g.mol^{-1}$$

La masse molaire d'un corps simple est simplement le produit du nombre d'atomes dans la molécule de ce corps par la masse molaire élémentaire.

Exp: $M_{O_2} = 16 \times 2 = 32\ g.mol^{-1}$

B) Cas des corps composés:

La masse molaire de ce corps se calcule en additionnant les masses molaires de tous les éléments qui constituent la molécule en les multipliant par les coefficients de la formule brute de ce composé.

Exp: $M_{H_2O} = (2 \times M_H) + M_O = 2 + 16 = 18\ g.mol^{-1}$

$\boldsymbol{M_{C_6H_{12}O_6}\ (Le\ glu\cos e) = (6 \times 12) + (12 \times 1) + (16 \times 6) = 180\ g.mol^{-1}}$

C) Solides ioniques:

On additionne toutes les masses molaires pour tous les éléments du solide (selon la formule brute) en tenant compte des proportions de chaque élément.

D) Solides hydratés:

Pour ces corps on ajoute les molécules d'eau.

Exp: Le sulfate de cuivre (II) hydraté ($CuSO_4\ 5H_2O$):M= M(Cu)+M(S)+9M(O)+10 M(H) = 63,5+32,1+9.16+10= 249,6 g.mol^{-1}

II. Notions Fondamentales En Chimie Analytique

II.1 Solution (Chimie):

On appelle solution tout mélange homogène de deux ou plusieurs substances, initialement dans un état (solide, liquide et gazeux). La substance majoritaire est appelée solvant, les substances minoritaires sont les solutés. Une solution ayant l'eau comme solvant est appelée solution aqueuse. On peut distinguer plusieurs sortes de solution:

II.1.2 Solution saturée:

C'est une solution qui ne peut plus dissoudre de soluté.

II.1.3 Solution insaturée:

C'est une solution qui peut dissoudre de soluté.

II.1.4 Solution sursaturée:

C'est une solution contenant une très grande quantité de soluté que celle qui correspond à la limite de saturation.

La concentration C est la quantité d'une substance présente dans un espace défini. On peut exprimer la concentration en plusieurs unités:

II.2 Concentration massique:

C'est la masse de substance dissoute (soluté) dans un litre de solution. $C_m = \frac{m_{soluté}}{V_{solution}}\ (g/l)$

Exp: Pour 4g de NaOH dissoute dans 100 ml d'eau sa concentration massique égale à 40 g/l.

II.3 Concentration molaire ou molarité:

C'est le rapport du nombre de mole de soluté par le volume de solution.

$$C_M = Molarité = \frac{n_{soluté}}{V_{solution}} = \frac{m_{soluté}}{M \times V_{solution}} = \frac{C_m}{M} \ (mol/l) \text{ ou (M)}$$

II.4 Molalité:

C'est le nombre de moles de soluté contenues dans un kilogramme de solvant.

$$Molalité = \frac{n_{soluté}}{m_{solvant}} \ (mol/Kg)$$

II.5 Normalité (C_N ou N):

C'est le nombre d'équivalent gramme contenu dans un litre de solution.

$N = {nbre\ d'éq.g\ de\ soluté}/{V_{solution}}$ (*Normale ou N*) D'autre part: $N = C_N = Z.C_M$

Le Z est calculé selon les cas suivants:

- **Acide:** c'est le nombre d'ions H^+ participant à la réaction.
- **Base:** c'est le nombre d'ions OH^- participant à la réaction.
- **Sel:** c'est le nombre d'ions monovalents (positifs ou négatifs) participant à la réaction.
- **Réaction oxydoréduction:** c'est la quantité de cette substance qui peut capter ou libérer un électron gramme suivant la réaction.

II.6 Fraction molaire (χ):

C'est le rapport du nombre de mole de ce constituant au nombre de mole total de tous les constituants de la solution. $\chi_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$ *et* $\sum \chi_i = 1$

II.7 Fraction massique (w): $w_i = \frac{m_i}{\sum m_i}$ *et* $\sum w_i = 1$

II. 8 Pourcentage d'une solution:

C'est la masse de substance dissoute dans 100g de solution.

Exp: Une solution aqueuse de 10% de NaCl est une solution qui contient 10g de soluté et 90g de solvant.

II.9 Préparation des solutions:

Pour préparer une solution de concentration connue on peut utiliser l'une de ces méthodes;

A) Par pesée: on pèse une quantité de substance que l'on dissout ensuite dans un volume de solvant donné dans un flacon jaugé. Pour réaliser une solution titrée, la substance doit être de composition chimique définie, être chimiquement pure et enfin elle doit être stable à l'état solide ou à l'état dissous.

B) Par dilution: On dispose d'une solution mère, de concentration connue, à partir de laquelle on prépare une solution fille moins concentrée en ajoutant de l'eau distillée. Pour cela on utilise la relation de dilution $C_i\ V_i$ (Solution mère)= $C_f\ V_f$ (Solution fille)

1ère PARTIE : CHIMIE GENERALE

Chapitre I: L'Atomistique

La première théorie atomique stipulant que l'atome est une petite particule indivisible. Cette particule est constituée d'un noyau renfermant les nucléons (proton et neutron) et des électrons gravitant autour du noyau.

I.1 L'électron:

C'est une particule élémentaire chargée négativement (selon l'expérience de Crookes), se déplaçant autour du noyau atomique.

Masse: $m_e = 9{,}110.10^{-31}$ ***kg= 0,00055 u.m.a*** ***Charge:*** $q_e = -1{,}602.10^{-19}$ ***Coulomb*** (Millikan)

I.2 Le noyau:

Le noyau est constitué de deux types de particules (proton et neutron) appelées ***nucléons***. La charge de ce dernier est positive (Goldenstein).

I.2.1 Le proton :

C'est une particule de charge positive (Rutherford) caractérisée par:

Masse: $m_p = 1{,}672.10^{-27}$ ***kg= 1,0073 u.m.a*** ***Charge:*** $q_p = +1{,}602.10^{-19}$ ***Coulomb***

I.2.3 Le neutron:

C'est une particule électriquement neutre de masse sensiblement égale à celle du proton (Chadwick). Il est caractérisé par:

Masse: $m_n = 1{,}675.10^{-27}$ ***kg= 1,0087 u.m.a*** ***Charge:*** $q_n = 0$ ***Coulomb***

Un ***nucléide*** est une espèce atomique symbolisée par ${}^{A}_{Z}X$

X: Le symbole de l'atome.

