



REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET
POPULAIRE MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE
LA RECHERCHE SCIENTIFIQUE



Université des Sciences et de la Technologie d'Oran Mohamed BOUDIAF Faculté des Sciences
de la Nature et de la Vie

Département du Vivant et de l'Environnement

Polycopié pédagogique

Titre : **Chimie générale et Chimie organique**

Présenté par : Dr. HENNAOUI Ferial

Cours destiné aux étudiants de :

Première année Socle-commun des Enseignements de Base de
Biologie (EBB)

2021-2022

Avant-propos

Le présent polycopié de cours s'adresse aux étudiants en Socle commun des Enseignements de Base de Biologie (EBB), également aux étudiants qui reçoivent un enseignement général de Chimie de différentes spécialités.

Le contenu de ce polycopié résume tout ce qu'un étudiant doit connaître sur la chimie générale et la chimie organique. Il porte essentiellement sur les notions fondamentales de la structure de la matière et nomenclature en chimie organique.

Ce polycopié comprend six chapitres,

Le premier chapitre est consacré aux :

- Processus de la radioactivité, les réactions nucléaires, la loi de décroissance radioactive, énergie de liaison-énergie de cohésion, courbe d'Aston et les applications de la radioactivité.

Le deuxième chapitre concerne :

- La structure de l'atome (noyau et électrons), le modèle de Bohr : calcul du rayon atomique et la quantification de l'énergie, cas de l'hydrogène, hydrogénoïde et poly électronique. Description quantiques de l'atome d'hydrogène (nombre quantiques et configuration électroniques). La classification périodique des éléments. Variation de rayon atomique, énergie d'ionisation et l'électronégativité dans le tableau périodique

Le troisième chapitre porte sur :

- Schéma de Lewis, la valence des atomes, règle de l'octet, les liaisons fortes (entre atomes) : liaison covalente, liaison covalente dative, liaison ionique et liaison métallique. Les liaisons faibles (entre molécules) : liaison Hydrogène et liaison de Van der Waals. Théorie des orbitales moléculaires, hybridation et géométrie des édifices covalents : Règles de GILLESPIE.

Le quatrième chapitre présume

- Les équilibres d'oxydoréduction, l'écriture d'une réaction d'oxydoréduction et la construction d'une pile.

Le cinquième chapitre est dédié aux :

- Equilibres acido-basiques, les réactions acido-basiques, calcul du pH des différents équilibres et les dosages acido-basiques.

Le dernier chapitre est réservé à la Chimie organique : isomérisation et nomenclature des différents composés organiques.

Table des matières

Avant-propos

Liste des abréviations

Liste des figures

Liste des tableaux

Introduction générale 1

Chapitre I Radioactivité

Introduction	2
I. Définition	
II. Atomes et noyaux radioactifs	2
III. Les quatre principaux types de rayonnement radioactif	2
III.1. Le rayonnement α	2
III.2. Le rayonnement β^-	3
III.3. Le rayonnement β^+	3
III.4. Rayonnement γ	4
IV. Pénétration des radiations dans la matière	4
V. Noyaux stables et noyaux instables	5
VI. Types de réactions nucléaires artificielles	6
VI.1. Les transmutations nucléaires	6
VI.2. La fission nucléaire	6
VI.3. Fusion nucléaire	7
VII. Loi de décroissance radioactive	8
VII.1. Loi de décroissance	8
VII.2. Activité d'un échantillon	8
VIII. Défaut de masse, Energie de liaison, Energie de Cohésion	9
VIII.1. Défaut de masse	9
VIII.2. Energie de liaison	10
VIII.3. Energie de cohésion	10
VIII.3.1. Energie de cohésion par nucléon	10
IX. Courbe d'Aston	11
X. Applications de la radioactivité	12

X.1. Traceurs en médecine	12
X.2. Armes nucléaires	13
X.3. Datation	13

Chapitre II Atomistique

I. Structure de l'atome	14
I.1. Le noyau et les électrons	14
I.2. Le nucléide	14
II. Modèle de Bohr. Cas de l'atome H	15
II.1. Le rayon atomique	15
II.2. L'énergie des orbitales atomiques	15
II.3. Hypothèses de Bohr	16
II.4. Transition entre niveaux électroniques	17
II.5. Formule générale de Ritz «Relation de Balmer »	18
II.6. Energie des états stationnaires	19
II.6.1. Pour l'Hydrogène	19
II.6.2. Pour un Hydrogénoïde	20
II.6.3. Pour un Polyélectronique	20
III. Insuffisance du modèle de BOHR	20
III.1. Description quantique de l'atome H	21
III.1.1. Nombres quantiques	21
III.1.1.1. Le nombre n , nombre quantique principal	21
III.1.1.2. Le nombre « l », nombre quantique secondaire	21
III.1.1.3. Le nombre « m », nombre quantique magnétique	21
III.1.1.4. Le nombre quantique de spin	21
III.2. Répartition des électrons ou configuration électronique	22
III.2.1. principe d'exclusion de Pauli	22
III.2.2. principe de stabilité	22
III.2.3. La règle de Klechkowski	22
III.2.4. Règle de Hund (règle du spin maximal)	23
IV. La classification périodique des éléments	24
IV.1. La classification de Mendeleiev (1869)	24
IV.2. classement par propriétés physiques et chimiques des éléments	26

IV.2.1. Les métaux	26
VI.2.2. Les non-métaux	26
VI.2.3. Les semi-métaux	26
IV.3. Classement par familles (colonnes)	26
V. Variation de : rayon atomique, énergie d'ionisation et l'électronégativité	27

Chapitre III Liaisons chimiques

Introduction	29
I. Schéma de Lewis	29
II. Règle de l'octet	29
III. Notion de Valence	30
IV. Types de liaisons	30
IV.1. Liaisons atomiques	30
IV.1.1. Liaison covalente	30
IV.1.2. Liaison covalente dative	31
IV.1.3. Liaison ionique	32
IV.1.4. La liaison métallique	34
IV.2. Liaisons faibles	34
IV.2.1. Liaison Hydrogène	34
VI.2.2. Liaison de Van der waals	34
V. Théorie des orbitales moléculaires	35
V.1. Combinaison des orbitales atomiques s	35
V.2. Combinaison des orbitales s et p	37
V.3. Combinaison des orbitales P	37
VI. Hybridation	38
VI.1. Hybridation sp	39
VI.2. Hybridation sp ²	39
VI.3. Hybridation sp ³	40
VI.4. Hybridation sp ³ d ¹	40
VI.5. Hybridation sp ³ d ²	41
VII. Géométrie des édifices covalents, Règles de GILLESPIE	42

Chapitre IV Equilibre d'oxydoréduction

I. Equation d'oxydo-réduction	46
I.1. Ecriture d'une demi-équation	46
I.2. Ecriture de l'équation d'une réaction d'oxydoréduction	47
I.3. Les couples Oxydant /Réducteur courants	48
II. Prévision des réactions redox	48
II.1. Notion de potentiel d'oxydo-réduction	48
II.2. Classement des oxydants et des réducteurs	49
II.3. Comparaison des potentiels standards	50
II.4. Application : attaque des métaux par des acides	52
III. Construction d'une pile	53
III.1. Description et fonctionnement	53
III.2. Mesure d'une différence de potentiel	55
III.3. Vocabulaire	57
IV. Application	57

Chapitre V Equilibre acido-basique

Introduction	59
I. Les acides et les bases de Lewis	59
I.1. Acide de Lewis	59
I.2. Base de Lewis	59
I.3. Polyacide et polybase	59
I.4. Ampholyte	59
II. Réaction acido-basique	60
II.1. Constante d'équilibre dans les réactions acido-basiques	61
II.2. Equilibre de dissociation de l'eau	61
II.3. Force des acides et des bases	62
III. Détermination du pH	63
III.1. pH de l'eau	63
III.2. pH d'un mono acide fort	64

III.3. pH d'une monobase forte	64
III.4. pH d'un monoacide faible	65
III.5. pH d'une monobase faible	66
III.6. pH d'une solution d'ampholyte	66
III.7. pH des solutions salines	67
III.7.1. pH d'une solution d'un sel d'acide fort et de base forte	67
III.7.2. pH d'une solution d'un sel d'acide fort et de base forte	67
III.7.3. pH d'une solution d'un sel d'acide faible et de base forte	67
IV. Dosage acido-basique	69
IV.1. Dosage d'un monoacide fort par une monobase forte	69
IV.2. Dosage d'une monobase forte par un monoacide fort	71
IV.3. Dosage d'un monoacide faible par une monobase forte	71
IV.4. Dosage d'une monobase faible par un monoacide fort	72

Chapitre VI Chimie organique

Introduction	73
I. La liaison de l'atome de carbone	73
II. Formules des composés organiques	74
III. Isomérisation structurale (de constitution)	75
III.1. Isomère de chaîne	75
III.2. Isomères de position	75
III.3. Isomères de fonction	76
IV. Les règles IUPAC de la nomenclature	76
V. Nomenclature des hydrocarbures	77
V.1. Hydrocarbures (HC) saturés acycliques : les alcanes	77
V.2. Hydrocarbures saturés ramifiés acycliques	78
V.3. Hydrocarbures insaturés acycliques	80
V.3.1. Hydrocarbures à doubles liaisons : les alcènes	80
V.3.2. Hydrocarbures à triples liaisons : les alcynes	81
V.4. La nomenclature des cycloalcanes	82
V.5. Hydrocarbures monocycliques insaturés	82
V.6. Hydrocarbures monocycliques aromatiques	82

V.7. Nomenclature des dérivés halogénés	83
VI. Nomenclature des fonctions	84
VI.1. Nomenclature des acides carboxyliques	85
VI.2. Nomenclature des anhydrides d'acide	87
VI.4. Nomenclature chlorure d'acyle	88
VI.5. Nomenclature des amides	89
VI.6. Nomenclature des nitriles	89
VI.7. Nomenclature des aldéhydes et des cétones	90
VI.7.1. Nomenclature des aldéhydes	90
VI.7.2. Nomenclature des Cétones	92
VI.8. Nomenclature des alcools	93
VI.9. Nomenclature des Amines aliphatiques	95
IV.10. Nomenclature des éthers oxydes	97
IV.11. Nomenclature des aromatiques	98
Conclusion générale	100
Références bibliographiques	101

Liste des abréviations

ddp : différence de potentiel

E_I : Energie d'ionisation

E_n : Electronégativité

f.e.m : force électromotrice

IR : infrarouge

m_e : masse électron

m_n : masse neutron

m_p : masse proton

OA : orbitale atomique

OM : orbitale moléculaire

Ox/Red : oxydant/ réducteur

UMA : unité masse atomique

UV : ultra violet

δ^+ , δ^- : charge partielle

Liste des figures

Figure 1. Pénétration des radiations dans la matière	4
Figure 2. Fission nucléaire	7
Figure 3. Fusion nucléaire	8
Figure 4. Courbe d'Aston	12
Figure 5. Transitions électroniques	17
Figure 6. Les séries de transitions électroniques	19
Figure 7. Classement des éléments chimiques par bloc	25
Figure 8. Classement des éléments chimiques par groupe	25
Figure 9. La liaison métallique	34
Figure 10. Construction d'une pile à partir du Cu et Zn	54
Figure 11. Mesure du courant électrique	54
Figure 12. Mesure d'une différence de potentiel	55
Figure 13. Calcul de la force électromotrice	56
Figure 14. Couples acido-basiques	63
Figure 15. Dosage d'un monoacide fort par une monobase forte	70
Figure 16. Dosage d'une monobase forte par un monoacide fort	71
Figure 17. Dosage d'un monoacide faible par une monobase forte	71
Figure 18. Dosage d'une monobase faible par un monoacide fort	72

Liste des tableaux

Tableau N1 : les rayonnements radioactifs	5
Tableau N2 : Règle de Klechkowski	22
Tableau N3 . Dosage d'un monoacide fort par une monobase forte	70
Tableau N4 . Dosage d'un monoacide faible par une monobase forte	72
Tableau N5 . Prefixe et radical selon le nombre du carbone	78
Tableau N 6 . Abréviations des radicaux	84
Tableau N7 . Les fonctions organiques	84

Introduction générale

La chimie est la science qui étudie la composition, les réactions et les propriétés de la matière en se penchant sur les atomes qui composent la matière et leurs interactions les uns avec les autres. La taille des composés étudiés en chimie varie de la réaction entre de simples atomes jusqu'à des édifices moléculaires de plusieurs dizaines de milliers d'atomes (ADN, protéines, cristaux...). L'étude du monde à l'échelle moléculaire permet de mieux comprendre le monde à l'échelle de l'homme. En termes de dimensions, le domaine d'application de la chimie se situe entre le femtomètre (10^{-15} m) et le micromètre (10^{-6} m).

La chimie est par nature interdisciplinaire et relie les sciences naturelles. Elle joue un rôle indispensable dans le fonctionnement de notre monde et dans l'existence de la vie. Elle est la science de la vie quotidienne et des matériaux qui façonnent le monde.

Les objectifs visés par cette matière est d'assurer un enseignement sur les bases fondamentales de l'organisation et la structure chimique de la matière. C'est un complément des autres matières, car il sert à faciliter la compréhension au plan chimique des phénomènes biologiques.

Ce cours apporte aux étudiants les notions de base sur la radioactivité ; l'atomistique ; la liaison chimique ; l'équilibre d'oxydoréduction ; équilibres acido-basiques et la chimie organique.

Chapitre I Radioactivité



I. Définition

La **radioactivité** est le phénomène physique par lequel des noyaux atomiques instables (dits radionucléides ou radioisotopes), se transforment spontanément en d'autres atomes (désintégration) en émettant simultanément des particules de matière (électrons, noyaux d'hélium, neutrons, etc.) et de l'énergie (photons et énergie cinétique). La radioactivité a été découverte en 1896 par Henri Becquerel dans le cas de l'uranium, et très vite confirmée par Marie Curie pour le radium.

L'émission de particules matérielles et immatérielles est appelée rayonnement, et l'énergie des particules est suffisante pour entraîner l'ionisation de la matière traversée, d'où le nom de rayonnements ionisants. On distingue classiquement les rayons α constitués de noyaux d'hélium (également appelés particules α), les rayons β constitués d'électrons (particules β) et les rayons γ constitués de photons, auxquels il faut ajouter les neutrons qui dérivent des fissions spontanées.

II. Atomes et noyaux radioactifs

Comme tous les atomes, un atome radioactif est composé d'un noyau, lui-même composé de nucléons : neutrons et protons et d'un cortège d'électrons circulants à bonne distance du noyau en nombre égal à celui des protons. L'atome radioactif est équilibré en charge électrique.

Un atome radioactif contient un noyau instable dont le nombre de nucléons ou la composition relative en protons et neutrons ne correspond pas à une situation stable. Le noyau de l'atome radioactif cherche à rallier la configuration stable la plus proche de sa composition en émettant des particules.

Par rapport au noyau de l'atome stable le plus voisin, le noyau de l'atome radioactif peut se trouver dans l'une des trois situations suivantes :

- en excès de nucléons
- en excès de neutrons
- en excès de protons

III. Les quatre principaux types de rayonnement radioactif

III.1. Le rayonnement α

Si le noyau est en excès de nucléons, il émet des particules alpha, c'est-à-dire un groupe de 4 nucléons (2 neutrons + 2 protons). Au cours de son transit vers l'extérieur de l'atome au travers du cortège électronique la particule alpha chargée positivement capte (ou non) deux électrons. Si cela n'a pas été le cas elle capte deux électrons auprès des atomes voisins et les deux électrons excédentaires de l'atome initial compensent le bilan électrique total qui reste neutre. C'est le rayonnement alpha.

L'énergie du rayonnement est majoritairement constituée par l'énergie cinétique de la particule alpha qui est une particule massive, sachant que dans l'expulsion de cette particule la quantité de mouvement est également conservée, une énergie cinétique non négligeable est communiquée au reste du noyau en désintégration.



Exemple :

L'Uranium 238 est un radionucléide. Son équation de désintégration s'écrit :



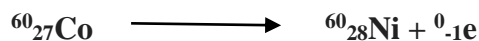
III.2. Le rayonnement β^-

Si le noyau est en excès de neutrons, il transforme un neutron en proton et émet un électron ; cet électron chargé négativement traverse le cortège électronique de l'atome et continue sa route. C'est le rayonnement bêta. Cette façon de faire est plus « économique » que celle consistant à émettre un neutron, puisqu'on gagne sur les deux plateaux de la balance pour rallier la proportion stable neutron/proton. Le bilan électrique global reste équilibré puisque la charge négative de l'électron émis est compensée par la charge positive augmentée du noyau. L'énergie du rayonnement est constituée par l'énergie cinétique de l'électron expulsé dont la masse est faible devant celle du noyau en désintégration et par un rayonnement électromagnétique associé au réarrangement du cortège électronique autour du noyau désintégré.



Exemple :

Le cobalt 60 est un radionucléide β^- . Son équation de désintégration s'écrit :

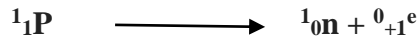


III.3. Le rayonnement β^+

Si le noyau est en excès de protons, de façon similaire à l'excès de neutrons, il transforme un proton en neutron en émettant un positron (un anti-électron). Au cours de son transit vers l'extérieur le positron finit par interagir avec un électron, provoquant l'annihilation du couple électron/positron.

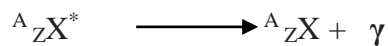
Exemple :





III.4. Rayonnement γ

Les trois types de radioactivité décrits (α , β^- , β^+) sont souvent accompagnés par l'émission d'un rayonnement électromagnétique d'énergie très grande (supérieure à celle des rayons X), de très courte longueur d'onde (1\AA à 10^{-4}\AA), émis lors du passage d'un noyau d'un état excité à un état stable. Les rayonnements γ ne produisent ni variation de A ni de Z, l'élément ne change pas, seule la masse atomique diminue d'une quantité équivalente à l'énergie $h\nu$ du rayonnement émis. Il s'agit simplement d'une réorganisation interne du noyau. Les rayonnements γ ont un pouvoir de pénétration bien plus important que celui des particules α et β , mais ils sont plus ionisants.



IV. Pénétration des radiations dans la matière

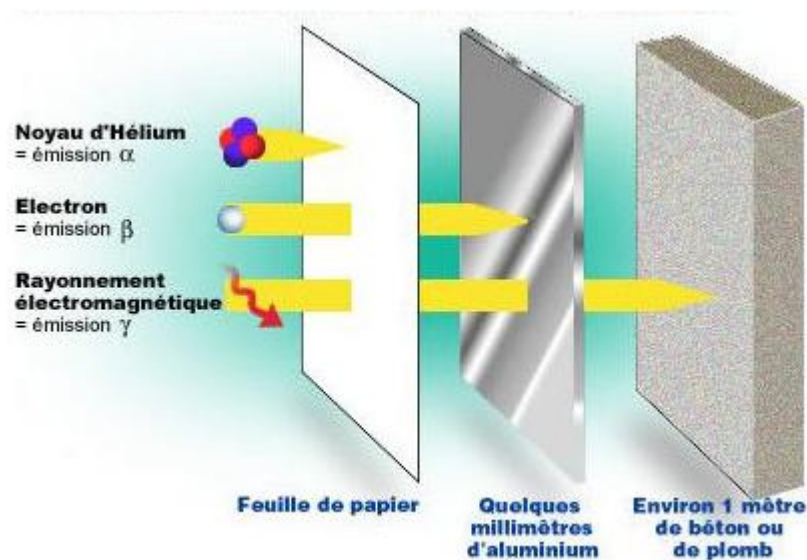


Figure 1. Pénétration des radiations dans la matière

Lourds et chargés électriquement, les noyaux d'hélium sont arrêtés facilement et rapidement par les champs électromagnétiques et les atomes composant la matière. Ils sont donc arrêtés par une feuille de papier.

Pour se protéger du rayonnement bêta, une simple feuille d'aluminium de quelques millimètres suffit. On peut également utiliser une feuille de verre ou un écran d'un centimètre de plexiglas, qui permet d'arrêter une majorité des particules bêta.

Pour se protéger du rayonnement γ , le blindage doit être très épais. Par exemple, pour réduire de seulement 30 % ce rayonnement, il est nécessaire d'être derrière 6 cm de plomb, 30 cm de béton ou 54 cm de terre.

Tableau récapitulatif :

On rappelle que la charge élémentaire est : $e = 1.600217733 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

En physique nucléaire, on utilise souvent l'unité de masse atomique (uma) :

$$1u = 1.6605402 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

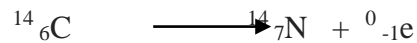
Tableau N1 : les rayonnements radioactifs

Emission	Nature	Symbole	Masse approchée (u)	Charge (e)
Particule α	noyau d'hélium ++	${}^4_2\text{He}$	4,00150 u	+ 2 e
Particule β^-	électron ${}^0_{-1}e^-$	${}^0_{-1}e$	0,000549 u	- e
Particule β^+	positon ${}^0_1e^+$	0_1e	0,000549 u	+ e
Rayon gamma	rayonnement électromagnétique	γ	0	0

V. Noyaux stables et noyaux instables

Un noyau stable garde indéfiniment la même structure, c'est le cas, par exemple, d'un des isotopes du carbone, l'isotope ${}^{12}_6\text{C}$.

Un noyau radioactif est instable, et a une date inconnue, il se désintègre spontanément en un autre noyau, en émettant des particules α ou β et souvent, un rayonnement γ , c'est le cas d'un autre isotope du carbone, l'isotope $^{14}_6\text{C}$ qui est radioactif. Il émet une particule β^- et se transforme en un noyau d'azote $^{14}_7\text{N}$:



Le noyau qui se désintègre, $^{14}_6\text{C}$, est le noyau père, le noyau obtenu, $^{14}_7\text{N}$, est le noyau fils.

VI. Types de réactions nucléaires artificielles

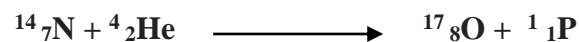
Les réactions nucléaires se produisent lorsqu'on bombarde des noyaux à l'aide des particules subatomiques telles que les protons, neutrons, électrons.

VI.1. Les transmutations nucléaires

Ces réactions produisent des nucléides de nombre de masse égal ou très voisin de celui des nucléides qui ont servi de cibles. Les nucléides formés sont stables ou radioactifs.

Exemple 1

Rutherford a réalisé la première transmutation en 1919 :



Exemple 2

On cible l'aluminium par une particule α



VI.2. La fission nucléaire

C'est le phénomène par lequel le noyau d'un atome lourd tel que l'uranium est bombardé par des neutrons pour être divisé en plusieurs nucléides plus légers. Il y a libération d'une très grande énergie.

Si cette réaction en chaîne est incontrôlée, c'est la bombe atomique (bombe A), par contre si cette réaction est contrôlée grâce à des ralentisseurs de neutrons, on appellera cela le réacteur nucléaire.

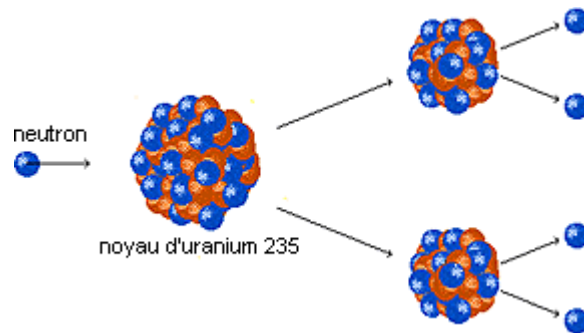


Figure 2. Fission nucléaire

Exemple : Bombe A

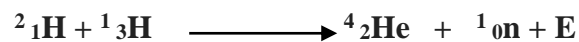


Ainsi, 1g d'uranium libère une énergie de 7,3.10¹⁰ joule, ce qui est 1,3 millions de fois plus grand que l'énergie libérée par la combustion de 1g de méthane, le composant principal de gaz naturel.

VI.3. Fusion nucléaire

Dans la fusion, des noyaux légers vont fusionner pour former des noyaux lourds avec émission d'un neutron ou proton, et un dégagement de chaleur.

Exemple: bombe H = bombe hydrogène



- Les réactions nucléaires telles que la fusion et la fission sont assimilables à des sources d'énergie.
- Les réactions de fusions libèrent des quantités d'énergie 3 à 4 fois plus grandes que l'énergie fournie par les réactions de fission.

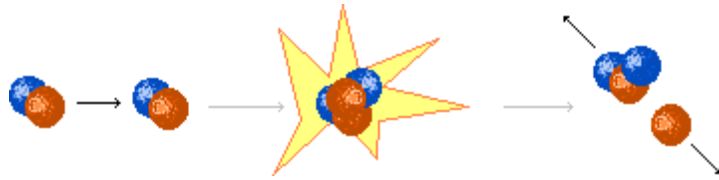


Figure 3. Fusion nucléaire

VII. Loi de décroissance radioactive

VII.1. Loi de décroissance

- Le nombre N de noyaux non désintégrés à l'instant t est lié au nombre de noyaux N_0 initialement présents à l'instant $t_0 = 0$ s par une relation exponentielle :

$$N = N_0 e^{-\lambda t}$$

λ : constante radioactive

λ est la constante radioactive (en s^{-1}). Elle caractérise un radionucléide.

La loi de décroissance des noyaux radioactifs a été établie expérimentalement en 1902 par Rutherford et Soddy.

VII.2. Activité d'un échantillon

L'activité d'un échantillon radioactif est égale au nombre de désintégrations qu'il subit par seconde :

$$A = -dN / dt \quad (2) \quad (N \text{ diminue, } dN / dt \text{ est négatif, } A \text{ est positif})$$

De (1) et (2), on obtient

$$A = -dN / dt = \lambda N_0 e^{-\lambda t} = \lambda N \quad (3)$$

À l'instant $t=0$, l'activité initiale de l'échantillon est $A_0 = \lambda N_0$ (4) Reportons cette valeur (4) dans l'expression qui précède (3) :

$$A = -dN / dt = A_0 e^{-\lambda t} \quad (5) \quad \text{avec } A_0 = \lambda N_0$$

Unité : becquerel (Bq), 1Bq correspond à une désintégration par seconde.

Demi-vie ($t_{1/2}$)

Le temps de demi-vie $t_{1/2}$ d'un nucléide radioactif est la durée au bout de laquelle le nombre initial de noyaux radioactifs est divisé par deux.

$$N(t_{1/2}) = N_0 / 2 \quad (6)$$

$$\text{Portons dans } N = N_0 e^{-\lambda t} : N_0 / 2 = N_0 e^{-\lambda t_{1/2}} \text{ soit : } e^{-\lambda t_{1/2}} = 1 / 2$$

$$\text{ou en prenant le logarithme népérien des deux cotés : } \ln(e^{-\lambda t_{1/2}}) = \ln(1 / 2)$$

$$-\lambda t_{1/2} = 0 - \ln 2$$

$$t_{1/2} = (\ln 2) / \lambda$$

$$t_{1/2} = (\ln 2) / \lambda \iff \lambda \cdot t_{1/2} = \ln 2 \quad (7)$$

La demi-vie d'un radionucléide est une caractéristique de celui-ci et sa valeur est extrêmement variable :

Pour le polonium 212, la demi-vie est $t_{1/2} = 3 \cdot 10^{-6}$ seconde

Pour le thorium 232, la demi-vie est $t_{1/2} = 1,4 \cdot 10^{10}$ ans

Remarque :

L'activité $A = -dN / dt = A_0 \cdot e^{-\lambda t} = \lambda N$ s'écrit à la date $t_{1/2}$:

$$A(t_{1/2}) = \lambda N(t_{1/2}) = \lambda N_0 / 2 \quad A(t_{1/2}) = A_0 / 2 \quad (8)$$

Au bout d'un temps égal à la demi-vie, l'activité d'un radionucléide est divisée par deux.

VIII. Défaut de masse, Energie de liaison, Energie de Cohésion

Au cours de la transformation radioactive d'un noyau, il y a conservation des nombres de masse ainsi que des nombres de charge (numéro atomique) ; ce sont les lois de Soddy :



Conservation du nombre de nucléons A : $A = A' + A''$

Conservation du nombre de charges Z : $Z = Z' + Z''$

VIII.1. Défaut de masse

Le défaut de masse est défini comme étant la différence entre la masse des nucléons et la masse du noyau. Il est noté Δm .

Pour un nucléide $Z X$, le défaut de masse s'écrit donc :

$\Delta m =$ masse des nucléons qui constituent le noyau – masse du noyau.

$$\Delta m = [Z \cdot m_p + (A - Z) \cdot m_n] - m_{\text{noyau}}$$

Ainsi, quel que soit le nucléide, on a toujours :

Masse nucléons qui constituent le noyau > masse noyau. Le défaut de masse peut être positif ou négatif.

Exemple d'application:

Considérons un noyau d'hélium formé par l'association de 2 protons et 2 neutrons : La masse du noyau formé = 2 x masse de proton + 2 x masse du neutron.

La masse des 2 protons isolés : $2 \times 1,0074 = 2,0148$ u.m.a.

La masse des 2 neutrons isolés : $2 \times 1,0086 = 2,0172$ u.m.a. La somme des masses des particules isolées = 4,032 u.m.a.

La masse réelle du noyau d'hélium (masse mesurée) = 4,002 u.m.a.

$\Delta m = 4,032 - 4,002 = 0,030$ u.m.a.

Cette masse perdue se transforme en énergie. Ainsi, la formation du noyau d'hélium est accompagnée d'un dégagement d'énergie, selon la relation d'Einstein.

D'après la théorie de la relativité restreinte d'Einstein, il y a équivalence entre l'énergie et la masse; on entend par là que la masse peut être transformée en énergie et inversement. La formule d'interconversion s'écrit : $E = m \cdot c^2$

E = énergie (en joule) ; m = masse (en kilogrammes) ; c = célérité ou vitesse de la lumière = $3 \cdot 10^8$ m/s.

VIII.2. Energie de liaison

Elle définit l'énergie libérée lors de la formation d'un noyau à partir de protons et de neutrons :
Energie de liaison = (Masse produit – masse réactifs). $C^2 =$ (masse mesurée de l'atome- masse calculée). $C^2 = - \Delta m \cdot C^2$. Cette énergie est négative.

VIII.3. Energie de cohésion

C'est l'énergie qu'il faudrait apporter au noyau A_ZX pour le dissocier de ses protons et neutrons.

Energie de cohésion = (Masse produits – masse réactif). $C^2 =$ (masse calculée de l'atome- masse mesurée). $C^2 = \Delta m \cdot C^2$. Cette énergie est positive.

VIII.3.1. Energie de cohésion par nucléon

Pour comparer la stabilité des noyaux, il est préférable de raisonner en terme d'énergie de cohésion par nucléon (ou énergie de liaison par nucléon). Cette énergie est définie comme étant le rapport d'énergie de cohésion par le nombre de nucléons A.

Energie de cohésion /A : est exprime en Mev/nucléon.

Remarque:

- Plus le rapport est grand, plus le noyau est stable.
- Il est plus commode d'utiliser une unité d'énergie plus petite que le joule à savoir l'électron volt (eV). Cette dernière est l'énergie acquise par un électron soumis à une différence de potentiel (ddp) égal à 1 volt avec :

$$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ joule.}$$

On utilise aussi le mégaélectronvolt : $1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV}$.

$$1 \text{ MeV} = 1,6 \cdot 10^{-13} \text{ joule.}$$

IX. Courbe d'Aston

L'énergie de liaison par nucléon représente l'énergie à dépenser en moyenne pour arracher un nucléon d'un noyau. C'est un étalon de la stabilité d'un noyau. Cette courbe de l'énergie de liaison en fonction du nombre de nucléons porte le nom du physicien anglais F.W.Aston, qui fut un des pionniers des mesures de masse des noyaux et obtint un prix Nobel en 1922. Un classique de la physique nucléaire, la courbe d'Aston montre que pour les noyaux naturels il faut dépenser environ 8 MeV pour arracher un nucléon et que l'énergie de liaison passe par un maximum de 8,8 MeV pour le nickel-62 et diminue ensuite lentement pour atteindre 7,6 MeV pour l'uranium.

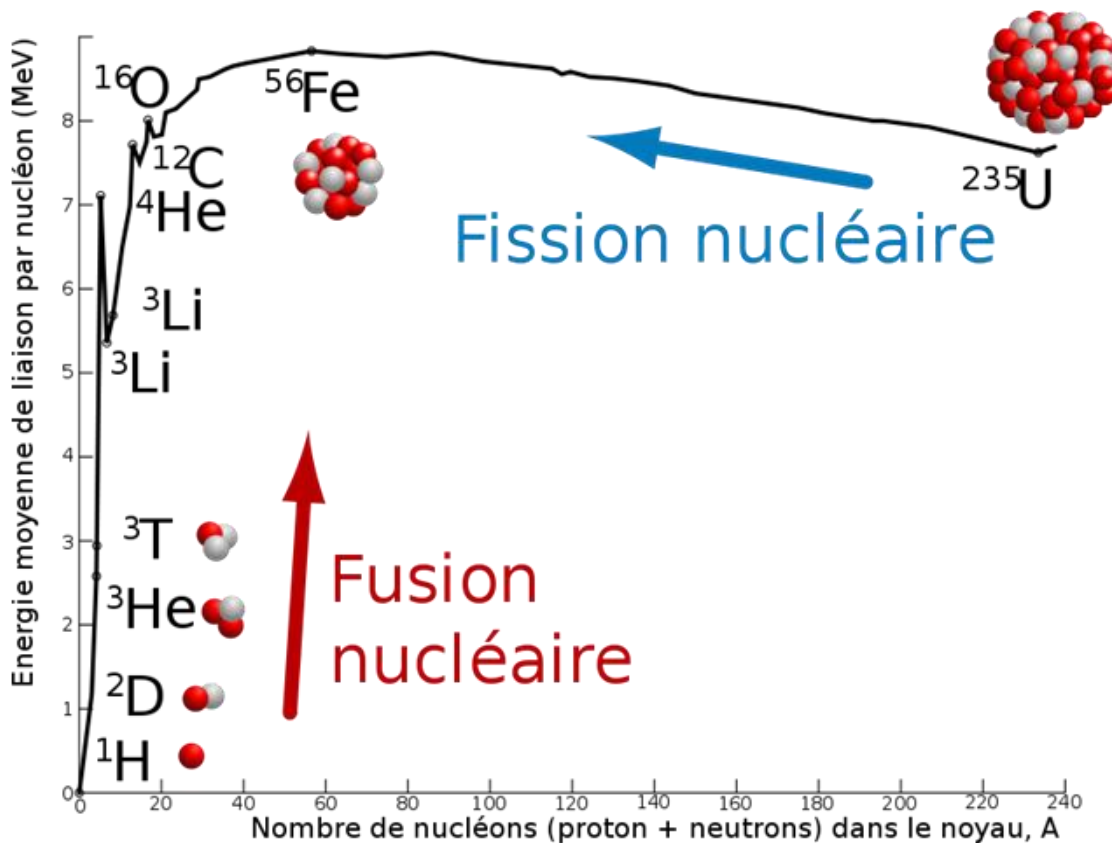


Figure 4. Courbe d'Aston

X. Applications de la radioactivité

Depuis la découverte de la radioactivité artificielle, plusieurs applications lui sont attribuées parmi lesquelles :

X.1. Traceurs en médecine

En biologie et médecine nucléaire, les traceurs sont généralement des produits radiopharmaceutiques qui incorporent dans leur formule un atome dont le noyau est radioactif, un marqueur. C'est l'émission par cet atome d'un rayonnement qui permet de suivre à la trace le parcours dans le vivant de ce traceur. Il arrive que le traceur se réduise à un atome radioactif. C'est le cas des gaz nobles utilisés pour les scintigraphies pulmonaires : krypton ou xénon. A l'opposé, le marqueur peut être attaché à des objets autres que des molécules comme des microsphères d'albumine pour d'autres examens pulmonaires. Les produits « radiopharmaceutiques » contenant des molécules marquées par un isotope radioactif sont généralement administrés par voie intraveineuse, mais ils peuvent l'être aussi par inhalation (par exemple l'examen de la ventilation pulmonaire) ou dans le liquide céphalo-rachidien.

La radiothérapie utilise aussi des radioisotopes dans le traitement de certaines maladies comme le cancer. Des sources puissantes de rayons gamma sont aussi utilisées pour stériliser le matériel médical. Dans les pays occidentaux, environ une personne sur deux est susceptible de bénéficier de la médecine nucléaire au cours de sa vie, et la stérilisation par irradiation gamma est quasiment universellement utilisée.

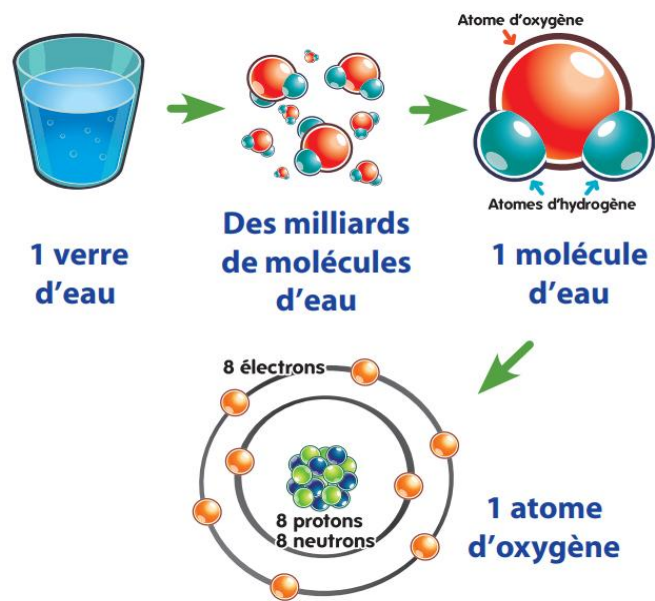
X.2. Armes nucléaires

Il existe deux types de bombes, les **bombes A** ou atomiques et les **bombes H** ou à hydrogène ou encore thermonucléaires. Les bombes atomiques ont été les premières armes nucléaires à avoir été développées à la fin de la seconde guerre mondiale. Le cœur d'une bombe atomique contient une quantité de matière fissile suffisante pour le développement d'une réaction en chaîne explosive (uranium 235 ou plutonium 239 à plus de 90 %). Les bombes H beaucoup plus puissantes sont basées sur le principe de la fusion nucléaire. Les réactions de fusion sont amorcées par la chaleur dégagée par des fissions.