Z: Le numéro atomique = le nombre de protons

A: Le nombre de masse = le nombre de nucléons

A= Z+N N: Le nombre de neutrons (N= A-Z)

I.3 Les isotopes:

Les isotopes sont des atomes du même élément chimique dont les noyaux possèdent le même nombre de proton (Z) mais le nombre de neutrons est différent. Ils ont les mêmes propriétés chimiques mais des propriétés physiques différentes. Ils se distinguent par une masse différentes et surtout une stabilité différente qui confère à certains isotopes un caractère radioactif.

I.4 Masse atomique réelle:

Elle s'exprime en Kg ou en u.m.a (unité de masse atomique).

1uma= $1.66\ 10^{-24}$g= $1.66\ 10^{-27}$ Kg

I.5 Masse atomique moyenne:

Elle est donnée par: $\overline{M} = \sum X_i M_i / \sum X_i$

X_i= X_1, X_2, X_3....% L'abondance des différents isotopes de l'élément.

M_1, M_2, M_3...Leurs masses atomiques respectives.

La masse molaire (d'une mole) d'un nucléide exprimée en $g.mol^{-1}$ *est exactement égale à la masse atomique d'un atome réel de ce nucléide exprimée en uma.*

Chapitre II: La Radioactivité

II.1 Introduction

La radioactivité est un phénomène physique naturel au cours duquel des noyaux atomiques instables se désintègrent pour se transformer en des noyaux atomiques plus stables.

II.2 Défaut de masse et énergie de cohésion:

II.2.1 Défaut de masse:

On appelle défaut de masse d'un noyau la différence entre la masse totale des A nucléons séparés (Z protons + N neutrons), au repos et la masse du noyau formé au repos. La masse m d'un noyau est toujours inférieure à la somme des masses de ses nucléons isolés.

Δm= la masse des particules- masse réelle du noyau= $(Z \times m_p + N \times m_n) - m_{noyau}$

Défaut de masse= $\Delta m = m_{théorique} - m_{réelle}$

Lorsqu'on a une réaction nucléaire : $\Delta m = \sum m_{réactifs} - \sum m_{produits}$

Exemple: Considérons la synthèse du noyau d'Hélium (He) à partir de 2 neutrons et 2 protons. $2p + 2n \rightarrow {}^{4}_{2}HE + E$

Masse théorique (u.m.a)	Masse expérimentale (u.m.a)	Δm (u.m.a)
$m_{théorique} = Z \times m_p + N \times m_n$	$m_{exp} = m_{noyau}$	$\Delta m = m_{théorique} - m_{exp}$
$2 \times 1{,}0073 + 2 \times 1{,}0087 = 4{,}03200$	4,00150	0,03050

II.2.2 Energie de cohésion des noyaux

La formation d'un noyau à partir de ces différents constituants se fait avec une très importante absorption d'énergie. Celle-ci est fournie par les constituants eux-mêmes sous forme de faible fraction de leur masse Δm, le principe d'équivalence masse- énergie d'EINSTEIN prévoit qu'une quantité d'énergie ΔE sera libérée. $\Delta E = \Delta m \times C^2$ ***(Mev)***

C: célérité ou vitesse de la lumière dans le vide= $3\ 10^8$ m/s.

Par définition l'énergie de cohésion (E_{ch}) est l'énergie qu'il faudrait apporter au noyau ${}^{A}_{Z}X$ pour le dissocier en ses nucléons. C'est une énergie positive: ${}^{A}_{Z}X + E_{ch} \rightarrow Z + N$

Remarques

✓ L'unité d'énergie la plus utilisée est l'électronvolt (eV) et ses multiples (kilo eV: 10^3 eV, MeV:10^6 eV)

Exemple:

Le Deutérium ${}^{2}_{1}D$ est un isotope de l'hydrogène. On donne: m(n) = 1,008665 u.m.a; m(p) = 1,007277u.m.a ; m(noyau) = 2,014102 u.m.a.

Calculer l'énergie de cet isotope stable, en joule puis en MeV?

La réaction ayant lieu est : $1p + 1n \rightarrow {}^{2}_{1}D$

$\Delta m = (Z \times m_p + N \times m_n) - m_{noyau} = 0{,}00184$ u.m.a $= 3{,}055.10^{-30}$ Kg

On transforme les u.m.a en kg et on utilise la relation $E = \Delta m \times c^2$.

On trouve : $E_{ch} = 2{,}7 \times 10^{-13}$ J = 1,685 MeV (Energie de cohésion). Cette énergie pourra être calculée directement par: E_{ch}= 0,00184 × 931,5 MeV= 1,71396 MeV. Avec 1u.m.a = 931,5 MeV.

II.2.3 Energie de cohésion par nucléon:

Afin de comparer la stabilité des noyaux, il est préférable de raisonner en terme d'énergie de cohésion par nucléons définie comme: (E_{ch}/ A) est exprimé en **MeV/ nucléon**. Plus le rapport est grand plus le noyau est stable.

II.3 Radioactivité naturelle

Les noyaux instables se désintègrent spontanément en émanant les radiations pour atteindre une composition nucléaire plus stables. Les rayonnements émis sont appelés, selon le cas:

II.3.1 Rayonnement α

On parle de radioactivité alpha (α) pour désigner l'émission d'un noyau d'hélium ${}^{4}_{2}HE$ ou d'hélion He^{+2}. Le rayonnement alpha est très ionisant, très énergétique mais peu pénétrant.

Dans ce cas on a : ${}^{A}_{Z}X \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2}Y + {}^{4}_{2}He$

Cette radioactivité concerne les noyaux lourds.

Exemple: ${}^{238}_{92}U \rightarrow {}^{234}_{90}Th + {}^{4}_{2}He$

Uranium Thorium Particule α

II.3.2 Rayonnement β:

Les particules Bêta peuvent être des électrons négatifs (négatons) ou positifs (positons). . Ces rayonnements sont plus pénétrants que les particules α et ils sont bien mois ionisants. La radioactivité bêta moins (β^-: ${}^{0}_{-1}e$) affecte les nucléides X présentant un excès de neutrons. Elle se manifeste par la transformation dans le noyau d'un neutron en proton.