X.3. Datation

La datation au carbone 14, est la méthode la plus connue pour dater l'âge de roches aussi anciennes que la terre, les coraux, les laves volcaniques. Les durées à mesurer vont de la centaine d'années à quelques milliards d'années. Heureusement, l'archéologue, le géologue, le physicien disposent de toute une panoplie d'isotopes dont les périodes sont adaptées. La détermination de l'âge se fait en comparant la teneur en carbone 14 de l'échantillon ancien et la teneur d'un végétal actuel. Plus le vestige est ancien, plus sa teneur en carbone 14 est faible.

Chapitre II Atomistique



I. Structure de l'atome

I.1. Le noyau et les électrons

Les atomes sont constitués d'un noyau très dense, chargé positivement, entouré d'électrons (charge électrique négative).

- Le noyau est constitué de deux types de particules (protons et neutrons) appelées nucléons.

	Charge électrique	Masse
Noyau	Proton : $q = +1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1836 m_e$
	Neutron : 0	$m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1839 m_e$
	Electron : $q = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_e = 9,1094 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

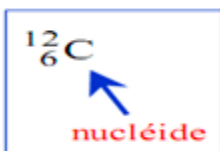
I.2. Le nucléide

Un nucléide est une espèce atomique symbolisée par ${}^A_Z\text{X}$

Il est défini par : Z : numéro atomique (nombre de protons)

A : nombre de masse (nombre de nucléons)

$A = Z + N$ D'où le nombre de neutrons $N = A - Z$



- Des nucléides ayant le même nombre de protons (même Z) correspondent au même élément. Ils portent le même nom.
- Les isotopes d'un élément sont des nucléides ayant le même numéro atomique Z, mais des nombres de masse A différents.

Exemple : Magnésium : ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ / ${}^{25}_{12}\text{Mg}$ / ${}^{26}_{12}\text{Mg}$

II. Modèle de Bohr. Cas de l'atome H

II.1. Le rayon atomique

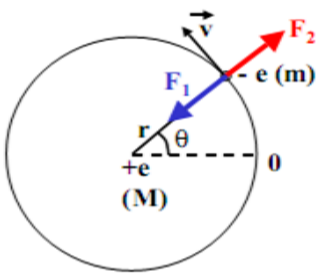
L'électron décrit une orbite circulaire centrée sur le noyau immobile. L'électron est soumis à la force d'attraction coulombienne F_1

$$F_1 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2}$$

$\epsilon_0 = 8.85 \cdot 10^{-12} \text{ C}^2 \text{ N}^{-1} \text{ m}^{-2}$ (permittivité du vide) ; r = rayon de l'orbite

l'électron est soumis à la force centrifuge F_2

$$F_2 = m \cdot a = m \cdot v^2 / r$$



A l'équilibre : $F_1 = F_2$

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

$$r = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{mv^2}$$

(1)

II.2. L'énergie des orbitales atomiques

Energie totale = Energie potentielle + Energie cinétique

$$\text{Energie potentielle : } \mathbf{E_p} = \frac{1}{4\pi\epsilon} \times \frac{e^2}{r}$$

$$\text{Energie cinétique : } \mathbf{E_c} = \frac{1}{2} m v^2 = \frac{1}{2} \left(\frac{1}{4\pi\epsilon} \times \frac{e^2}{r} \right)$$

$$\text{Energie totale : } \mathbf{E_T} = -\frac{1}{2} \left(\frac{1}{4\pi\epsilon} \times \frac{e^2}{r} \right) \quad (2)$$

II.3. Hypothèses de Bohr

1) L'électron ne peut se situer que sur certaines orbites bien précises ou permises, de telle sorte que son énergie reste constante.

2) Lorsque l'électron absorbe ou émet de l'énergie, il change d'orbite ou de niveau d'énergie.

Orbites permises orbites stationnaires

$$2\pi r = n \lambda \quad (n=1, 2, 3\dots)$$

Louis de Broglie : à toute particule en mouvement (de masse m et de vitesse v) on associe une radiation de longueur d'onde :

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad (3)$$

h : constante de Planck = $6.627 \cdot 10^{-34}$ J.S

$$2\pi r = \frac{nh}{mv}$$

$$v = \frac{nh}{2\pi mr}$$

- En remplaçant v par sa valeur dans l'équation (1).

$$r = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{mv^2} \qquad r_n = n^2 \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m e^2}$$

$$r_n = n^2 \cdot 5.3 \cdot 10^{-11} \text{ m} = n^2 \cdot 0.53 \text{ \AA}$$

$$r_1 = 5.3 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 0.53 \text{ \AA}$$

L'énergie correspondante (2)

$$\text{Energie totale : } E = -\frac{1}{2} \left(\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} \right) \quad (2)$$

$$r_n = n^2 \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m e^2}$$

$$E_n = -\frac{1}{n^2} \frac{me^4}{8 \epsilon_0^2 h^2} = -\frac{1}{n^2} \cdot 13.6 \text{ (eV)}$$

$$(1 \text{ eV} = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ J})$$

II.4. Transition entre niveaux électroniques

D'après la seconde hypothèse de Bohr, le passage d'un e⁻ d'une orbite définie par n₁ à une orbite définie par n₂, se fait par un échange d'un quantum d'énergie :

$$|\Delta E| = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$$

h : constante de Planck; $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{J.s}$

ν : fréquence de la radiation.

λ : longueur d'onde.

c : vitesse de la lumière; $c = 3 \cdot 10^8 \text{m.s}^{-1}$

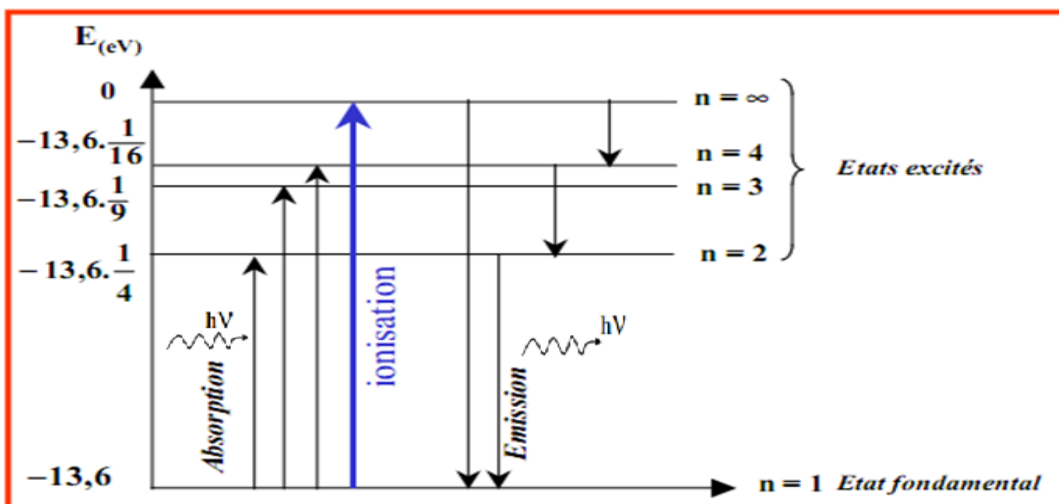


Figure 5. Transitions électroniques

Pour l'atome H : $E_1 = -13,6 \text{ (eV)}$

L'écart d'énergie entre deux niveaux n_i et n_f s'écrit :

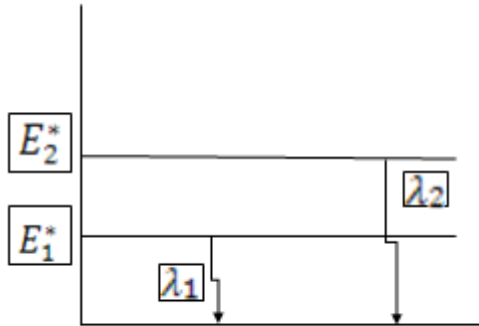
$$|\Delta E| = h\nu = |E_f - E_i| = 13,6 \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \text{ (en eV)}$$

Remarque :

Quand $n=1$, l'atome est à l'état fondamental (E.F)

Quand $n > 1$, l'atome est à l'état excité (instable)

Etat excité (E^*) par suite d'un apport extérieur (d'énergie), la durée de vie est très courte, donc il revient à son état stable : radiation émise.



Une radiation d'émission: C'est l'énergie correspondant à la transition d'un électron de n' à n (avec $n' > n$).

$$h\nu = \frac{hc}{\lambda} = E_{n'} - E_n = 13.6 \times 1.6 \cdot 10^{-19} \left[\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right]$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{13.6 \times 1.6 \cdot 10^{-19}}{hc} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right)$$

II.5. Formule générale de Ritz «Relation de Balmer »

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right) \quad \text{avec } R_H = 1.0967776 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

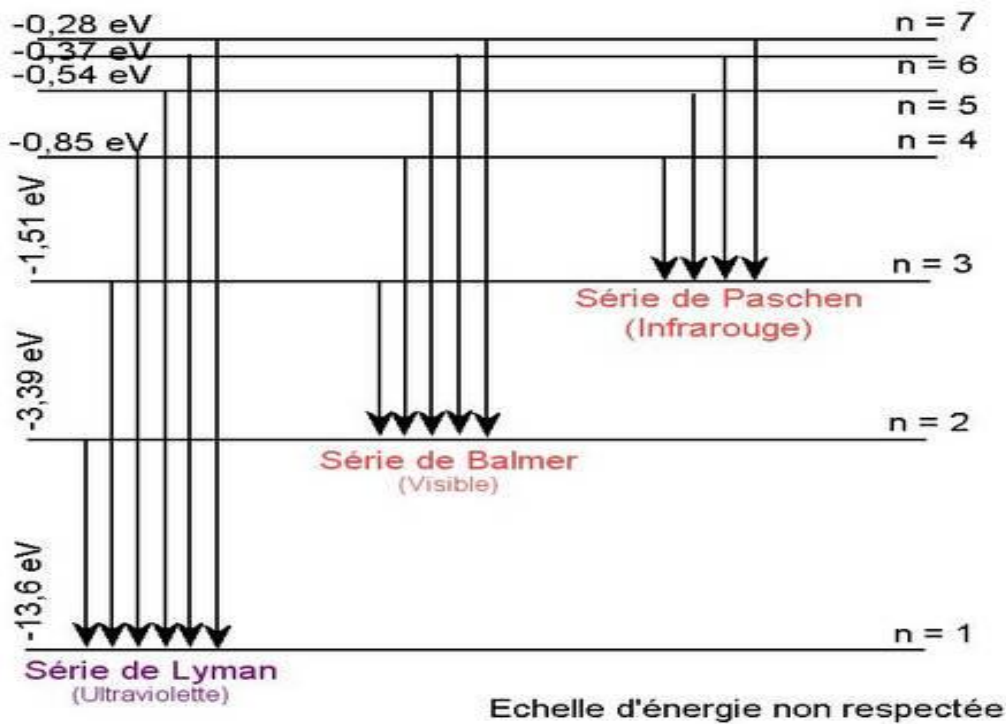


Figure 6. Les séries de transitions électroniques

- $n=1, n'= 2,3, \dots$: Série de LYMAN : UV
- $n=2, n'= 3,4, \dots$: Série de BALMER : Visible
- $n=3, n'= 4,5, \dots$: Série de PASHEN : IR Proche
- $n=4, n'= 5,6, \dots$: Série de BRACKETT : IR Moyen
- $n=5, n'= 6,7, \dots$: Série de PFUND : IR Lointain

II.6. Energie des états stationnaires

II.6.1. Pour l'Hydrogène

$$E_n = \frac{-13.6}{n^2} \text{ eV}$$

$$E_1 = -13.6 \text{ eV}$$

$$E_2 = -3.4 \text{ eV}$$

$$E_4 = -0.85 \text{ eV}$$

$$E_0 = 0 \text{ eV}$$

II.6.2. Pour un Hydrogénoïde

L'hydrogénoïde est un ion constitué par un noyau porteur de Z charge positive, autour du quelle gravite un seul é.



$$r_n = \frac{n^2}{Z} \times 0.53 \text{ \AA}$$

$$E_n = \frac{-13.6}{n^2} \times Z^2 \text{ ev}$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right)$$

II.6.3. Pour un Polyélectronique

L'électron est le responsable de l'émission du spectre optique de raies, il est séparé du noyau par des é, il existe un effet d'écran de la part de ce é vis-à-vis l'é optique.

C'est l'effet de Zeeman: la force d'attraction du noyau sera plus faible.

$$Z^* = (Z - \sigma)$$

$$r_n = \frac{n^2}{Z^*} \times 0.53 \text{ \AA}$$

$$E_n = \frac{-13.6}{n^2} \times Z^{*2} \text{ ev}$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H Z^{*2} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n'^2} \right)$$

σ : constante d'écran dépend de n (règle de SLATER)

III. Insuffisance du modèle de BOHR.

BOHR ne considère que des orbites circulaires définies par un nombre quantique « n ». Or, lorsqu' on place l'atome d'hydrogène dans un champ extérieur (électrique ou magnétique), on observe des déplacements, ou même des nouvelles raies, non prévisibles par la théorie de BOHR (effets STARK et ZEEMAN).

III.1. Description quantique de l'atome H

III.1.1. Nombres quantiques

L'état d'un électron dans un atome, c'est-à-dire : son énergie, ses mouvements autour de noyau, la forme de l'orbitale, est défini par 4 paramètres appelés nombres quantiques.

III.1.1.1. Le nombre n , nombre quantique principal : $n = 1, 2, \dots$

- quantifie l'énergie de l'électron,
- définit une couche électronique ou un niveau d'énergie.

$n = 1$ couche K, $n = 2$ couche L

$n = 3$ couche M : ect

III.1.1.2. Le nombre « l », nombre quantique secondaire, avec : $0 \leq l \leq n - 1$

- « l » caractérise « la forme » de l'orbital : il définit une sous-couche électronique, ou un sous-niveau d'énergie.
- $l = 0$ sous-couche s
- $l = 1$ sous-couche p
- $l = 2$ sous-couche d
- $l = 3$ sous-couche f

III.1.1.3. Le nombre « m », nombre quantique magnétique, avec : $-\leq m \leq l$:

m » définit l'orientation de l'orbitale :

- $l = 0 \Rightarrow m = 0 \Rightarrow 1$ seule orientation $\Rightarrow 1$ orbitale « s » \Rightarrow

1 case organique □

- $l = 1 \Rightarrow m = -1 ; 0 ; 1 \Rightarrow 3$ orientations $\Rightarrow 3$ orbitales « p » de même énergie \Rightarrow 3 cases quantiques □□□
- $l = 2 \Rightarrow m = -2 ; -1 ; 0 ; 1 ; 2 \Rightarrow 5$ orientations $\Rightarrow 5$ orbitales « d » de même énergie \Rightarrow 5 cases quantiques □□□□□
- $l = 3 \Rightarrow m = -3 ; -2 ; -1 ; 0 ; 1 ; 2 ; 3 \Rightarrow 7$ orientations $\Rightarrow 7$ orbitales « f » de même énergie $\Rightarrow 7$ cases quantiques □□□□□□□
-

III.1.1.4. Le nombre quantique de spin « s », avec $s = 1/2$ dû à la rotation de l'électron sur lui-même.

- Deux orientations sont possibles :
- $s = +1/2$ (\uparrow) et $s = -1/2$ (\downarrow)

III.2. Répartition des électrons ou configuration électronique

III.2.1. principe d'exclusion de Pauli

Deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques identiques.

-Deux électrons dans une même orbital atomique doivent différer par leur nombre quantique de spin, qui ne peut prendre que deux valeur, $m_s = +\frac{1}{2}$ (\uparrow) ou $-1/2$ (\downarrow).

-Une orbitale atomique ne peut "contenir" **au maximum que 2 électrons** qui dans ce cas auront des spins opposés : ils sont **antiparallèles ou appariés** $\uparrow\downarrow$.

-Si l'orbitale ne contient qu'un électron, celui-ci set dit **non-apparié ou célibataire**.

- Une orbital vide constitue une **lacune électronique**.

III.2.2. principe de stabilité

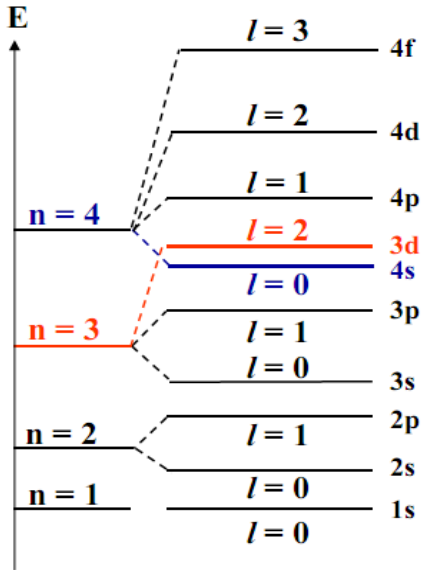
- à l'état fondamental l'électron se trouve dans son état énergétique le plus stable, correspondant à l'énergie la plus basse.

- les électrons commencent par saturer les niveaux de plus basse énergie, dans l'ordre : 1s, 2s, 2p, 3s, 3p.....c'est la règle dite de (n+l) minimal

III.2.3. La règle de Klechkowski

Tableau N2 : Règle de Klechkowski

n \ l	1	2	3	4	5	6	7
0	1s →	2s	3s	4s	5s	6s	7s
1		2p	3p	4p	5p	6p	7p
2			3d	4d	5d	6d	7d
3				4f	5f	6f	7f



!! : cas des sous-couches 4s et 3d :

$$4s : n = 4 ; l = 0 \Rightarrow n + l = 4$$

$$3d : n = 3 ; l = 2 \Rightarrow n + l = 5$$

$$(n + l)_{4s} < (n + l)_{3d} \Rightarrow E_{4s} < E_{3d}$$

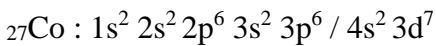
Les électrons occupent d'abord le niveau "4s" avant le niveau "3d", de même entre les niveaux "5s" et "4d".

Exemples :

Structure électronique ou configuration électronique à l'état fondamental :

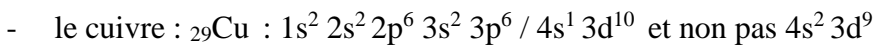
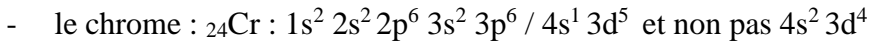


Electrons de cœur / électrons de valence



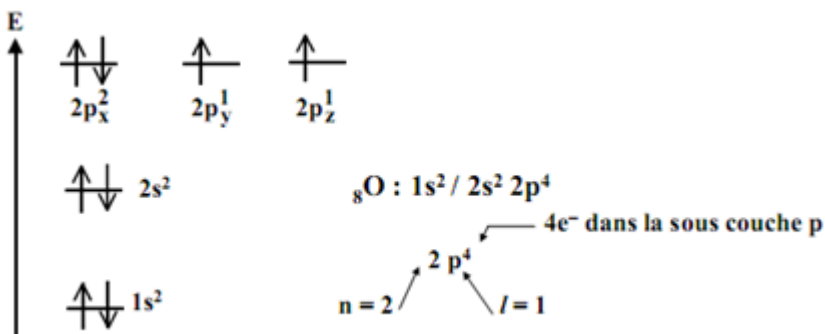
Exceptions à la règle de Klechkowski :

Exemples :

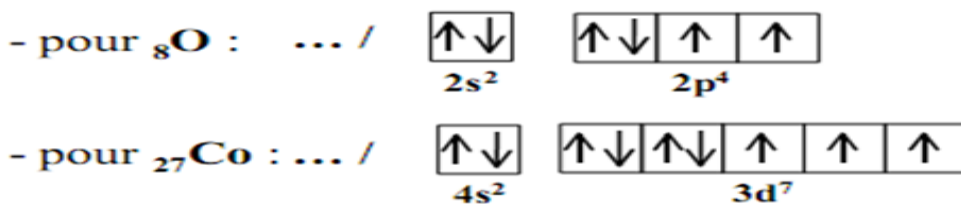


III.2.4. Règle de Hund (règle du spin maximal)

Lorsque des orbitales atomiques ont la même énergie (dégénérées), les électrons se répartissent avec un nombre maximum de spins parallèles.



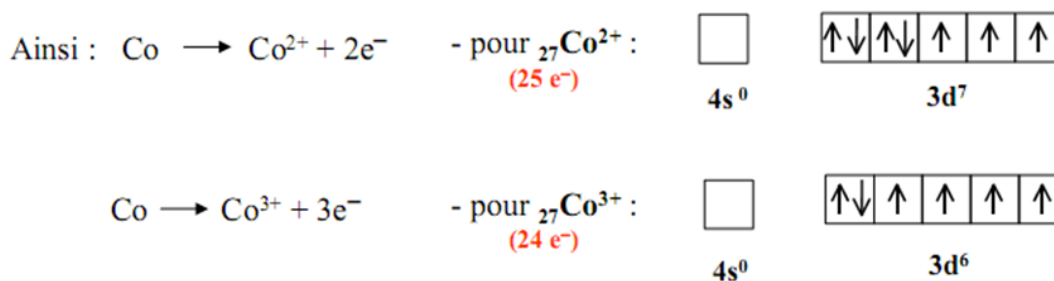
Utilisation des cases quantiques symbolisant chacune une orbitale atomique.



Pour écrire la structure électronique d'une espèce ionisée positivement:

Cas général: on enlève d'abord les électrons les plus externes (ceux qui correspondent à n le plus grand).

Dans le cas des métaux de transition, on enlève donc d'abord les électrons « s » .



IV. La classification périodique des éléments

IV.1. La classification de Mendeleiev (1869)

-Basée initialement par Mendeleiev sur le classement des éléments par masse atomique croissante, la classification moderne est basée sur le classement des éléments par numéro atomique Z croissant, donc s'appuie sur la structure électronique des atomes.

Elle est constituée de 7 lignes appelées « période » et de 18 colonnes appelées « familles » le numéro atomique croit de gauche à droite dans une période et de haut en bas dans une colonne.

Les éléments d'une même période ont la même valeur du nombre quantique principal maximal n.

Les éléments appartenant à une même colonne ont généralement la même structure électronique externe, donc souvent des propriétés chimiques ou physiques voisines. La classification périodique est divisée en 4 blocs en fonction de la structure électronique externe des éléments.

Bloc s : ns^1 ou ns^2 ; colonnes 1 et 2

Bloc p : $ns^2 np^x$ (avec : $1 \leq x \leq 6$) ; colonnes 13 à 18

Bloc d : $(n-1)d^x ns^y$ (avec : $1 \leq x \leq 10$ et $0 \leq y \leq 2$) ; colonnes 3 à 12. << Métaux de transition >>.

Bloc f : $(n-2) f^x (n-1) d^y ns^2$ (avec $n = 6$ ou 7 ; $0 \leq x \leq 14$; $y = 0$ ou 1 , exceptionnellement 2 pour ${}_{90}\text{Th}$)

Les éléments pour lesquels $n=6$, sont appelés « Lanthanides » ; ceux pour lesquels $n=7$ sont appelés « Actinides » (ces derniers sont tous radioactifs)

The diagram shows the periodic table with four blocks highlighted:

- Bloc s:** Groups 1 and 2.
- Bloc p:** Groups 13, 14, 15, 16, 17, and 18.
- Bloc d:** Groups 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, and 12.
- Bloc f:** The lanthanide series (elements 58-71) and the actinide series (elements 90-103).

Figure 7. Classement des éléments chimiques par bloc

Periodic Table of the Elements

The table lists elements from Hydrogen (1) to Oganesson (118). The legend at the bottom identifies the following groups:

- Alkali Metal (Group 1)
- Alkaline Earth (Group 2)
- Transition Metal (Groups 3-10)
- Basic Metal (Groups 11-12)
- Semimetal (Groups 13-14)
- Nonmetals (Groups 15-16)
- Halogens (Group 17)
- Noble Gas (Group 18)
- Lanthanides (Series 57-71)
- Actinides (Series 89-103)

Figure 8. Classement des éléments chimiques par groupe

IV.2. classement par propriétés physiques et chimiques des éléments

Trois catégories:

IV.2.1. Les métaux

-ils sont situés à gauche et au centre de la classification périodique; bloc « s »(hormis H), bloc « d », bloc « f » et une moitié du bloc « p » (ex. Al, Sn, Pb,,)

- Ils sont tous solides à température ambiante (25 °C), excepté le mercure (80 Hg) qui est liquide.

-Ils sont des bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité.

Remarque: l'hydrogène est un cas à part: c'est un gaz moléculaire (H₂) à 25 °C. il peut donner un ion positif (H⁺), mais aussi l'ion hydruure (H⁻).

VI.2.2. Les non-métaux

-Ils sont situés à droite dans la classification périodique: la seconde moitié du bloc « p » (ex. F,O, N;;;)

-Ils sont solides ou gazeux à 25 °C, exceptionnellement le Br₂ (liquide)

Ils sont des mauvais conducteurs de la chaleur et de l'électricité. (Sauf le carbone qui est isolant (diamant) ou conducteur (graphite))

VI.2.3. Les semi-métaux

A la frontière des deux catégories précédentes (B, Si, Ge, Ar, Sb, Te, et Po. Ils se comportent comme des semi-conducteurs (composés dont la conductivité augmente avec la température).

IV.3. Classement par familles (colonnes)

Colonne 1 : les alcalins (structure électronique externe ns¹)

-ils donnent des cations monovalents: Na⁺, K⁺.....

-ils donnent des oxydes basiques

Colonne 2: les alcalino-terreux structure électronique externe: ns²

- ils donnent des cations bivalents: Mg²⁺, Ca²⁺

- ils donnent des oxydes basiques:

Colonnes 3 à 12: les métaux de transition

- ils donnent des cations à valence multiples: Fe⁺², Fe⁺³, Cu⁺, Cu⁺²

Colonne 13 : la famille du bore (ns² np¹)

Colonne 14: la famille du carbone (ns² np²)

- ils forment de liaisons de covalence.

Colonne 15: la famille de l'azote (ns² np³)

- ils donnent des liaisons de covalence
- ils donnent des oxydes acides

Colonne 16: la famille de l'oxygène ($ns^2 np^4$)

- ils donnent des anions bivalents
- ils donnent des oxydes acides

Colonne 17: les halogènes ($ns^2 np^5$)

- ils donnent des anions monovalents

Colonne 18: les gaz rares ($ns^2 np^6$) sauf pour He : $1s^2$

Variation de l'énergie d'ionisation EI dans le tableau périodique.

V. Variation de : rayon atomique, énergie d'ionisation et l'électronégativité

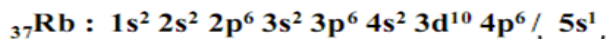
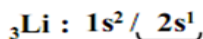
a) Dans une colonne, lorsque Z augmente (en allant de haut en bas):

- Le nombre de couches augmente,

La distance noyau-électron périphérique augmente (le rayon atomique augmente) \Rightarrow effet de distance.

La force d'attraction noyau-é périphérique diminue (é de plus en plus libre), \Rightarrow l'énergie d'ionisation diminue.

Exemple :



Effet distance : $EI_1(\text{Rb}) < EI_1(\text{Li})$
 $EI_1(\text{Rb}) = 402 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $EI_1(\text{Li}) = 520 \text{ kJ.mol}^{-1}$

b) Dans une période, lorsque Z augmente (en allant de gauche à droite):

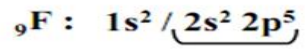
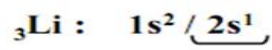
Le nombre de couche est le même; mais Z augmente (le nombre de charges+ dans le noyau augmente)

\Rightarrow effet de charge

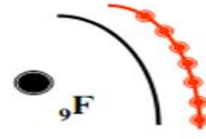
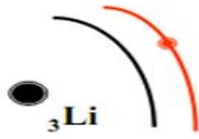
la force d'attraction noyau-é périphérique augmente,

la distance noyau-électron périphérique diminue (le rayon atomique diminue)

⇒ L'énergie d'ionisation augmente.

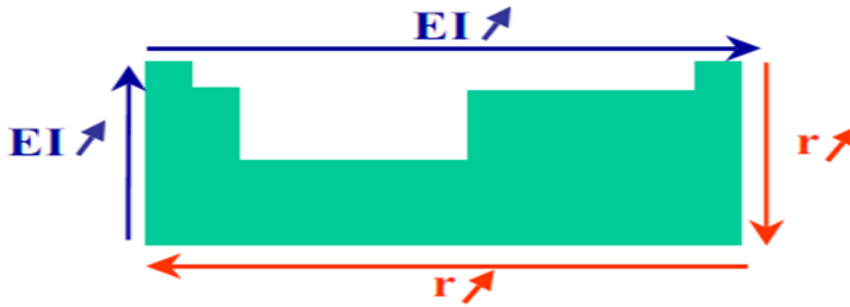


Exemple :

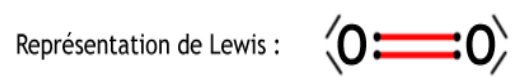
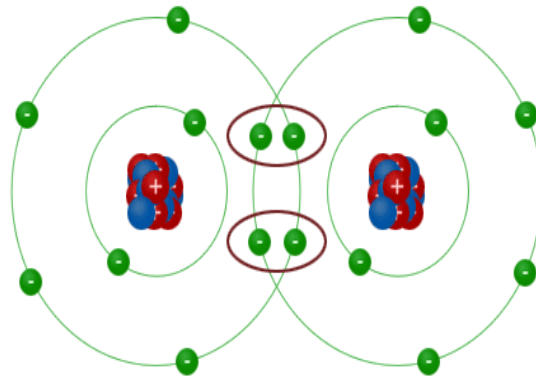


Effet de charge : $EI_1(\text{F}) > EI_1(\text{Li})$
 $EI_1(\text{F}) = 1681 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $EI_1(\text{Li}) = 520 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Résumé :



Chapitre 3 Liaisons Chimiques

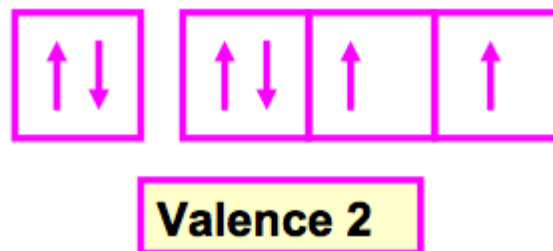


orbitales 3d vacante certes mais existante. Ainsi pour la formation de la molécule SF₆, il sera entouré de 6 doublets (12 é).

III. Notion de Valence

C'est le nombre de liaisons que fait un atome dans une molécule, Elle correspond en général au nombre d'électrons célibataires de l'atome considéré. La valence normale d'un élément se déduit du schéma de Lewis atomique et donc de sa configuration électronique.

Exemple :

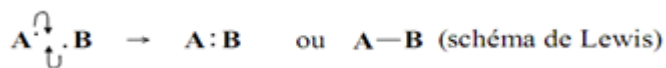


IV. Types de liaisons

IV.1. Liaisons atomiques

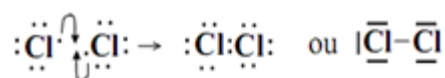
IV.1.1. Liaison covalente : ΔE_n faible < 1.9 (En : électronégativité)

C'est une mise en commun d'un ou de plusieurs doublets d'électrons entre deux atomes identiques ou ayant des électronégativités voisines.

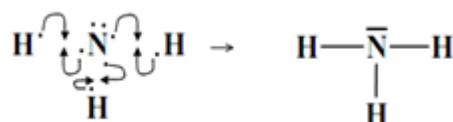


Exemple :

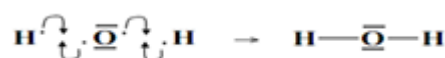
- Formation de la molécule de dichlore Cl₂ : $_{17}\text{Cl} : \dots\dots\dots / 3s^2 3p^5$ (7 électrons de valence)



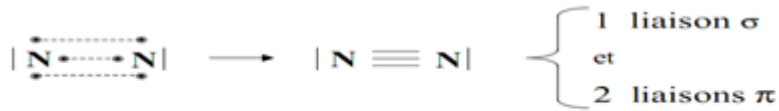
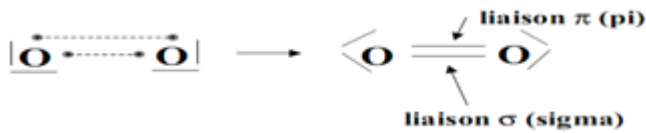
- Formation de la molécule d'ammoniac NH₃ : $_{7}\text{N} : \dots\dots\dots / 2s^2 2p^3$ (5 électrons de valence)



- Formation de la molécule d'eau H₂O : $_{8}\text{O} : \dots\dots\dots / 2s^2 2p^4$ (6 électrons de valence)



Liaisons covalentes multiples

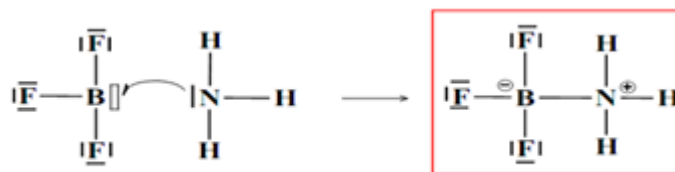


IV.1.2. Liaison covalente dative

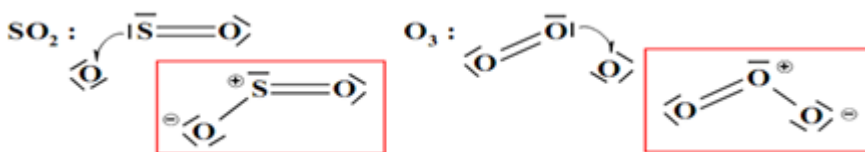
C'est une mise en commun d'électrons entre un atome B qui possède un doublet libre (non liant) et un autre atome A qui comporte une lacune électronique. (flèche du donneur vers l'accepteur ou tiret avec des charges formelles)

Exemples :

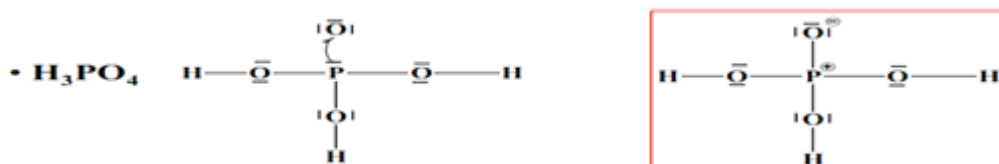
- Le trifluorure de bore BF_3 et l'ammoniac NH_3 forment un composé d'addition.



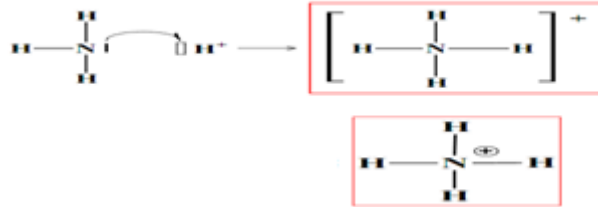
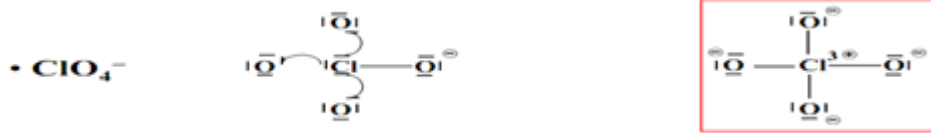
- $_{16}\text{S} : \dots\dots\dots / 3s^2 3p^4$ (6 électrons de valence)



- H_3PO_4 P : $\dots\dots\dots / 3s^2 3p^3$ (5 électrons de valence)



- ClO_4^- $_{17}\text{Cl} : \dots\dots\dots / 3s^2 3p^5$

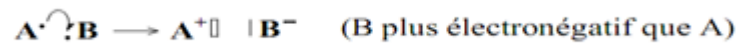


- NH_4^+

IV.1.3. Liaison ionique : $\Delta \text{En grand} > 1.9$

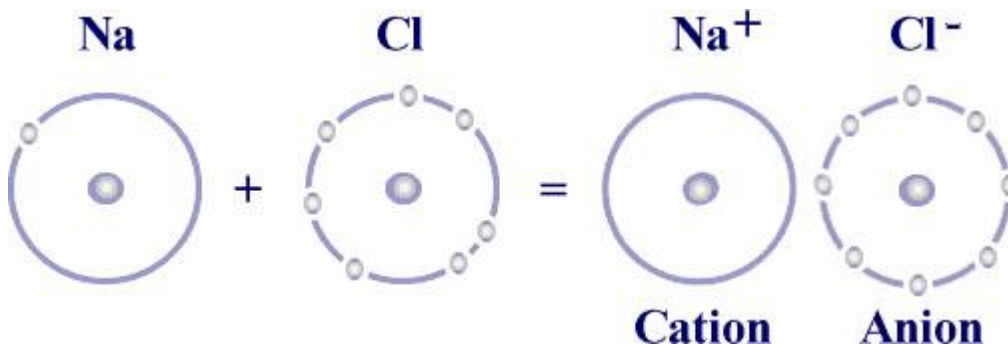
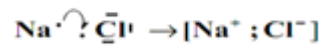
Condition : une très forte différence d'électronégativité entre les deux atomes.