${}^{A}_{Z}X \rightarrow {}^{A}_{Z+1}Y + {}^{0}_{-1}e(\beta^-) + {}^{0}_{0}\nu$

La radioactivité bêta plus (β^+: ${}^{0}_{+1}e$) ne concerne que les nucléides qui présentent un excès de protons. Elle se manifeste par la transformation dans le noyau d'un proton en neutron.

${}^{A}_{Z}X \rightarrow {}^{A}_{Z-1}Y + {}^{0}_{+1}e(\beta^+) + {}^{0}_{0}\nu$

Exemple: ${}^{214}_{82}Pb \rightarrow {}^{214}_{83}Bi + {}^{0}_{-1}e(\beta^-) + {}^{0}_{0}\nu$

${}^{22}_{11}Na \rightarrow {}^{22}_{10}Ne + {}^{0}_{+1}e(\beta^+) + {}^{0}_{0}\nu$

II.3.3 Rayonnement γ:

Les rayons gamma sont des radiations électromagnétiques analogue à la lumière, de très courte longueur d'onde (1A° à 10A°) émises lors du passage d'un noyau d'un état excité à un état moins excité (c'est un dégagement d'énergie accompagnant les réactions internes du noyau). L'émission gamma (γ) résulte de l'émission de photons. Exp ${}^{137}_{56}Ba^{*} \rightarrow {}^{137}_{56}Ba + \gamma$

Les rayonnements gamma ont un pouvoir de pénétration bien plus important que celui des particules α, β.

II.4 Radioactivité artificielle

Beaucoup d'autres réactions se produisent lors du bombardement des noyaux à l'aide de particules subatomiques telles que les protons, deutons, hélions, électrons, neutrons ou à l'aide des photons γ.

Exemples: ${}^{14}_{7}N + {}^{1}_{1}H \rightarrow {}^{11}_{6}C + {}^{4}_{2}He$ $\quad {}^{14}N(P,\alpha)\,{}^{11}C$

II.4.1 Réactions nucléaires: Fission et Fusion

A/ Fission (Rupture):

C'est la rupture de certains noyaux lourds en deux fragments de masses comparable sous l'impact d'un projectible (neutron en général) et libération d'une grande énergie.

${}^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{146}_{57}La + {}^{87}_{35}Br + 3\ {}^{1}_{0}n + Energie$

Dans cette réaction, il y a une émission de 2 à 3 neutrons, chacune deux réagit a son tour sur un nouvel atome provoquant sa fission. Si le processus ne cesse pas, il donne une réaction en chaîne au cours de laquelle se produit un dégagement considérable d'énergie.

B/ Fusion:

C'est la réunion de deux noyaux légers en un noyau lourd avec expulsion d'un neutron ou d'un proton et libération d'une très grande énergie

Exemple: La réaction de fusion caractéristique de la bombe à hydrogène (Bombe H)

$${}_1^2H^+ + {}_1^3H^+ \rightarrow {}_2^4He^{+2} + {}_0^1n + E$$

Stabilité nucléaire: La stabilité nucléaire du noyau dépend du rapport N / Z

Si N / Z ≤ 1.5 le noyau est suffisamment stable.

Si N / Z >1.5 il est radioactif.

II.5 Loi de la désintégration radioactive

II.5.1 Cas d'un noyau produit qui n'est pas radioactif

Dans la réaction de désintégration d'ordre un, exemple : A → Produits on pose :

No = nombre de noyaux initiaux (présents à t_0)

Nt = nombre de noyaux présents à **l'instant t (nombres de noyaux restants)**

λ = constante $\mathbf{N_t = N_0\, e^{-\lambda t}}$

$N_0 - N_t$ = nombre de noyaux désintégrés

II.5.2 Définition Période ($T=t_{1/2}$)

La période d'un élément radioactif est le temps nécessaire pour que la moitié des noyaux initiaux se désintègrent. Elle ne dépend ni de la température, ni du nombre d'atome initiaux. Elle caractérise un nucléide.

$\mathbf{N_t = N_0\, e^{-\lambda t}}$, $\mathbf{N_t = N_0/2}$ et $\mathbf{t=T}$ $\mathbf{T = \ln 2/\lambda}$

II.5.3 Activité d'un élément radioactif :

On appelle activité d'un élément A radioactif la quantité de la radiation émanant d'une source par unité de temps: $\mathbf{a = \lambda N}$, $\mathbf{a = a_0\, e^{-\lambda t}}$

Unités : dps : (désintégration par seconde) Curie: le curie est l'activité de 1 g de Radium : 1Curie = $3.7\ 10^{10}$dps.

Chapitre III: Configuration Electronique des Atomes

III Introduction

On peut expliquer la quantification de l'énergie avec le modèle quantique de l'atome. Pour une fonction d'onde ψ (orbitale atomique) elle fait intervenir trois nombre appelés **nombres quantiques** qui caractérisent l'état d'un électron. Ces trois nombres sont: **n, ℓ, m**.

III.1 Nombre quantique principal (n):

Il définit la couche quantique (énergie de l'électron). On appelle couche l'ensemble des orbitales qui possèdent la même valeur de **n**. (n= 1, 2, 3…..)

III.2 Nombre quantique secondaire ou azimutal (ℓ):

Il peut prendre toutes les valeurs comprises entre 0 et n- 1 $\mathbf{(0 \le \ell \le n-1)}$. Il définit la notion de sous couche et détermine la géométrie des orbitales atomiques.

III.3 Nombre quantique magnétique (m):

Il définit la case quantique, il peut prendre toutes les valeurs entre $(-l \leq m \leq +l)$.

- Il y a 2 ℓ+1 valeurs de m (2 ℓ+1 orbitales).
- Chaque orbitale atomique est caractérisée par une fonction d'onde que l'on désigne par $\psi_{n,l,m}$

III.4 Nombre quantique de spin (S):

Pour décrire totalement l'électron d'un atome, il faut lui attribuer un quatrième nombre quantique (S ou m_S) lié à la rotation autour de lui même. Ce nombre ne peut prendre que deux valeurs **S=1/2 (↑) ou S= - 1/2 (↓)**

D'une façon générale pour une couche **(n)** donnée on aura **(n^2)** orbitales et **($2n^2$)** électrons au maximum.