Il ya un transfert total d'un ou de plusieurs électrons de l'élément le moins électronégatif vers l'élément le plus électronégatif se qui implique formation de deux ions.



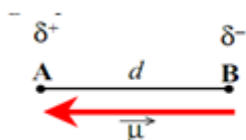
Exemple :

En (Cl) = 3.1 ; En (Na) = 0.9



Liaison covalente polaire dans un composé A-B

A et B ont des électronégativités différentes, déplacement du nuage électronique vers l'élément le plus électronégatif (par exemple B) ; apparition de charge partielles δ^+ sur A et δ^- sur B.



Par convention, le vecteur $\vec{\mu}$ est orienté de la charge négative vers la charge positive.

Apparition du moment dipolaire réel ;

$$\|\vec{\mu}\| = |\text{charge}| \cdot \text{distance}$$

$$\|\vec{\mu}\| = |e \cdot \delta| \cdot d \quad \text{dans une liaison covalente polaire}$$

Si la liaison est purement ionique :

$$\delta = 1 ; [A^+ ; B^-] \Rightarrow \mu_i = |e| \cdot d \quad (\text{en C.m})$$

$$\Rightarrow \mu_{\text{ionique}} (\text{en C.m}) = \mu_i = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot d_{(m)} = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot d_{(\text{\AA})} \cdot 10^{-10} = 1,6 \cdot 10^{-29} \cdot d_{(\text{\AA})}$$

$$\text{or } 1 \text{ Debye} = \frac{1}{3} \cdot 10^{-29} \text{ C.m} \Rightarrow \mu_i (\text{en Debye}) = 1,6 \times 3 \cdot d_{(\text{\AA})} = 4,8 \cdot d_{(\text{\AA})}$$

Détermination du pourcentage de caractère ionique (% i) d'une liaison covalente A-B polaire :

Le pourcentage de caractère ionique (% i) d'une liaison est lié à la valeur de δ :

- Si $\delta = 0$: la liaison est covalente à 100% ; (%i) = 100 $\delta = 0\%$
- Si $\delta = 1$: la liaison est ionique à 100% ; (%i) = 100 $\delta = 100\%$

$$\mu_{\text{réel}} = |\delta \cdot e| \cdot d$$

$$\delta = \frac{\mu_{\text{réel}}}{|e| \cdot d} = \frac{\mu_{\text{réel}}}{\mu_i}$$

$$(\% \text{ i}) = 100 \delta = \frac{\mu_{\text{réel}}}{\mu_i} \times 100$$

$$\mu_{\text{réel}} = \frac{(\% \text{ i})}{100} \cdot \mu_i$$

Exemple : **H-F**

$$\mu_{\text{réel}} = 1,98 \text{ D} = 6,60 \cdot 10^{-30} \text{ Cm}$$

$$d = 0,92 \text{ \AA} = 0,92 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

$$\mu_i = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot d_{(m)} = 14,72 \cdot 10^{-30} \text{ Cm}$$

$$\mu_i = 4.8 \text{ d}(\text{\AA}) = 4.42 \text{ D}$$

$$(\%i) = \frac{\mu_{\text{réel}}}{\mu_i} 100 = \frac{1.98}{4.42} 100 = 45\%$$

$$\delta = 0.45 \quad +0.45\text{H} - \text{F}^{-0.45}$$

IV.1.4. La liaison métallique

C'est la mise en commun dans le métal de tous les électrons de valence. On obtient alors une bande de conduction. C'est la raison pour laquelle, un métal est capable de transporter de l'énergie électrique.



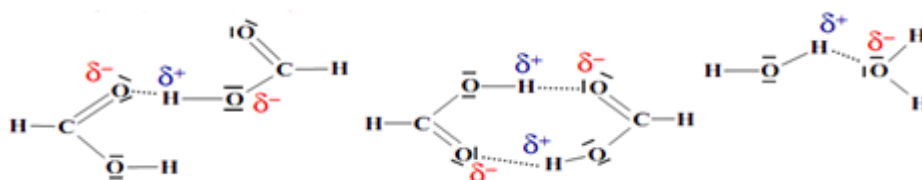
Figure 9. La liaison métallique

IV.2. Liaisons faibles (entre molécules)

IV.2.1. Liaison Hydrogène

Conditions pour ponts H :

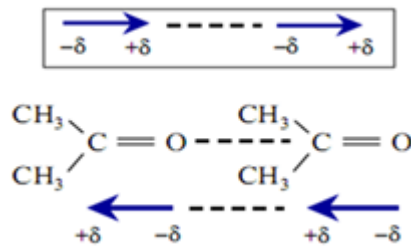
- Donneur de Pont H : H-O , H-N, H-F
- Receveur de Pont H : O, N, F



VI.2.2. Liaison de Van der waals

Les liaisons de Van der Waals sont des interactions électromagnétiques :

C'est une interaction électrique de faible intensité entre atomes.

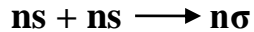


Interaction électrostatique (δ^- va être attiré par δ^+)

V. Théorie des orbitales moléculaires

- Les orbitales moléculaires sont obtenues par combinaison linéaire d'orbitales atomiques.
- Le nombre des orbitales moléculaires (OM) est égal au nombre des orbitales atomiques (O.A) utilisées dans la combinaison linéaire.
- **Types d'OM** : OM. Liantes ; OM. antiliantes ; OM. Non liantes.
- Le nombre des électrons dans les OM est égale au nombre des électrons dans les OA.

V.1. Combinaison des orbitales atomiques s



Le recouvrement des orbitales atomiques s doit être un recouvrement du même niveau énergétique c'est-à-dire que : 1s se recouvre avec une 1s pour donner une orbitale moléculaire 1σ et ainsi de suite (2s avec 2s).

L'orbital σ^* est dite orbitale antiliante. Contrairement à la liante qui est stabilisante du faite qu'elle soit plus basse en énergie par rapport aux OA, l'anti liante est quand à elle de niveau énergétique plus élevé, donc moins stabilisante.

Exemple : Combinaison des orbitales s dans H_2 .

L'orbitale s est de symétrie sphérique

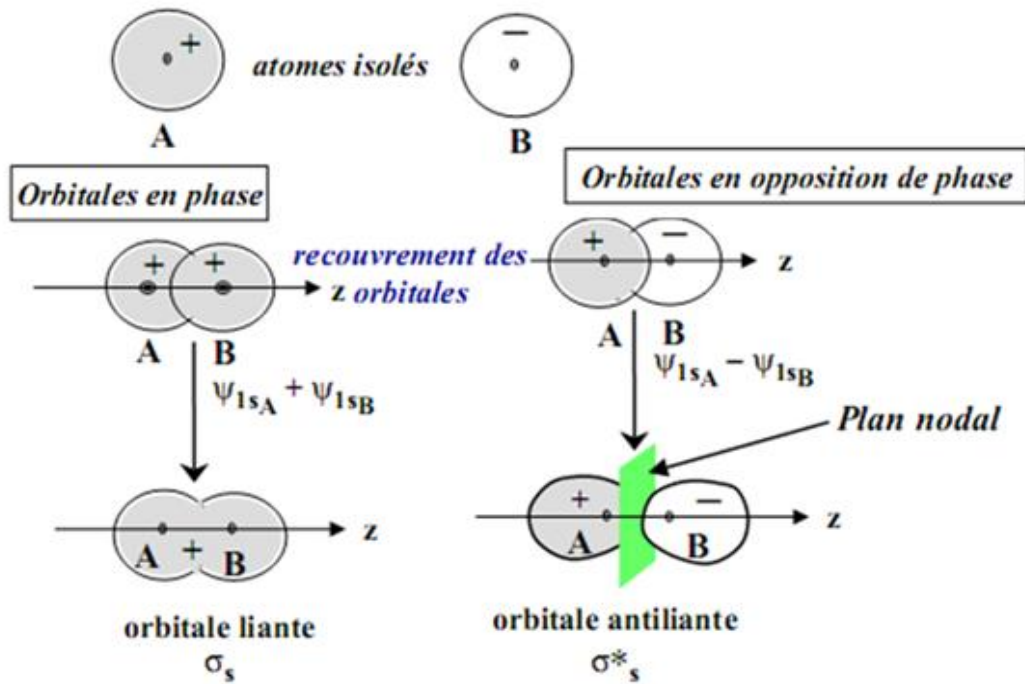
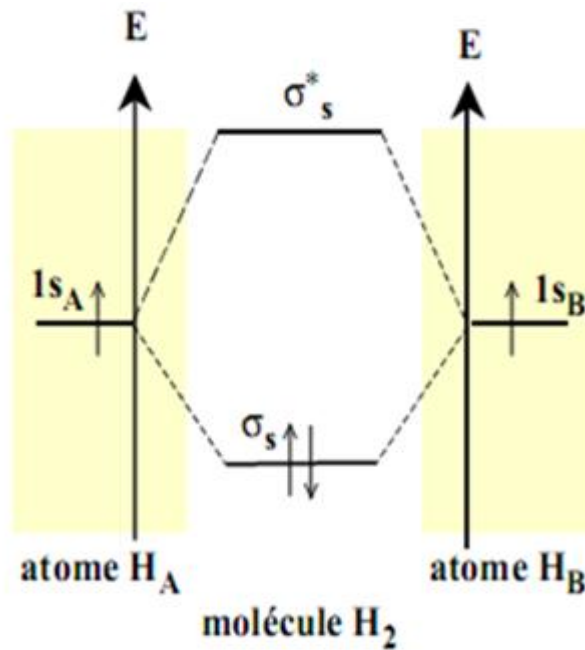


Diagramme des orbitales moléculaires de H₂



δ_s : orbitale moléculaire liante

δ_s^* : orbitale moléculaire antiliante

configuration électronique de H₂ : $\delta_s^2 \delta_s^{*0}$

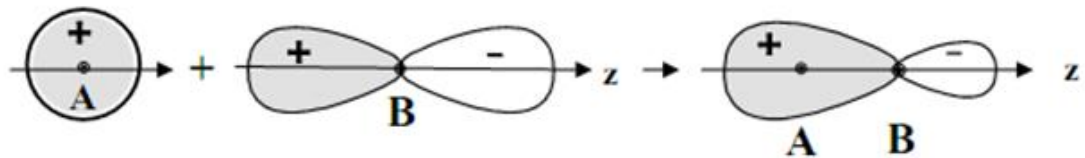
Indice de liaison N_l : $N_l = \frac{1}{2} (\text{nombre d'é OM liantes} - \text{nb é OM antiliantes})$

$$N_l = \frac{1}{2} (2-0) = 1$$

V.2. Combinaison des orbitales s et p

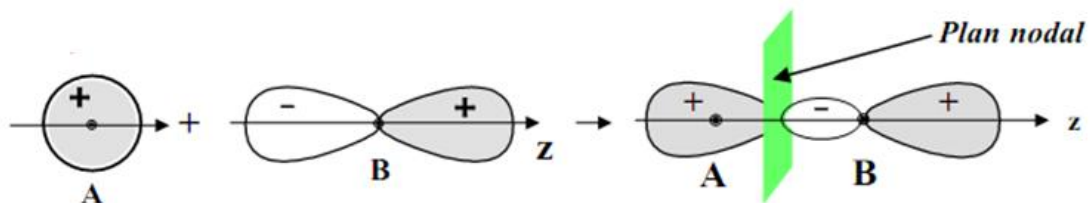
Recouvrement axial d'une orbitale s d'un atome A et d'une orbital P d'un atome B

1) Recouvrement axial liant



$s_{(A)} + p_{z(B)} \longrightarrow \delta_{sp}$: recouvrement liant (fusion des 2 lobes)

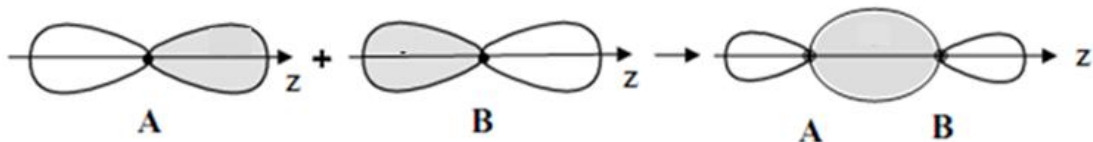
2) Recouvrement axial antiliant



$s_{(A)} - p_{z(B)} \longrightarrow \delta_{sp}^*$: recouvrement antiliant

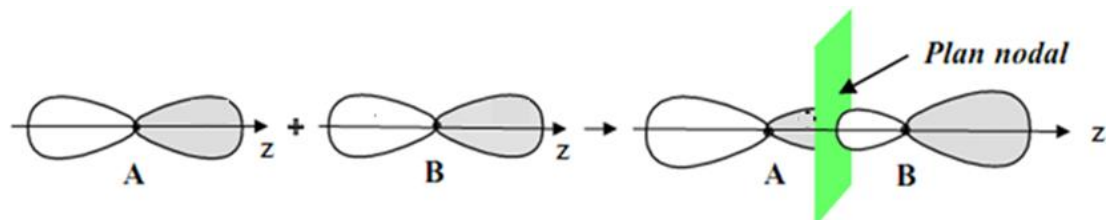
V.3. Combinaison des orbitales P

✓ Recouvrement axial liant



$P_z(A) + P_z(B) \longrightarrow \delta_s$: recouvrement liant

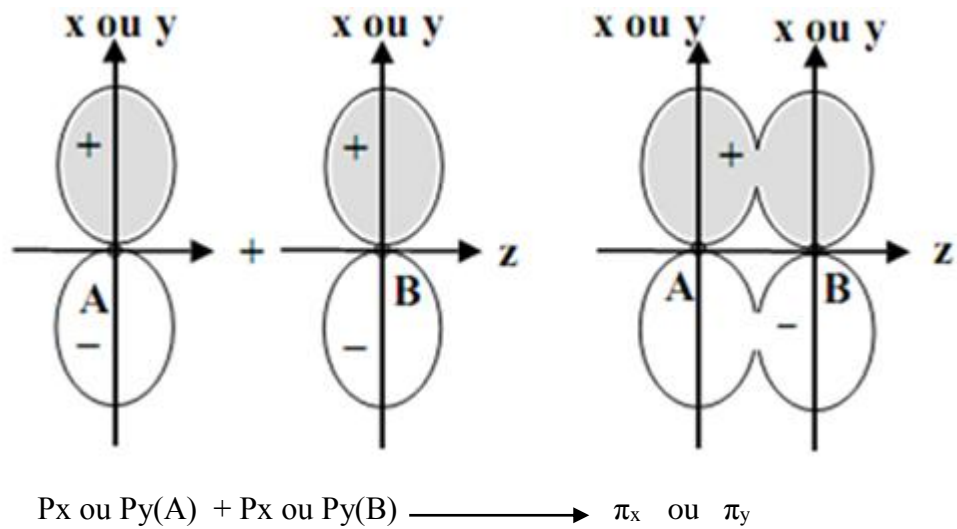
✓ Recouvrement axial antiliant



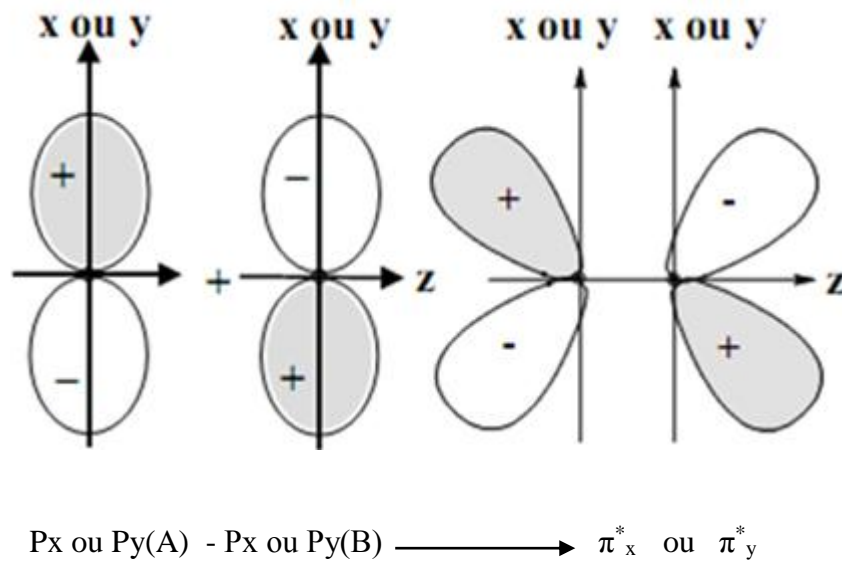
$P_z(A) - P_z(B) \longrightarrow \delta_s^*$: recouvrement antiliant

Recouvrement latéral de deux orbitales P_x ou P_y

✓ Recouvrement latéral liant entre deux orbitales parallèles



✓ **Recouvrement latéral antiant entre deux orbitales parallèles**



VI. Hybridation

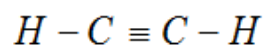
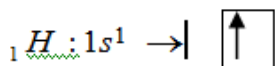
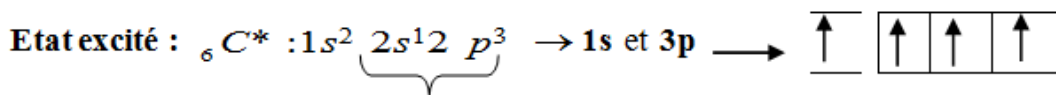
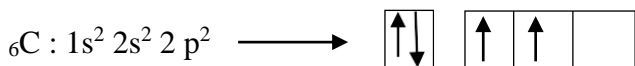
En chimie, l'hybridation des orbitales atomiques (OA) est le mélange d'orbitales d'un atome appartenant à la même couche électronique, de manière à former de nouvelles orbitales qui permettront de mieux décrire qualitativement les liaisons entre atomes et la répartition des électrons considérés. Ces orbitales sont dites hybrides et elles sont très utiles pour expliquer la forme des orbitales moléculaires (OM).

On étudiera cinq types d'hybridation à savoir : sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d^1 et sp^3d^2

VI.1. Hybridation sp

Si l'hybridation se fait entre l'orbitale s et une orbitale p, les 2 autres orbitales P conservent leur caractère pur (liaison π), on a l'hybridation type sp (50% de s et 50% de p). La symétrie est diagonale et la géométrie est linéaire (angle 180°) avec les 2 orbitales p sont à 90° l'une par rapport à l'autre dans des plans perpendiculaires, à la direction des orbitales hybridées. C'est le cas des atomes triplement liés comme les alcynes et nitriles.

Exemple : l'acétylène C_2H_2



VI.2. Hybridation sp^2 : trigonale

Si l'hybridation se fait entre une orbitale s et 2 orbitales p, la troisième orbitale p conservant son caractère p pur, on est dans le cas d'une hybridation sp^2 . Les trois orbitales hybrides sp^2 sont identiques (33% de caractère s et 67% de p) et elles sont disposées dans un plan faisant entre elles des angles de 120° . L'orbitale p pure a son axe dans un plan perpendiculaire au plan des 3 orbitales sp^2 . C'est le cas des carbones doublement liés, c'est la structure trigonale plane. C'est aussi la structure des atomes trivalents possédant une orbitale vacante tel que BF_3 ou $AlCl_3$.

Exemple : $CH_2 - CH_2$

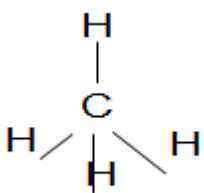
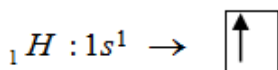
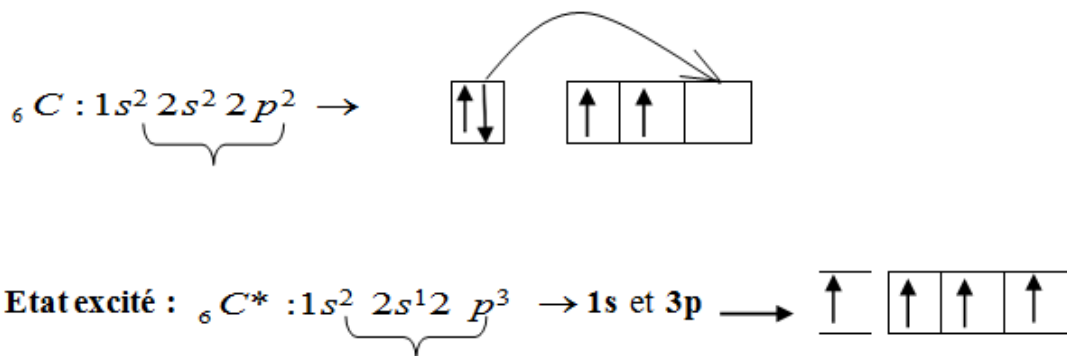
La molécule d'éthylène résulte de l'hybridation sp^2 . Les 3 orbitales hybrides sp^2 forment pour chaque atome de carbone, 3 liaisons de type σ alors que l'orbitale p pure formera elle une liaison de type π (liaison double à symétrie plane).

VI.3. Hybridation sp^3 : tétragonale :

cette hybridation met en jeu 1 orbitale de type s et 3 orbitales de type p : sp^3 , on aura de ce fait 4 orbitales de même niveau énergétique et la géométrie sera tétraédrique.

Exemple : CH_4

Dans la molécule du méthane, le carbone doit passer de l'état fondamental vers un état excité. Ces 4 orbitales, une s et trois p s'hybrident pour donner 4 orbitales hybrides nommées sp^3 et dont les caractéristiques sont intermédiaires entre les orbitales s pure et p pure. On dira que l'atome est dans un état d'hybridation sp^3 où les 4 orbitales sont identiques et disposées symétriquement dans l'espace autour du noyau. Chaque orbitale possède 25% de caractère s et 75% de caractère p : c'est la structure tétraédrique caractéristique du carbone tétravalent mais aussi de l'oxygène, de l'azote, des halogènes..... Les quatre orbitales hybrides forment 4 liaisons simples appelées δ avec les 4 atomes d'hydrogènes.



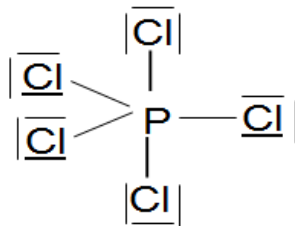
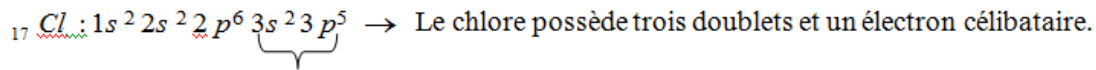
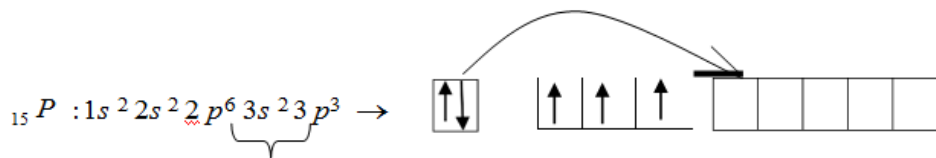
VI.4. Hybridation sp^3d^1

L'hybridation mettant en jeu 1 orbitale s, 3 orbitales p et 1 orbitale d sera de type sp^3d^1 . Il y a formation de 5 liaisons simples σ .

Exemple : PCl_5

Le pentachlorure de phosphore a une hybridation du type sp^3d^1 .

Le phosphore doit être capable de fournir 5 électrons célibataires afin de se lier avec les 5 atomes du chlore, pour cela il devra être excité vers la sous couche 3d.

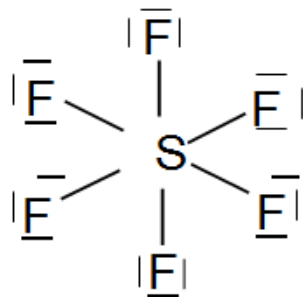
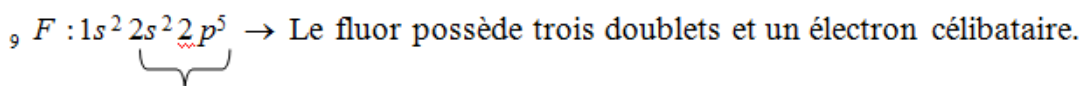
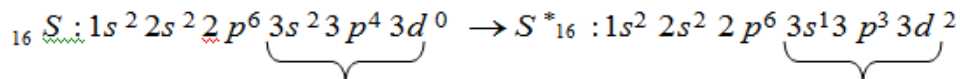


VI.5. Hybridation sp^3d^2

L'hybridation ici, implique 1 orbitale s, 3 orbitales p et 2 orbitales d. Il y a formation de 6 liaisons σ .

Exemple : **SF₆**

Le soufre doit être capable de fournir 6 électrons célibataires afin de se lier avec les 6 atomes de fluor, pour cela il devra être excité vers la sous couche 3d.



VII. Géométrie des édifices covalents, Règles de GILLESPIE

Ce n'est pas une nouvelle théorie de la liaison, mais un procédé de raisonnement (simple et efficace) qui permet de prévoir de façon qualitative la géométrie des petites molécules covalentes, ce modèle est basé sur la répulsion des paires électroniques de la couche de valence

V.S.E.P.R : Valence Shell Electron Pair Repulsion

AX_nE_n

A: atome central

X: atome lié à A

m: nombre d'atomes X liés à A

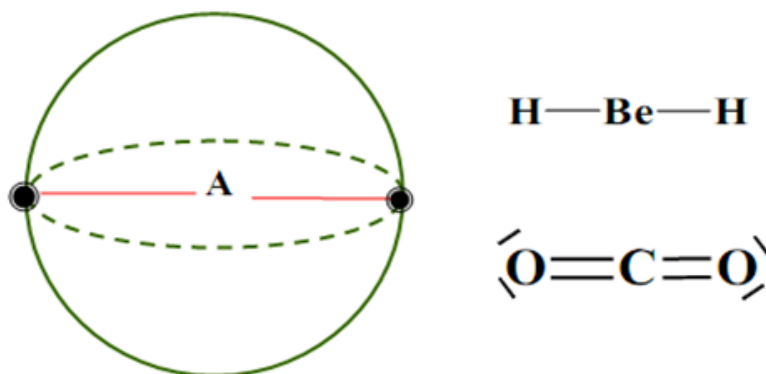
E : doublet libre autour de A

n : nombre de doublets libres autour de A

Règles de GILLESPIE :

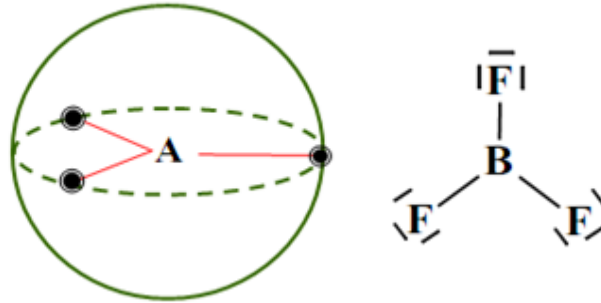
1. Tous les doublets (liants et libres) de la couche de valence de l'atome centrale A, sont placés à la surface d'une sphère centrée sur le noyau.
2. les doublets d'électrons se positionnent de telle sorte que les répulsions électroniques soient minimales (les doublets sont situés aussi loin que possible les uns des autres).

AX₂ : Géométrie de base linéaire / hybridation sp / $\alpha = 180^\circ$



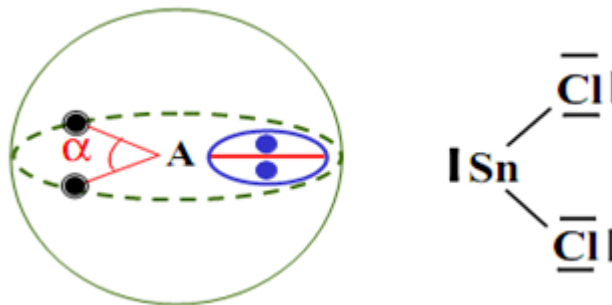
AX₃ : Géométrie de base triangulaire / hybridation sp² / α = 120°

Exemple : BF₃



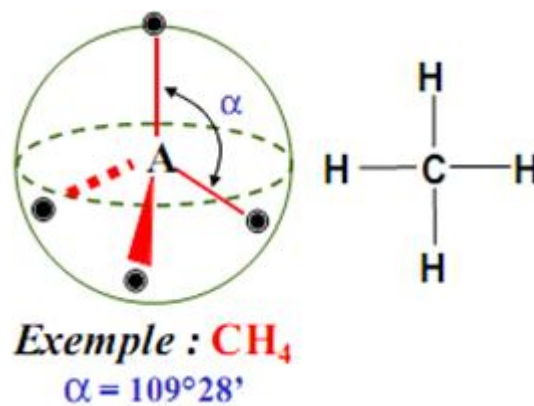
AX₂E : Molécule coudée ou angulaire / hybridation sp² / α < 120°

Exemple : Sn Cl₂

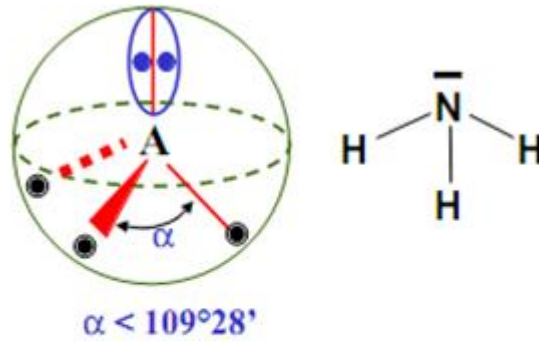


Remarque : un doublet libre E occupe un volume supérieur à celui d'un doublet liant au voisinage de l'atome central.

AX₄ : Géométrie de base tétraédrique / hybridation sp³

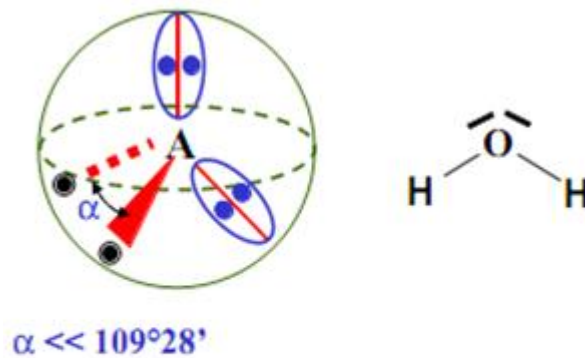


AX₃E : Géométrie de base tétraédrique / hybridation sp³ / molécule pyramide trigonale



Exemple : NH_3
 $\alpha = 107^{\circ}$

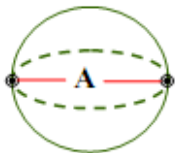
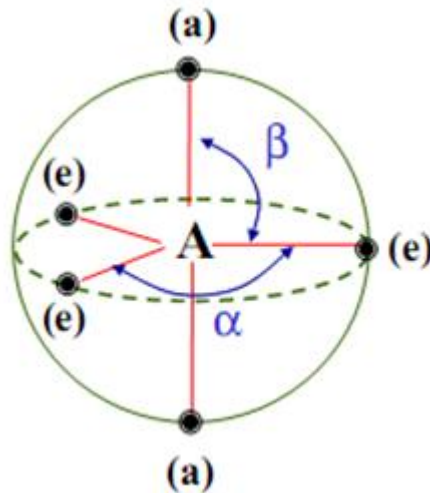
AX_2E_2 : Géométrie de base tétraédrique / hybridation sp^3 / molécule coudée en forme v ou angulaire



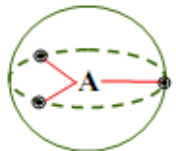
Exemple : H_2O
 $\alpha = 104^{\circ}$

AX_5 : Géométrie de base Bipyramide trigonale / hybridation sp^3d / $\alpha = 120^{\circ}$, $\beta = 90^{\circ}$

Exemple : PF_5



2 doublets AX_2
 linéaire : $\alpha = 180^\circ$



3 doublets AX_3
 triangle plan : $\alpha = 120^\circ$, mais aussi AX_2E_1
 $\Rightarrow \alpha < 120^\circ$



4 doublets AX_4
 tétraèdre : $\alpha = 109^\circ 28'$, mais aussi AX_3E_1 et
 $AX_2E_2 \Rightarrow \alpha < 109^\circ 28'$

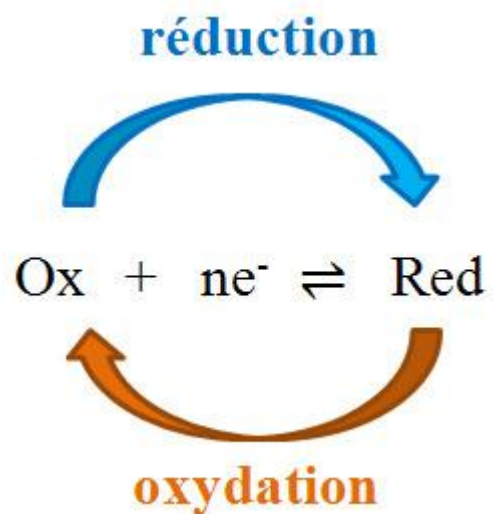


5 doublets AX_5
 $\alpha = 120^\circ$, $\beta = 90^\circ$
 bipyramide à base triangulaire, mais aussi :
 AX_4E_1 , AX_3E_2 et AX_2E_3



6 doublets AX_6
 octaèdre : $\alpha = 90^\circ$,
 mais aussi : AX_5E_1 , AX_4E_2 , AX_3E_3 et
 AX_2E_4

Chapitre IV Equilibre d'oxydoréduction

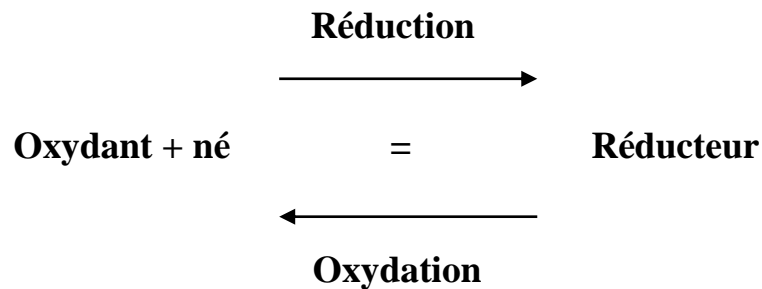


I. Equation d'oxydo-réduction

Une réaction d'oxydo -réduction est un transfert d'électrons.

Chaque couple est sous la forme : Oxydant / Réducteur.

Chaque couple Ox/Red est caractérisé par une demi-équation qui s'écrit :



Cette demi-équation vous permet de retrouver toutes les définitions :

- Un oxydant peut capter (gagner) des électrons
- Un réducteur peut céder des électrons
- Une réduction est un gain d'électrons par l'oxydant
- Une oxydation est une perte d'électrons par le réducteur

I.1. Ecriture d'une demi-équation : exemple du couple $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$

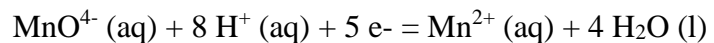
Ecrire l'oxydant et le réducteur $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) = \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$

Equilibrer les éléments autres que l'H et l'O Ici le manganèse Mn est déjà équilibré

Ecrire la conservation de l'O en ajoutant des H_2O $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) = \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

Ecrire la conservation de l'H en ajoutant des H^+ $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) = \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

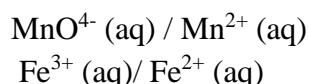
Ecrire la conservation de la charge en ajoutant des électrons



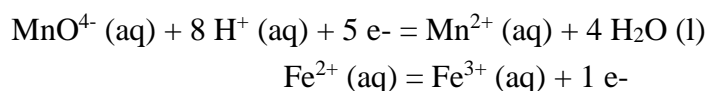
I.2. Ecriture de l'équation d'une réaction d'oxydoréduction

On peut avoir une réaction d'oxydo- réduction quand on a en présence l'oxydant d'un couple (Ox1) et le réducteur d'un autre couple (Red2) : exemple : on fait réagir les ions permanganate MnO_4^- avec les ions fer(II) Fe^{2+}

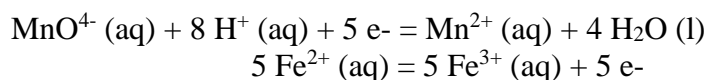
- ✓ Ecrire les couples en entourant les réactifs (d'après l'énoncé)



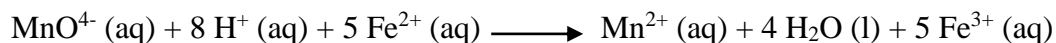
Ecrire comme précédemment les demi-équations en mettant les réactifs à gauche



Multiplier les demi-équations pour avoir le même nombre d'électrons dans chaque réaction.



Ajouter membre à membre les deux demi-équations



I.3. Les couples Oxydant /Réducteur courants

Oxydant		Réducteur
Ion permanganate	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$	Ion manganoux
Diiodure	$\text{I}_2 (\text{aq}) / \text{I}^- (\text{aq})$	Ion iodure
Ion fer (III)	$\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) / \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$	Ion fer (II)
Ion fer (II)	$\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) / \text{Fe} (\text{s})$	Métal fer
Ion zinc	$\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) / \text{Zn} (\text{s})$	Métal zinc
Ion oxonium	$\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) / \text{H}_2 (\text{g})$	dihydrogène
Péroxyde d'hydrogène (eau oxygénée)	$\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) / \text{H}_2\text{O} (\text{l})$	eau
dioxygène	$\text{O}_2 (\text{g}) / \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$	Péroxyde d'hydrogène (eau oxygénée)
Ion thiosulfate	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq}) / \text{S} (\text{s})$	Soufre
Dioxyde de soufre	$\text{SO}_2 (\text{aq}) / \text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$	Ion thiosulfate
Ion tétrathionate	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} (\text{aq}) / \text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$	Ion thiosulfate
Ion peroxodisulfate	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} (\text{aq}) / \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$	Ion sulfate
Ion dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) / \text{Cr}^{3+} (\text{aq})$	Ion chrome (III)

II. Prévion des réactions redox

II.1. Notion de potentiel d'oxydo-réduction

a) Potentiel rédox d'un couple d'oxydo-réduction

On peut attribuer à chaque couple oxydant-réducteur un potentiel redox standard E^0 (en volt).