III.5 Représentation des orbitales:

1. Orbitale s: ℓ=0, m=0, 1 orbitale□

2. Orbitale p: ℓ=1, m=-1,0,1; 3 orbitale□□□

3. Orbitale d: ℓ=2, m= -2,-1,0,1,2 ; 5 orbitale□□□□□

4. Orbitale f: ℓ=3, m= -3,-2,-1,0,1,2,3; 7 orbitale □□□□□□□

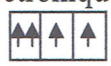
III.6 Configuration électronique:

C'est la répartition des électrons de l'atome dans l'état fondamental sur les orbitales atomiques. Le remplissage de ces orbitales s'effectue à l'aide ces règles:

III.6.1 Principe d'exclusion de PAULI:

Dans un atome, deux électrons ne peuvent pas avoir leurs nombres quantiques identiques. Si deux électrons ont les même valeurs de n, l et m, ils différent forcement par le nombre quantique de spin.

- Une OA ne peut contenir que deux électrons opposés (**antiparallèles ou appariés** ↑↓)
- Si l'orbitale ne contient qu'un électron celui-ci est dit **non apparié** ou **célibataire.**
- Une orbitale vide constitue une lacune électronique.

Oui Non 

III.6.2 Règle de HUND:

Les électrons occupent le maximum d'orbitale de même énergie avec des électrons célibataires qui ont des spins parallèles.

Oui Non

III.6.3 Règle de KLECHKOVSKI:

Les électrons occupent les niveaux d'énergie les plus bas dans la limite des places disponibles (C'est la règle dite du $(n+\ell)$, $\Rightarrow$ E). Dans l'ordre: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s….

III.7 Structure électronique ou configuration électronique

$_8$O: $1s^2$ / $2s^2\,2p^4$ ou bien $_8$O: $[He]\,2s^2\,2p^4$

Electrons de coeur *Electrons de valence*

Exemples:
$_{17}$**Cl:** $1s^2/\ 2s^2\ 2p^6/\ 3s^2\ 3p^5$ ou bien $_{17}$**Cl:**[Ne] $3s^2\ 3p^5$
$_{27}$**Co:** $1s^2/\ 2s^2\ 2p^6/\ 3s^2\ 3p^6/4s^2\ 3d^7$ ou bien $_{27}$**Co: :**[Ar] $4s^2\ 3d^7$
Exceptions:
Exp:
$_{24}$**Cr:** $1s^2/\ 2s^2\ 2p^6/\ 3s^2\ 3p^6/\mathbf{4s^2\ 3d^4}$ devient $_{24}$**Cr:** $1s^2/\ 2s^2\ 2p^6/\ 3s^2\ 3p^6/\mathbf{4s^1\ 3d^5}$ .....(1)
$_{29}$**Cu:** $1s^2/\ 2s^2\ 2p^6/\ 3s^2\ 3p^6/\mathbf{4s^2\ 3d^9}$ devient $_{29}$**Cu:** $1s^2/\ 2s^2\ 2p^6/\ 3s^2\ 3p^6/\mathbf{4s^1\ 3d^{10}}$ .....(2)
Ces exceptions correspondent au demi remplissage $\mathbf{ns^1\ (n\text{-}1)\ d^5}$(1) et le remplissage complet $\mathbf{ns^1\ (n\text{-}1)\ d^{10}}$ (2) de la couche "d".

Chapitre IV: Classification Périodique et Propriétés des Eléments

IV.1 Description du tableau périodique de Mendeleïev (1869):

Le tableau périodique est une conséquence des configurations électroniques. La classification périodique est basée sur la formation de groupes constitués par les éléments (de numéro atomique Z) possédant des propriétés analogues.

- Les éléments d'une même **ligne** horizontale du tableau périodique constituent **une période**. Il y a 7 lignes.
- Les éléments d'une même **colonne** ayant la même configuration électronique de la couche externe constituent **une famille** ou **un groupe**. Le tableau périodique est constitué de 18 colonnes réparties en 8 groupes comportent chacun deux **des sous groupes A** et **B** selon l'état des électrons externes.

Sous groupe A: Il contient les éléments dont la couche externe est: **ns** ou **ns np**.
Sous groupe B: Il contient les éléments dont la couche externe est: **ns (n-1)d.**
Les indices **I,II,III…** Indiquent le nombre d'électrons sur la couche externe appelés les électrons de valence.

- Les éléments d'une même **période** ont la même valeur du nombre quantique principal n.
- Les éléments d'une même **colonne** ont généralement la même structure électronique externe, donc souvent des propriétés chimiques ou physiques voisines (ne pas généraliser).

Le tableau périodique est constitué de **4 blocs: s, p, d et f**
Bloc s: ns^1 ou ns^2 → la colonne 1 et 2
Remarque: Le He est classé dans la colonne 18 en raison de la similitude de ses propriétés avec celles des gaz inertes.
Bloc p: $ns^2\ np^x$ avec $\mathbf{1 \le x \le 6}$ → les colonnes de 13 à 18.
Bloc d: $(n\text{-}1)d^x\ ns^y$ avec $\mathbf{1 \le x \le 10}$ et $\mathbf{1 \le y \le 2}$ → les colonnes de 3 à 12 (**métaux de transition**).
Bloc d: $(n\text{-}2)f^x\ (n\text{-}1)d^y\ ns^2$ avec **n=6** ou **7** , $\mathbf{1 \le x \le 14}$, **y=0** ou **1** ou exceptionnellement **2** pour $_{90}$Th

IV.2 Les familles du tableau périodique:

IV.2.1 Famille des alcalins (Groupe I_A): Colonne1
Les éléments dont la configuration électronique externe est du type $\mathbf{ns^1}$, ils donnent des cations monovalents Na^+, K^+… et des oxydes basiques.

IV.2.2 Famille des alcalino-terreux (Groupe II_A): Colonne 2
Leurs configurations électroniques externes sont de type **ns^2,** ils donnent des cations bivalents Ca^{2+}, Mg^{2+}… et des oxydes basiques.

IV.2.3 Famille des éléments de transition: Colonnes 3 à 12
Ce sont des éléments qui possèdent les orbitales **d** incomplètement remplies. Ils donnent des cations à valence multiples: Fe^{2+}, Fe^{3+}, Cu^{+}, Cu^{2+}… . Leur structure électronique externe est : **$(n-1)d^x\ ns^2$ (ns^1 ou ns^0)** avec $1 \leq x \leq 10$.

IV.2.4 Famille du bore (colonne 13):
La structure électronique externe est: **$ns^2\ np^1$**.

IV.2.5 Famille du carbone (colonne 14):
La structure électronique externe est: **$ns^2\ np^2$.** Les éléments forment des liaisons de covalence.