Le terme standard (symbolisé par le 0 en exposant) signifie que cette valeur de potentiel est uniquement valable lorsque l'on est dans des conditions où les concentrations des solutés sont égales à la concentration standard égale à 1 mol.L^{-1} .

Par convention on attribue la valeur zéro au potentiel standard du couple ($\text{H}^+/\text{H}_2(\text{g})$), ceci à toute température.

Les valeurs de ce potentiel standard sont données à 25°C par des tables. Vous trouvez ci-dessous les potentiels standards des couples rédox les plus couramment utilisés :

Pour avoir toujours la même présentation, on placera l'oxydant d'un couple à gauche et le réducteur de ce couple à droite.

Quelques potentiels redox standard à 25°C :

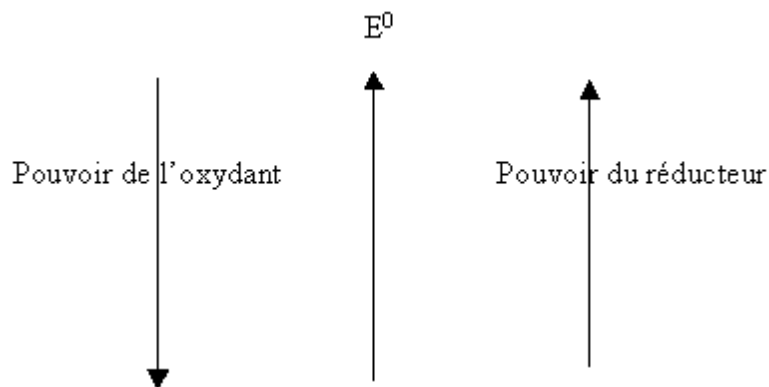
Oxydant	Réducteur	E° (V)
F ₂	F ⁻	2,87
S ₂ O ₈ ²⁻	SO ₄ ²⁻	2,01
H ₂ O ₂	H ₂ O	1,77
MnO ₄ ⁻	MnO ₂	1,69
MnO ₄ ⁻	Mn ²⁺	1,51
Au ³⁺	Au	1,50
PbO ₂	Pb ²⁺	1,45
Cl ₂ (g)	Cl ⁻	1,36
Cr ₂ O ₇ ²⁻	Cr ³⁺	1,33
MnO ₂	Mn ²⁺	1,23
O ₂ (g)	H ₂ O	1,23
Br ₂ (aq)	Br ⁻	1,08
NO ₃ ⁻	NO(g)	0,96
Hg ²⁺	Hg	0,85
NO ₃ ⁻	NO ₂ ⁻	0,84
Ag ⁺	Ag	0,80
Fe ³⁺	Fe ²⁺	0,77
O ₂ (g)	H ₂ O ₂	0,68
I ₂ (aq)	I ⁻	0,62
Cu ²⁺	Cu	0,34
CH ₃ CHO	C ₂ H ₅ OH	0,19
SO ₄ ²⁻	SO ₂ (aq)	0,17
S ₄ O ₆ ²⁻	S ₂ O ₃ ²⁻	0,09
H ⁺	H ₂ (g)	0,00
CH ₃ COOH	CH ₃ CHO	-0,12
Pb ²⁺	Pb	-0,13
Sn ²⁺	Sn	-0,14
Ni ²⁺	Ni	-0,23
Co ²⁺	Co	-0,29
Cd ²⁺	Cd	-0,40
Fe ²⁺	Fe	-0,44
Zn ²⁺	Zn	-0,76
Al ³⁺	Al	-1,66
Mg ²⁺	Mg	-2,37
Na ⁺	Na	-2,71
K ⁺	K	-2,92

↑
pouvoir oxydant
croissant

↓
pouvoir réducteur
croissant

II.2. Classement des oxydants et des réducteurs

Plus l'oxydant d'un couple est puissant, plus son potentiel redox est élevé. Par contre, la force d'un réducteur augmente quand son potentiel diminue.



Les couples plus réducteurs que (H^+ / H_2) ont donc un potentiel standard négatif.

Les couples plus oxydants que (H^+ / H_2) ont donc un potentiel standard positif.

II.3. Comparaison des potentiels standards

Une réaction spontanée est une réaction qui se fait seule sans apport d'énergie extérieur, c'est à dire qui se produit naturellement.

Si on met en présence l'oxydant 1 du couple ($ox1/red1$) avec le réducteur 2 du couple ($ox2/red2$), pour qu'il y ait réaction spontanée, il faut que le potentiel **$E(Ox1/Red1)$ soit supérieur au potentiel $E(Ox2/Red2)$.**

Application :

Peut-on avoir une réaction spontanée entre : (écrire la réaction-bilan lorsque la réaction est spontanée)

- 1) Le zinc et les ions Fe^{2+} ?
- 2) L'or et les ions Cu^{2+} ?

Solution :

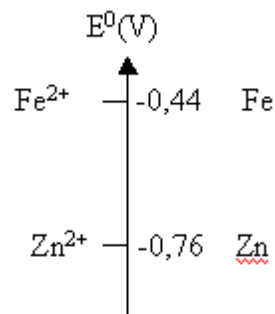
1) En se servant des couples donnés dans la liste précédente, faisons l'inventaire des couples dans lesquels interviennent les espèces mises en présence :

Le zinc intervient en tant que réducteur dans le couple (Zn^{2+}/Zn)

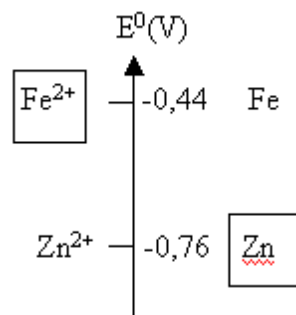
L'ion fer(II) intervient en tant que réducteur dans le couple (Fe^{2+}/Fe) et en tant qu'oxydant dans le couple (Fe^{3+}/Fe^{2+}).

Or une réaction rédox fait intervenir obligatoirement un oxydant et un réducteur donc, le zinc réducteur réagit avec l'ion Fe(II) oxydant. Les couples concernés sont : (Zn^{2+}/Zn) et (Fe^{2+}/Fe).

Plaçons sur un même axe vertical ces couples rédox en les classant selon leur valeur de potentiel standard :



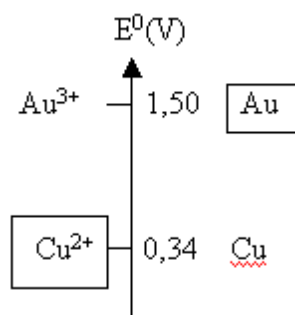
Entourons les espèces mises en présence :



Le potentiel de l'oxydant Fe^{2+} ($-0,44\text{V}$) est supérieur au potentiel du réducteur Zn ($-0,76\text{V}$). Par conséquent la réaction entre ces deux composés est spontanée.

La réaction s'écrit : $\text{Fe}^{2+} + \text{Zn} \longrightarrow \text{Fe} + \text{Zn}^{2+}$

2) De la même façon, les couples qui interviennent sont : (Au^{3+}/Au) et (Cu^{2+}/Cu)



Le potentiel de l'oxydant Cu^{2+} ($0,34\text{V}$) est inférieur au potentiel du réducteur Au ($1,50\text{V}$). Par conséquent la réaction entre ces deux composés n'est pas spontanée : la réaction ne se fera pas.

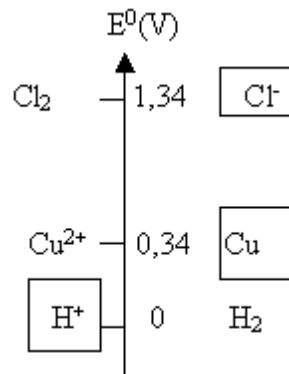
On pourra considérer qu'une réaction rédox est totale quand l'écart entre le potentiel standard de l'oxydant et le potentiel standard du réducteur est supérieur à $0,3\text{V}$.

II.4. Application : attaque des métaux par des acides

Prenons l'exemple de l'attaque de l'acide chlorhydrique ($H^+ + Cl^-$) sur le cuivre.

Les couples faisant intervenir ces espèces sont :

(H^+/H_2), (Cu^{2+}/Cu), (Cl_2/Cl^-). Classons ces couples et entourons les espèces mises en présence:



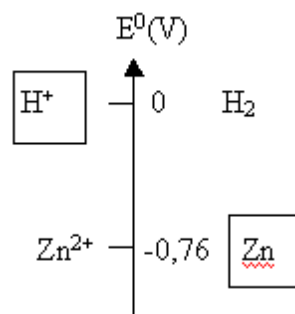
Il n'y a qu'un seul oxydant en présence. Par contre dans le milieu, on trouve deux réducteurs Cl^- et Cu . Celui que l'on choisira est le réducteur le plus fort (celui qui a le potentiel le plus bas) : Cu .

Dans cet exemple on voit que l'oxydant a un potentiel plus faible que le réducteur : la réaction n'aura pas lieu.

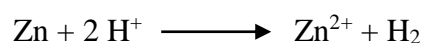
Le cuivre n'est pas attaqué par l'acide chlorhydrique.

Cette conclusion est valable pour tous les métaux dont le potentiel est supérieur à $0V$: on parle alors de métaux nobles. C'est le cas de l'or, de l'argent

Regardons le cas d'un métal de potentiel négatif comme le zinc :



Ici la réaction entre les ions H^+ et le zinc est spontanée, le zinc est attaqué par l'acide chlorhydrique par la réaction suivante :



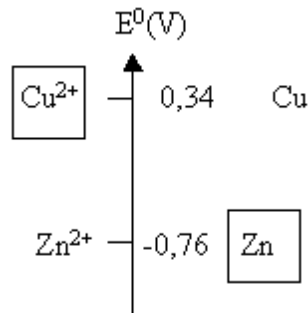
Lorsqu'un métal de potentiel négatif est mis en présence d'une solution d'acide, ce métal est attaqué, on parle de **métaux non-nobles**.

III. Construction d'une pile

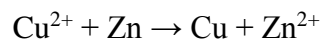
III.1. Description et fonctionnement

Que se passe-t-il quand on met en présence l'ion Cu^{2+} et le zinc ?

En faisant le même raisonnement que dans la partie précédente :



On en déduit qu'il va y avoir une réaction spontanée entre ces deux espèces :



Pour l'instant on a mis en présence les deux espèces et le déplacement d'électrons se faisait à l'intérieur de la solution pour passer du réducteur à l'oxydant.

Nous allons essayer de séparer l'oxydant (Cu^{2+}) du réducteur (Zn) en les mettant dans deux récipients différents et en faisant circuler les électrons par un circuit extérieur.

On fait alors l'expérience suivante :

Relions entre eux par une bande de papier imbibée d'une solution conductrice (solution ionique) les deux béchers suivants :

- le premier contient une solution d'ions zinc (II) dans laquelle plonge un morceau de zinc métallique
- le deuxième contient une solution de cuivre (II) dans laquelle plonge une lame de cuivre métallique

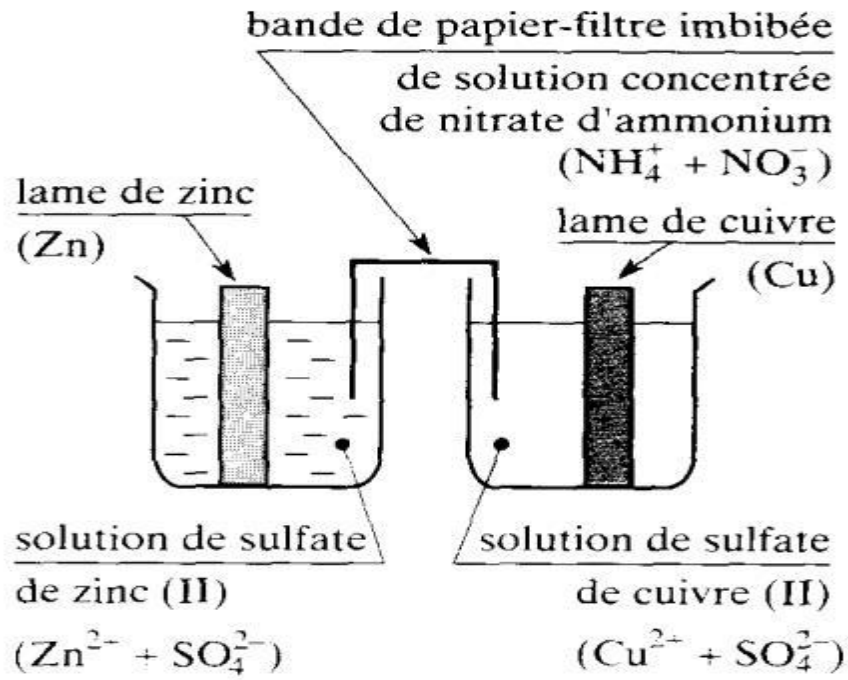


Figure 10. Construction d'une pile à partir du Cu et Zn

Si l'on relie la lame de cuivre et la lame de zinc par un conducteur électrique (avec une résistance électrique), on observe le passage d'un courant électrique mesuré par l'ampèremètre :

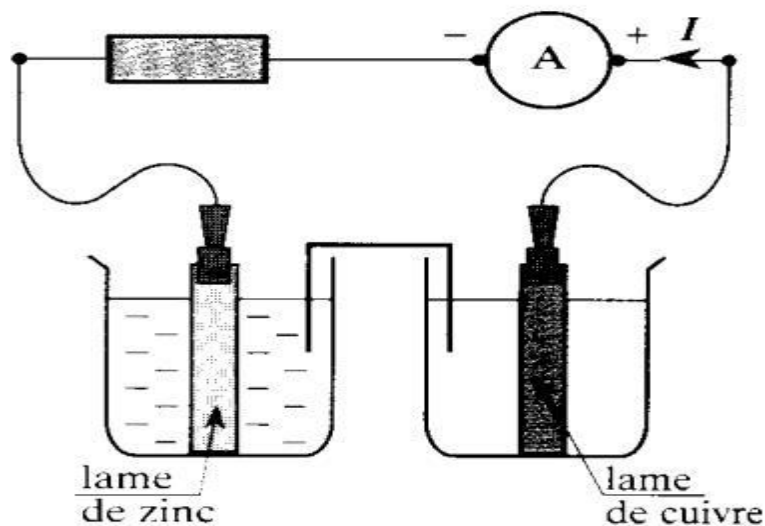


Figure 11. Mesure du courant électrique

On observe que :

- dans le bécher de droite, l'ion cuivre Cu^{2+} se transforme en cuivre Cu : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
- dans le bécher de gauche, le zinc se transforme en ion Zn^{2+} : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Les électrons circulent donc de la lame de zinc vers la lame de cuivre.

Attention, rappelons que le sens du courant électrique est l'opposé du sens de circulation des électrons. Par conséquent, l'ampèremètre mesure un courant qui va de la lame de cuivre vers la lame de zinc comme il est indiqué sur le schéma.

III.2. Mesure d'une différence de potentiel

Dans la même expérience, un voltmètre branché entre les lames de cuivre et de zinc montre qu'il existe une tension électrique entre ces deux métaux. C'est le cuivre qui est à un potentiel supérieur à celui du zinc.

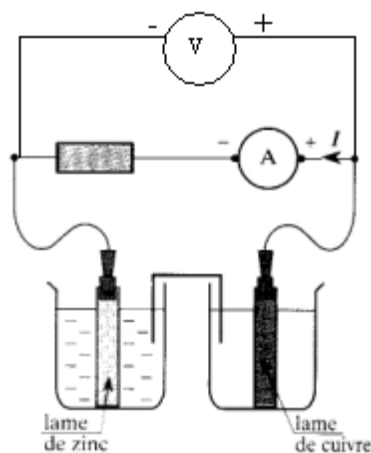
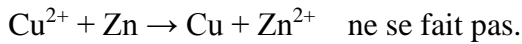


Figure 12. Mesure d'une différence de potentiel

D'un point de vue électrique, on a provoqué le passage d'un courant dans un circuit électrique, on a ainsi réalisé un générateur électrique, une **pile**, dont la borne positive est constituée par le métal dont le potentiel est le plus élevé : on observe que **le pôle positif correspond** au cuivre donc **au couple le plus oxydant**.

Dans l'expérience faite précédemment, il y a effectivement passage de courant dans le circuit extérieur de la pile, on dit alors que la pile **débite**. On mesure alors une différence de potentiel (notée souvent **d.d.p**) qui dépend du circuit entre les deux lames de la pile.

Par contre, on peut ne placer aux bornes de la pile qu'un voltmètre : le voltmètre a une impédance (ou résistance électrique) très importante qui empêche le passage d'un courant. Dans ce cas, la pile ne débite pas, les électrons ne circulent pas et la réaction :



On peut néanmoins mesurer une différence de potentiel aux bornes du voltmètre, appelée différence de potentiel à vide ou **force électromotrice** de la pile (notée **f-e-m**).

La force électro-motrice d'une pile est la différence de potentiel mesurée aux bornes de la pile au moyen d'un voltmètre lorsque celle-ci ne débite pas.

Par exemple : Figure N13

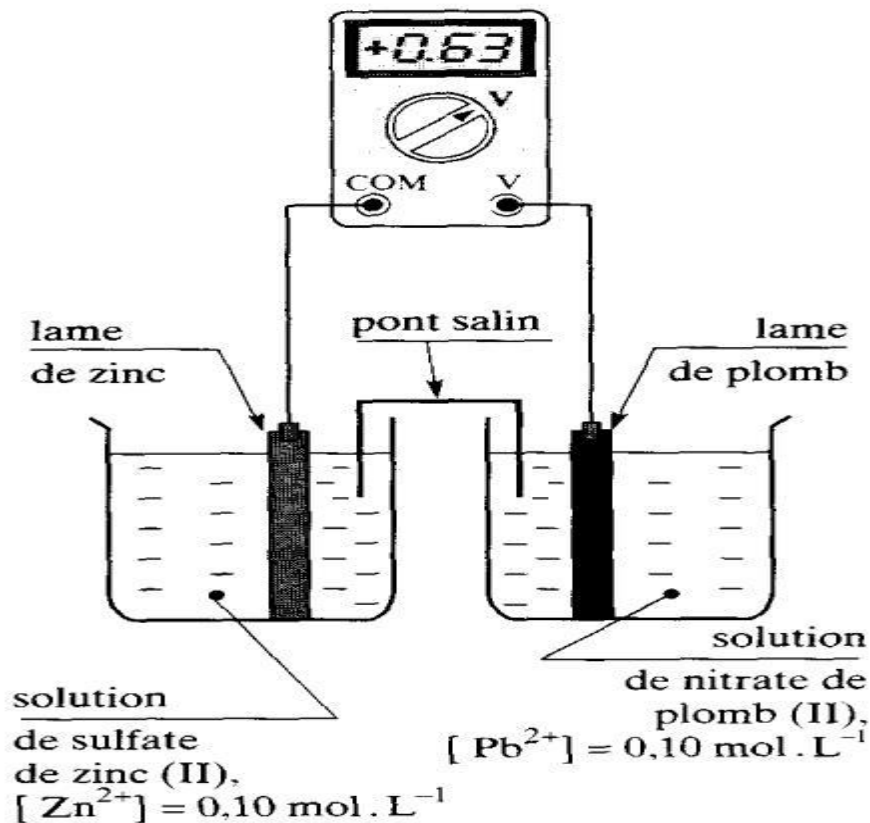


Figure 13. Calcul de la force électromotrice

La force électromotrice d'une pile dépend :

- de la nature des couples utilisés
- de la concentration des solutés

Lorsque la concentration des solutés est choisie égale à la concentration standard de 1 mol.L^{-1} , la force électromotrice de la pile ne dépend alors que des potentiels standard des couples en présence :

$$f\text{-e-m} = E^+ - E^- = E^{0+} - E^{0-}$$

Où E^{0+} est le potentiel standard du couple le plus oxydant et E^{0-} est le potentiel standard du couple le plus réducteur.