IV.2.6 Famille de l'azote (colonne 15):
La structure électronique externe est: **$ns^2\ np^3$.** Les éléments forment principalement des liaisons de covalence. Ils donnent des oxydes acides.

IV.2.7 Famille de l'oxygène ou les chalcogènes (colonne 16):
La structure électronique externe est: **$ns^2\ np^4$.** Les éléments donnent des anions bivalents O^{2-}, S^{2-}… et des oxydes acides.

IV.2.8 Famille des halogènes (Groupe VII_A): Colonne 17
La structure électronique externe est **$ns^2\ np^5$**. Les éléments donnent des anions monovalents F^-, Cl^-..

IV.2.9 Famille des gaz rares (colonne 18):
Une configuration électronique externe de la forme **$ns^2\ np^6$** sauf pour He ($1s^2$) => La saturation de la couche externe => une grande inertie chimique.

IV.2.10 Eléments des terres rares :
Ces éléments possèdent les orbitales f en coures de remplissage. On distingue les éléments qui correspondent au remplissage de l'orbitale **4f** (on les appelle les **lanthanides**). Ceux qui correspondent au remplissage de l'orbitale **5f** sont appelés les **actinides**.

IV.3 Périodicité des propriétés:
IV.3.1 Rayon atomique r_a
On peut définir le rayon atomique comme étant la moitié de la distance entre les centres des deux atomes liés par une liaison simple.
Sur la même période, si **Z↑** le **r_a↓**
Sur la même colonne, si **Z↑ r_a↑**

IV.3.2 Rayon ionique r_i
D'une manière générale:
Les cations sont plus petits que leurs atomes parents **r_i cation < r_a**

Les anions sont plus gros que leurs atomes parents $\mathbf{r_i}$ **anion** > $\mathbf{r_a}$
Pour les ions ayant la même configuration électronique (S^{2-}, Cl^-, Ca^{2+}….) si **Z↑** $\mathbf{r_i}$ **↓**

IV.3.3 Energie d'ionisation (Ei)

C'est l'énergie qu'il faut fournir pour arracher un électron à un atome (ou à un ion) dans l'état fondamental et à l'état gazeux.
Sur un même groupe: Si **Z↑ alors** $\mathbf{E_i}$ **↓**
Sur une même période: Si **Z↑ alors** $\mathbf{E_i}$ **↑**

IV.3.4 Affinité électronique (AE)

C'est le phénomène inverse de l'ionisation. L'affinité électronique d'un atome X est l'énergie dégagée lorsque cet atome capte un électron.

IV.3.5 Electronégativité (EN)

C'est le pouvoir d'attirer un électron par un élément. Un élément qui perd facilement un ou plusieurs électrons est dit électropositif.
Sur une même période: Si **Z↑ alors EN ↑**
Sur un même groupe: Si **Z↑ alors EN↓**

Chapitre V: Les liaisons chimiques

V.1 Définition:

L'assemblage de deux ou plusieurs atomes est appelé molécule A--B. La liaison entre A et B ne pourra se former que si l'énergie du système A--B est plus faible que l'énergie des deux atomes séparés.

V.2 Liaisons fortes:

V.2.1 Liaison covalente: Elle se forme entre des atomes d'électronégativité voisine.
V.2.2 Liaison ionique: Elle se forme entre des atomes d'électronégativité très différente. (Na^+ Cl^-)
V.2.3 Liaison iono-covalente
C'est une liaison intermédiaire entre la liaison covalente et la liaison ionique, elle se produit lorsqu'il u a une liaison entre un atome électronégatif et un atome d'électronégativité inférieure. (H_2O)

Caractère ionique d'une liaison covalente

Dans les molécules dissymétriques de type AB, les barycentres des charges positives et les charges négatives ne coïncident pas. Ces molécules sont assimilables à un dipôle caractérisé par **un moment dipolaire μ** orienté conventionnellement du (-) vers (+).
$\mu = q.d$ d: distance séparant les noyaux.
$q = Z_A e + Z_B e$ Z_A et Z_B: sont les numéros atomiques des atomes A et B

L'unité des moments dipolaires est le **debye, 1D= 0,33 10^{-29} C.m**

V.2.4 Liaison métallique: Elle se forme entre des atomes d'électronégativité voisine. Elle est assurée par un nombre d'électron inférieur à une paire. Beaucoup plus faible que les deux autres.

V.3 Liaisons faibles:

V.3.1 Liaison hydrogène

Elle se produit lorsqu'un atome électronégatif se trouve à proximité d'un atome d'hydrogène lié de façon covalente à un autre atome électronégatif.

V.3.2 Liaison de van der Waals

En général, c'est une liaison très faible, elle provient de l'attraction entre les dipôles électriques permanents (pour les molécules polaires) ou induits dans les atomes ou molécules

V.4 Représentation de Lewis

Lorsqu'un atome s'associe pour donner une molécule, il a tendance à saturer sa couche externe et à prendre la configuration électronique du gaz rare le le plus proche (règle de l'octet)

Exp:Cl_2 $\overline{\underline{Cl}}-\overline{\underline{Cl}}$

Règle de l'octet

Lors d'une réaction chimique, les atomes évoluent pour acquérir un octet électronique sur leur couche de valence.

V.5 La géométrie des molécules: THEORIE DE GILLESPIE

Répartition des paires électroniques de valence autour de l'atome central (METHODE VSEPR)

L'objectif de cette méthode est de prévoir la géométrie des molécules de type AB_Y à partir du nombre de doublets électroniques mis en jeu autour de l'atome central A. Y est le nombre d'atomes B autour de A $\mathbf{2 \leq Y \leq 6}$.

Autour de l'atome central A, le nombre de doublet libre(**E**) est **n** et le nombre de liaison liante (**X**) est **m**, l'entité est symbolisée sous forme: $\mathbf{AX_mE_n}$

Règle 1: La géométrie dépend de l'ensemble des doublets électroniques de la couche de valence de chaque atome.

Règle 2: Les doublets de la couche de valence se disposent autour de l'atome de façon à s'éloigner le plus possible l'un de l'autre.

Règle 3: Les doublets non partagés exercent des répulsions plus grandes que les doublets de liaison et les répulsions exercées par ces derniers sont d'autant plus faibles que l'atome lié est plus électronégatif.

Règle 4: Les liaisons multiples ne sont considérées que comme un seul centre de répulsion.

Etapes pour déterminer les formes:

Etape1: Ecrire la structure de Lewis.
Traiter les liaisons multiples comme un doublet unique.
Trouver le nombre de doublets de l'atome central.

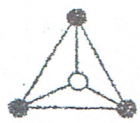
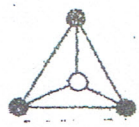
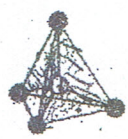
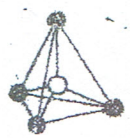
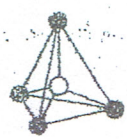
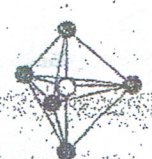
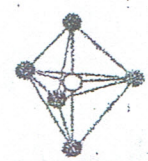
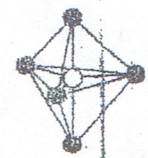
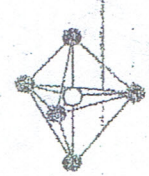
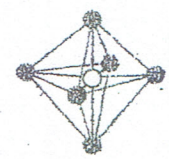
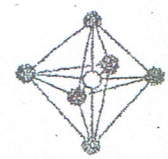
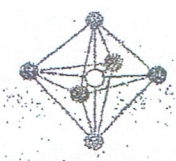
Etape2: Identifier l'agencement des doublets électroniques.

Etape3: Placer les atomes et nommer la forme géométrique de la molécule.

Ordre de répulsion: doublets libres- doublets libres> doublets libres- doublets liants> doublets liants- doublets liants.

Configurations de molécules et d'ions moléculaires

Résumé des configurations géométriques des molécules et des ions moléculaires

Catégorie moléculaire	Configuration idéale	Exemples
AX_2	Linéaire	CO_2, HCN, $BeCl_2$
AX_3	 Triangulaire plane	SO_3, BF_3, NO_3^-, CO_3^{2-}
AX_2E	 Coudée	SO_2, O_3, PbX_2, SnX_2 (où X est un halogène)
AX_4	 Tétraédrique	SiH_4, CH_4, SO_4^{2-}, ClO_4^-, PO_4^{3-}, XeO_4
AX_3E	 Pyramidale à base triangulaire	NH_3, PF_3, $AsCl_3$, ClO_3^-, H_3O^+, XeO_3
AX_2E_2	 Coudée	H_2O, OF_2, SF_2
AX_5	 Bipyramidale avec base triangulaire	PCl_5, AsF_5, SOF_4
AX_4E	 En forme de bascule	SF_4, XeO_2F_2, IF_4^+, $IO_2F_2^-$
AX_3E_2	 En forme de T	ClF_3, BrF_3
AX_2E_3	 Linéaire	XeF_2, I_3^-, IF_2^-
AX_6	 Octaédrique	SF_6, IOF_5
AX_5E	 Pyramidale avec base carrée	IF_5, TeF_5^-, $XeOF_4$
AX_4E_2	 Quadrangulaire plane	$XeOF_4$, ICl_4^-

I- DEFINITION: La chimie organique est la partie de la chimie qui traite les composés du **carbone**. Ces derniers comportent en quantité décroissant, les éléments d'**hydrogène**, d'**oxygène**, d'**azote**, d'**halogène**, de **soufre**, de **métaux** et des **non métaux**. Les atomes autres que le carbone et l'hydrogène sont appelés **hétéroatomes**. L'enchainement des atomes de carbones constitue le squelette carboné de la molécule.

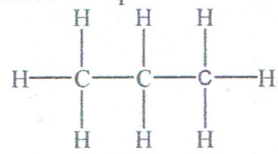
II- FORMULES DES COMPOSES ORGANIQUES:

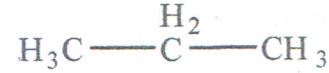
II-1-Formule brute : A chaque composé organique correspondant une formule brute de la forme $C_xH_yO_z$.

II-2-Formule développée : elle permet de donner les positions relatives des atomes dans les molécules considérée.

II-3-Formule semi-développée : elle est utilisée lorsque la formule développée devient encombrante.

C_3H_8





III- CLASSIFICATION DES ATOMES DE CARBONES :

- Carbone **primaire** (I), un atome de carbone lié à un seul autre atome de carbone.
- Carbone **secondaire** (II), un atome de carbone lié à deux autres atomes de carbone.
- Carbone **tertiaire** (III), un atome de carbone lié à trois autres atomes de carbone.
- Carbone **quaternaire** (IV), un atome de carbone lié à quatre atomes de carbone.
- Lorsqu'il n'est lié à aucun atome de carbone, c'est le cas de carbone du méthane CH_4, il est dit **nullaire**.

IV- FONCTIONS ET GROUPES FONCTIONNELS :

IV-1-Définition d'une fonction : Lorsque le carbone est lié par une simple ou une multiple liaison à un hétéro-élément (O, N, S, X), nous allons obtenir un groupement fonctionnel.

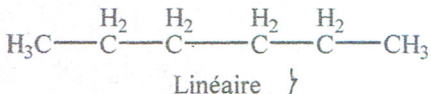
IV-2- Fonctions principales: Les hydrocarbures sont des composés ne contenant que des atomes de carbone et d'hydrogène. Ils sont pris comme référence pour définir les principales fonctions, celles-ci étant formées en remplaçant formellement un ou plusieurs atomes d'hydrogène par des groupes fonctionnels.

Les hydrocarbures pris comme base à la détermination des fonctions principales peuvent être classés en trois catégories :

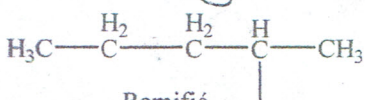
IV-2- 1- Les hydrocarbures aliphatiques : Les hydrocarbures aliphatiques sont des hydrocarbures à chaine ouverte. Ils sont subdivisés en trois groupes :

- **Les hydrocarbures saturés ou les alcanes (C_nH_{2n+2}):** Ils peuvent être linéaires ou ramifiés.
- **Les hydrocarbures éthyléniques ou les alcènes (C_nH_{2n}):** Des composés qui possèdent une double liaison.
- **Les hydrocarbures acétyléniques ou les alcynes (C_nH_{2n-2}) :** des composés qui possèdent une triple liaison.

Alcanes

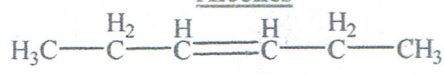


Linéaire

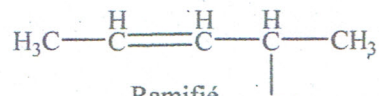


Ramifié

Alcènes



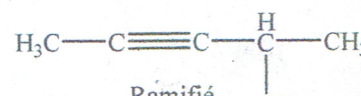
Linéaire



Ramifié

Alcynes

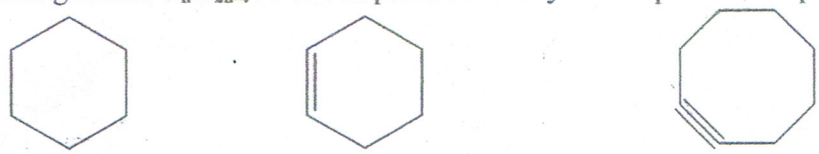
Linéaire



Ramifié

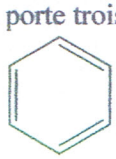
IV-2- 2-Les hydrocarbures cycliques : Les hydrocarbures cycliques sont des hydrocarbures à chaine fermée.

- **Les cyclanes** de formule générale C_nH_{2n} : Des composés qui possèdent la même formule brute que les alcènes.
- **Les cyclènes** de formule générale C_nH_{2n-2} : Des composés qui possèdent la même formule brute que les alcynes.
- **Les cyclynes** de formule générale C_nH_{2n-4} : Des composés dont le cycle comporte une triple liaison.

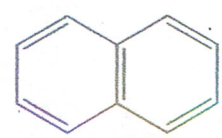


IV-2- 3-Les hydrocarbures aromatiques :

Les molécules des hydrocarbures aromatiques comportent un ou plusieurs cycles benzéniques. Le benzène a pour formule brute C_6H_6 et il porte trois doubles liaisons délocalisées.



Benzène



Naphtalène

NOMENCLATURE EN CHIMIE ORGANIQUE.

La nomenclature a pour objet la détermination des entités chimiques, atomes ou molécules. On utilise la nomenclature internationale, l'UICPA (Union International de Chimie Pure et Appliquée), souvent désigné par son terme anglais **IUPAC.** Le nom systématique d'un composé organique comprend en général trois parties:

PREFIXE----------UNITE STRUCTURALE FONDAMENTALE----------SUFFIXE

- **La partie Préfixe** regroupe tous les substituants classés par ordre alphabétique et portant chacun l'indice de son emplacement.
- **La partie Unité Structurale Fondamentale (USF)** indique le nombre d'atomes de carbone dans la chaîne principale la plus longue et qui contient le groupement fonctionnel (Suffixe).
- **La partie Suffixe** désigne la fonction principale présente sur l'Unité Structurelle Fondamentale.

Le tableau suivant indique les termes utilisés pour nommer USF.

Tableau 01 : Nomenclatures de l'USF

Nombre d'Atomes de Carbone	USF	Nombre d'Atomes de Carbone	USF	Nombre d'Atomes de Carbone	USF
1	Meth	5	Pent	9	Non
2	Éth	6	hex	10	Déc
3	Prop	7	Hept	11	Undéc
4	But	8	Oct	12	Dodéc

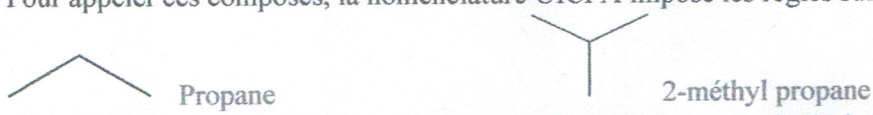
I- LES ALCANES C_nH_{2n+2}:

I-1 les alcanes linéaires : Dans cette famille le suffixe est « **ane** ». Toutes les liaisons sont simples et chaque carbone est lié 4 fois à d'autres atomes de carbone ou d'hydrogène. La molécule la plus simple est constituée d'un atome de carbone lié à 4 atomes d'hydrogène. Le nom de ce composé (CH_4) est obtenu en prenant l'USF du nom pour un atome de carbone (**méth**) et le nom de la famille (**-ane**) pour donner ***méthane***...etc.

I-1-1- Groupes univalents dérivant d'un alcane linéaire (Notion de radical): Un groupe (on dit aussi groupement ou radical) est formellement obtenu par enlèvement d'un atome d'hydrogène sur un atome de carbone terminal. Le nom du groupe est obtenu en remplaçant la terminaison **ane** de l'alcane correspondant par **yle**. Le nom générique des groupes dérivant d'un alcane est groupe **alkyle**.

$-CH_3$: méthyle ; $-C_2H_5$: éthyle ; $-C_3H_7$: propyle ou isopropyle.

I-2- Alcanes Ramifiés Etant donné que l'atome de carbone échange quatre liaisons avec les autres atomes, il est possible, qu'il existe dans la chaîne carbonée, un atome de carbone lié au moins à 3 autres atomes de carbone. Un tel alcane est dit ramifier. Pour appeler ces composés, la nomenclature UICPA impose les règles suivantes :



Propane 2-méthyl propane

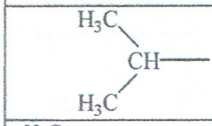
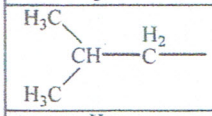
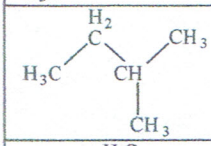
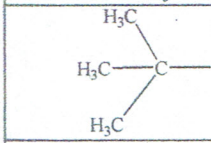
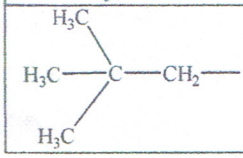
1. ***O***n choisit la chaine carbonée la plus longue (elle n'est pas toujours écrite en ligne droite). Le nom de l'alcane linéaire correspondant à cette chaine principale, constitue la base du nom à construire.
2. ***L***es groupes alkyles de la chaine principale sont appelés substituants, on les identifié et on énonce leurs noms devant celui de la chaine principale. S'il y a plusieurs substituants on les classe par ordre alphabétique.
3. ***O***n détermine la position de chaque substituant sur la chaine principal en numérotant les carbones de celle ci et on indique cette position en faisant précéder le nom de chaque substituant d'un indice de position (chiffre arabe).
4. ***S***'il y a un seul substituant, la numérotation de la chaine principale est choisit de telle sorte que l'indice du substituant soit le plus petit. S'il y a plusieurs substituants, la chaine principale est numérotée dans les deux sens et on compare les indices de position des substituants. Le sens choisi correspondra au sens dans lequel le premier substituant rencontré portera l'indice le plus faible en comparaison avec l'indice du premier substituant de l'autre sens. S'il y a égalité, on passe aux substituants suivants. La somme des indices soit la plus faible.
5. ***L***es termes di, tri, tétra…, n'entrent pas dans l'ordre alphabétique. Les termes iso, sec, tertio, cyclo…etc ; entrent dans l'ordre alphabétique.

I-3-Nomenclatures des radicaux complexes ou ramifiés:

Le principe de la nomenclature des radicaux ramifiées est identique à celui utilisé dans le cas des alcanes à substituants linéaires, la seule différence réside dans la numérotation et remplacer **ane** par **yle**.

Le tableau suivant indique les radicaux les plus courants.

Tableau: les radicaux les plus courants.

Structure	Nom courant	Nom systématique	Dérivé du
	Isopropyle	1-méthyléthyle	Propane
	Isobutyle	2-méthylpropyle	2-méthylpropane (isobutane)
	*Sec*-butyle	1-méthylpropyle	Butane
	*Tert*-butyle	1,1-diméthyléthyle	2-méthylpropane (tertiobutane)
	Néopentyle	2,2-diméthylpropyle	2,2-diméthylpropane (néopentane)

II- HYDROCARBURES INSATURES LINEAIRES:

Les hydrocarbures insaturés linéaires possèdent une double ou une triple liaison. Dans chacun des cas, le groupe est appelé en changeant le suffixe **ane** en **ène** pour la double liaison et en **yne** pour la triple liaison.

II-1- Les alcènes : Ces composés sont nommés de telle sorte à donner l'indice le plus bas à la double liaison. S'il y a plusieurs doubles liaisons, le composé est nommé de manière à donner l'indice le plus bas à l'ensemble des doubles liaisons. On ajoutera la lettre « a » à l'USF et le nom sera : **alca-x,y,z,……-polyène**.

CH_2=CH-CH_2-CH_3: **but-1-ène;** CH_2=CH-CH=CH-CH_2-CH_2-CH=CH_2: **oct-1,3,7-triène**

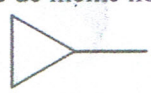
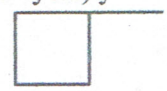
II-2- Les alcynes : Les règles exposées pour nommer les composés éthyléniques sont appliquées pour les alcynes. S'il y a plus d'un triple liaison, on utilise **diyne**, **triyne**, etc pour former le nom.

II-3- Composés comportant des doubles et des triples liaisons : Lorsque des doubles et des triples liaisons se trouvent simultanément dans la même molécule, la chaîne principale est numérotée de manière à donner les indices les plus petits à l'ensemble des liaisons multiples et en cas de choix aux doubles liaisons. Le suffixe est : « **p-én-q-yne** ».

CH_3-CH=CH-C≡CH: **pent-3-èn-5yne.** HC≡C-CH=CH-CH=CH_2: **hexa-1,3-dién-5-yne.**

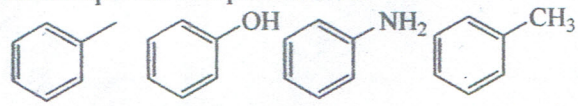
III- NOMENCLATURE DES HYDROCARBURES CYCLIQUES

Cycloalkanes: Si la chaîne carbonée du cycle est la chaîne principale, alors pour les nommer on utilise le préfixe **cyclo** suivi du nom de l'alcane linéaire de même nombre de C. Quand la chaîne carbonée du cycle n'est pas la chaîne principale, le cycle forme une ramification. Si i est l'indice de cette ramification (i minimum) le nom est constitué par : i – cyclo (racine de l'alcane de même nombre de C que celui du cycle) yl + nom de l'alcane.

 : cyclopropyle,  : cyclobutyle

IV- COMPOSES AROMATIQUES :

La série " benzénique " ou " aromatiques " comprend tous les composés dont la molécule renferme un ou plusieurs cycles ; le plus simple de ces hydrocarbures est le benzène C_6H_6. La plupart des autres composés est identifiée par des noms d'usage. La nomenclature systématique est très peu utilisée.



Phenyl Phenol Aniline Toluene

V-NOMENCLATURE DES FONCTIONS ORGANIQUES:

Composés à fonctions simples et complexes : Si la molécule contient un seul groupe fonctionnel, la fonction est dite simple, si elle contient deux ou plusieurs groupes fonctionnels identiques elle est dite multiple et si elle contient des groupes fonctionnels différents elle est dite fonction mixte :

CH_3-CH_2-COOH: fonction simple; CH_3-CH(OH)-CH_2-OH: function multiple;
CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_2-COOH: function mixte

Le nom d'un composé fonctionnel se construit à partir de celui de l'hydrocarbure correspondant qui possède le même squelette carboné y compris les insaturations et les substituants.

VI- LES COMPOSES A FONCTIONS MIXTES:

Si le composé comporte plusieurs fonctions, on attribut à la fonction principale l'indice le plus bas, les autres fonctions seront considérées comme secondaires (préfixes). USF prendra dans ce cas les termes suivants : « alcan » ; « alc-i-èn » ; « alc-i-yn » ou « alc-i-èn-j-yn». L'ordre de priorité des fonctions est le suivant (tableau 04):

Tableau 04 : l'ordre de priorité des fonctions.

Ordre de priorité et Nom	Groupement fonctionnel	Suffixe	Préfixe
1 ACIDE CARBOXYLIQUE	(COOH)	*oïque*	---
2 HALOGENURES D'ACIDE	CO-X	*oyle*	---
3 AMIDES	-CO-NH2	*amide*	---
4 NITRILES	-C≡N	*nitrile*	*cyano*
5 ALDEHYDES	-CHO	*al*	*formyl*
6 CETONES	R R'C=O	*one*	*oxo*
7 ALCOOLS	-OH	*ol*	*hydroxy*
8 AMINES	-NH_2	*amine*	*amino*
9 ETHER-OXYDES	-OR	*oxyde d'alkyle et d'alkyle*	*alkyloxy*
10 DERIVES HALOGENES	-X	---	*halogéno*
11 NITRO	-NO_2	---	*nitro*