III.3. Vocabulaire

Une lame métallique plongeant dans une solution du même ion métallique constitue une **demi-pile**. Pour faire une pile il faut deux demi-piles.

La lame métallique peut être appelée **électrode**.

Il faut de plus assurer une jonction électrique entre les deux demi-piles en utilisant une solution ionique imbibant un support solide. Cette jonction électrique est appelée « **pont salin** » ou « **pont ionique** ». C'est en général un papier filtre imbibé d'une solution de nitrate de potassium.

IV. Application

On veut réaliser des piles formées par l'association de deux demi-piles standard :

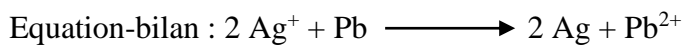
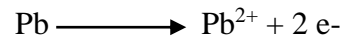
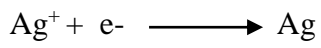
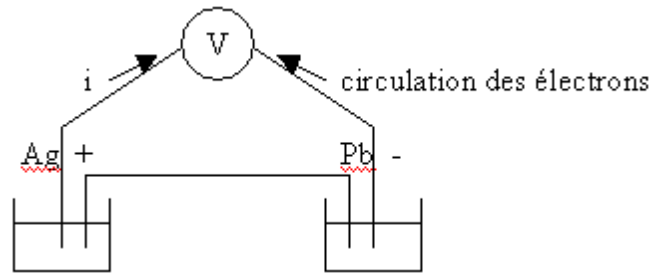


Prévoir pour cette pile :

- la polarité des électrodes de plomb et d'argent
- les réactions à chaque électrode et l'équation-bilan
- la fem

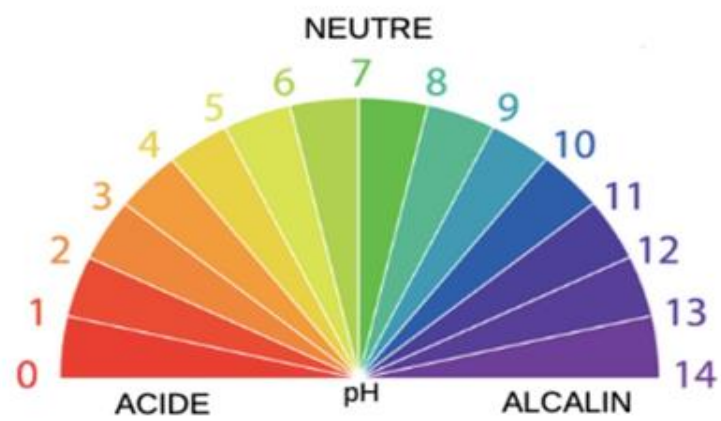
Solution :

- Les potentiels standard des couples sont $E^0(\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$ et $E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$.
- Le pôle positif correspondra au potentiel le plus élevé c'est à dire l'argent, le pôle négatif correspondra au plomb.
- L'oxydant le plus puissant (Ag^+) subira une réduction : dans la demi-pile (Ag^+ / Ag) on aura donc la demi-réaction : $\text{Ag}^+ + e^- \longrightarrow \text{Ag}$
- Le réducteur le plus puissant (Pb) subira une oxydation : $\text{Pb} \longrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 e^-$
- Les électrons vont circuler de la lame de plomb à la lame d'argent. Le courant électrique se déplace en sens inverse : de l'argent au plomb. On a bien comment vu en cours d'électricité le courant qui circule de la borne + du générateur à la borne - du générateur.



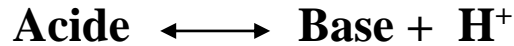
$$\text{Calcul de la f-e-m : } e = E^0 + -E^0 = 0,80 - (-0,13) = 0,93 \text{ V}$$

Chapitre V Equilibres acido-basiques



Introduction

D'après J.N.Bronsted : un acide est une espèce pouvant libérer un proton H^+ pour le donner à une autre espèce; une base est une espèce susceptible de capter un proton en provenance d'une autre espèce.



L'acide et la base sont dits « conjugués », ils forment un couple acido-basique noté: acide /base.

Exemple :



L'ion acétate CH_3COO^- est la base conjuguée de l'acide acétique CH_3COOH

I. Les acides et les bases de Lewis

I.1. Acide de Lewis

C'est toute espèce qui peut accepter une paire d'électrons offerte par une autre espèce chimique lors d'une réaction. Exemple: $AlCl_3$

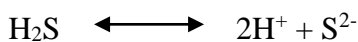
I.2. Base de Lewis

C'est toute espèce qui possède une paire d'électron non-liante et qui peut offrir une paire d'électrons à une autre espèce chimique lors d'une réaction. Exemple: NH_3 .

I.3. Polyacide et polybase

Un polyacide est une espèce pouvant libérer 2 ou plusieurs protons; une polybase est une espèce pouvant fixer 2 ou plusieurs protons.

Exemple :



H_2S est un diacide capable de libérer deux protons ; S^{2-} est une dibase pouvant fixer deux ions H^+ .

I.4. Ampholyte

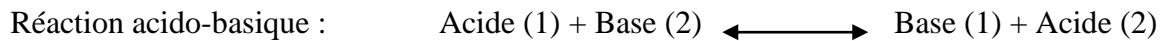
Un ampholyte est un composé qui peut se comporter soit comme un acide, soit comme une base. Les solutions correspondantes sont dites « amphotyères ».

Exemple : l'ion HS^- est un ampholyte

- Couple 1 : $\text{H}_2\text{S} / \text{HS}^-$ $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$
- Couple 2 : $\text{HS}^- / \text{S}^{2-}$ $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$

II. Réaction acido-basique

Une réaction acido-basique implique deux couples acide-base conjugués qui échangent des protons:

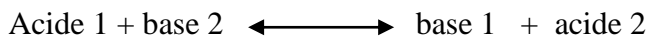


Réaction acido-basique en milieux aqueux

L'eau est un ampholyte appartenant aux 2 couples suivants :

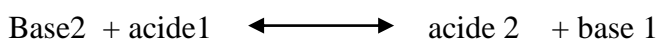
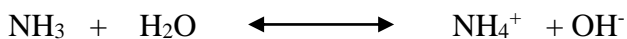
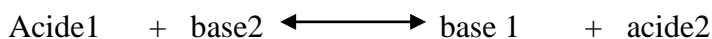
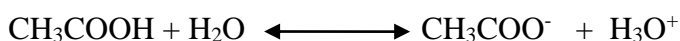
- **Couple 1** : $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$: $\text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$ (l'eau fixe H^+ : c'est une base)
- **Couple 2** : $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ (l'eau cède H^+ : c'est un acide)

Le caractère ampholyte de l'eau se traduit alors par la superposition des réactions :



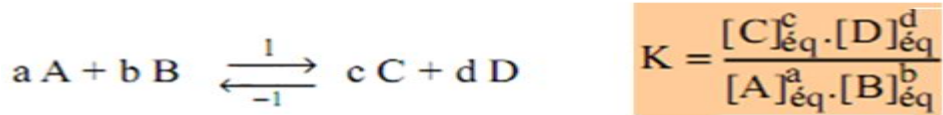
Lorsque'on introduit un acide (AH) ou une base (B) dans l'eau, il se produit alors une réaction entre la substance introduite et le solvant (eau).

Exemple :



II.1. Constante d'équilibre dans les réactions acido-basiques

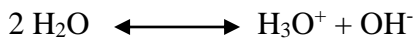
La constante d'équilibre K de toute réaction acido-basique est donnée par la loi d'action de masse :



Ou : $[A]_{\text{éq}}$, $[B]_{\text{éq}}$, $[C]_{\text{éq}}$ et $[D]_{\text{éq}}$ sont les concentrations des espèces A, B, C et D à l'équilibre.

II.2. Equilibre de dissociation de l'eau

L'équilibre d'autoprotolyse de l'eau

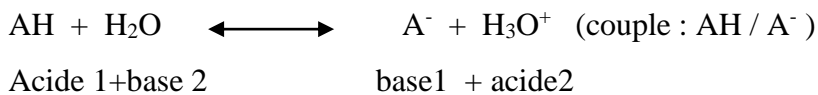


est caractérisé par une constante d'équilibre K_e ; appelée ‘produit ionique’ de l'eau.

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

$$\text{A } 25^\circ\text{C} : K_e = 10^{-14} \quad \text{P}K_e = -\log K_e = 14$$

Lorsqu' un acide faible AH est mis dans l'eau, il se produit une dissociation:



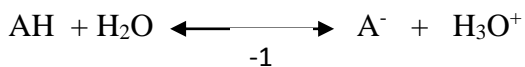
La constante d'équilibre de dissociation de l'acide HA, appelée : constante d'acidité, K_a , s'écrit :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

On pose $\text{PK}_a = -\log K_a$

II.3. Force des acides et des bases

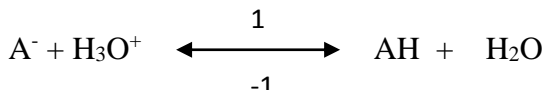
Un acide est d'autant plus fort qu'il cède plus facilement un proton H^+



Plus un acide est fort, plus l'équilibre est déplacé dans le sens 1 et par conséquent plus K_a est grand.

acidité croissante $\Leftrightarrow K_a \nearrow ; pK_a \searrow$

Une base est d'autant plus forte qu'elle capte plus facilement un proton H^+ (la base se protone).



Plus une base est forte, plus l'équilibre est déplacé dans le sens 1 et par conséquent plus la constante K_a du couple acido-basique AH / A^- est faible.

basicité croissante $\Leftrightarrow K_a \searrow ; pK_a \nearrow$

L'eau est à la fois un acide et une base. Les Pka des 2 couples H_3O^+ / H_2O ($K_a=1$) et H_2O / OH^- ($K_a = 10^{-14}$) sont respectivement 0 et 14 à 25°C

Exemples de couples acido-basiques :

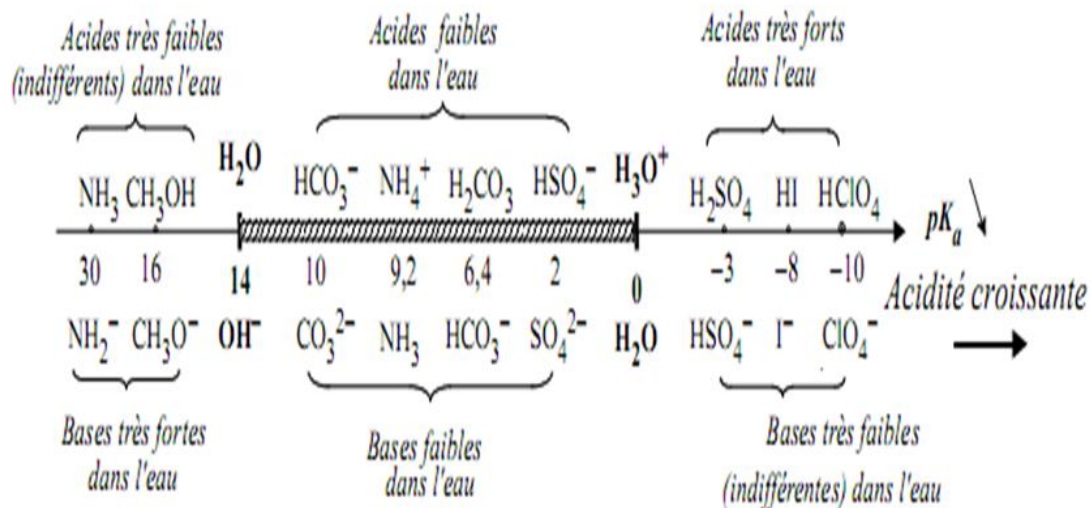


Figure 14. Couples acido-basiques

III. Détermination du pH

III.1. pH de l'eau

Soit l'équilibre d'autoprotolyse de l'eau :



On remarque que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

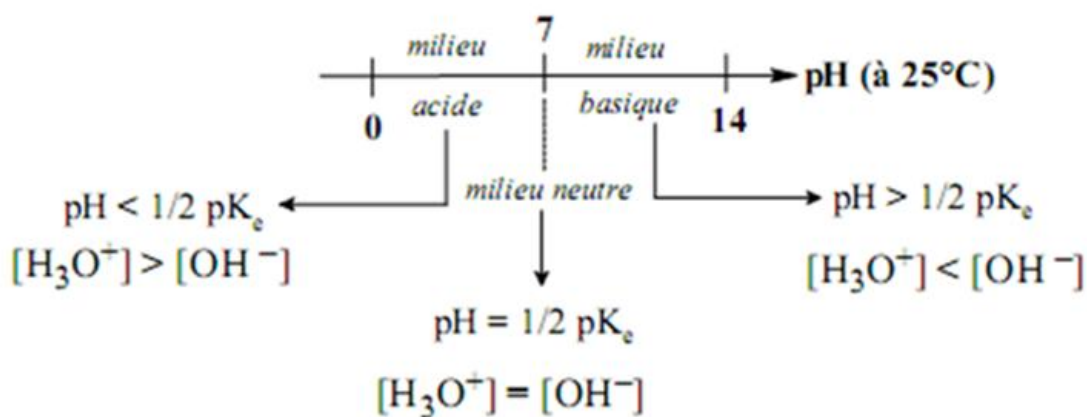
On a : $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_e} = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} = 7$$

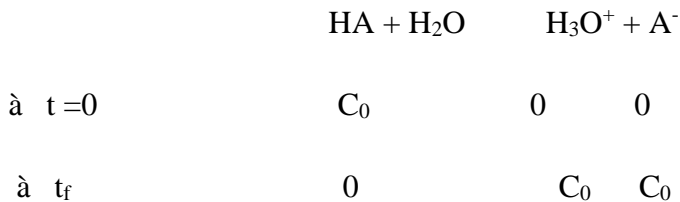
le pH de l'eau pure $\text{pH}_{\text{eau}} = 7$

L'échelle de pH à 25°C



III.2. pH d'un mono acide fort

Lorsque l'on dissout dans l'eau un acide fort HA de concentration initiale C_0 , on a : dissociation totale de l'acide.



On a : $[H_3O^+] = C_0$

Soit : $pH = -\log [H_3O^+] = -\log C_0$

Exemple : Acide chlorhydrique HCl de concentration initiale :

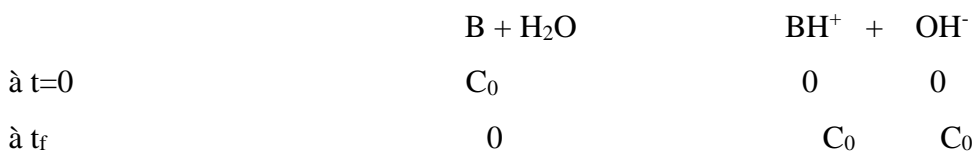
$$C_0 = 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$pH = -\log C_0 = -\log 10^{-3} = 3$$

III.3. pH d'une monobase forte

Lorsque l'on dissout dans l'eau une monobase forte de concentration C_0 , on a :

Protonation totale de la base :



$$\text{on a : } [OH^-] = C_0 \quad C_0 = K_e / [H_3O^+] \quad [H_3O^+] = K_e / C_0 = 10^{-14} / C_0$$

à 25°C

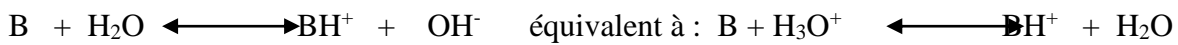
$$pH = pK_e + \log C_0 = 14 + \log C_0$$

Exemple : solution de soude NaOH de concentration initiale $C_0 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$pH = 14 + \log C_0 = 14 + \log 10^{-3} = 11$$

III.5. pH d'une monobase faible

Soit une solution d'une monobase faible B telle que l'ammoniaque $\text{NH}_{3(\text{aq})}$ de concentration initiale C_0 .



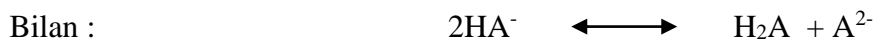
K_a du couple (BH^+ / B) : $K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{B}] / [\text{BH}^+]$

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] C_0 / [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 C_0 / K_e \quad \text{d'où : } [\text{H}_3\text{O}^+] = (K_a K_e)^{1/2} \cdot C_0^{-1/2}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{p}K_a + \frac{1}{2} \log C_0$$

III.6. pH d'une solution d'ampholyte



$$K_{a1} \cdot K_{a2} = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HA}^-] / [\text{H}_2\text{A}] \times [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{A}^{2-}] / [\text{HA}^-] \\ = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \times [\text{A}^{2-}] / [\text{H}_2\text{A}]$$

Le bilan de cette réaction globale indique que : $[\text{H}_2\text{A}] = [\text{A}^{2-}]$

$$\mathbf{K_{a1} \cdot K_{a2} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2}$$

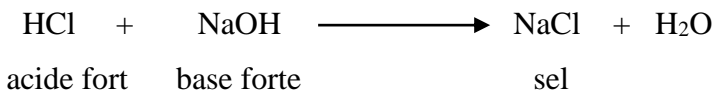
$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_{a1} + \text{p}K_{a2})$$

le pH est indépendant de C

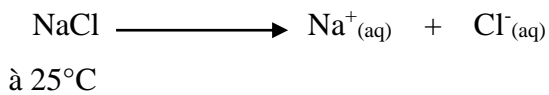
III.7. pH des solutions salines

III.7.1. pH d'une solution d'un sel d'acide fort et de base forte

Exemple : NaCl (chlorure de sodium)



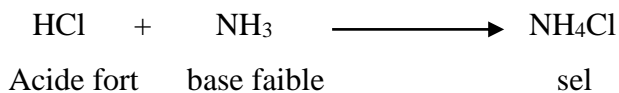
en solution aqueuse, il y a dissolution totale de sel :



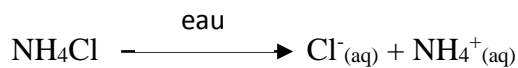
$$\text{pH}(\text{NaCl}) = \text{pH}(\text{eau pure}) = \frac{1}{2} \text{pK}_e = 7$$

III.7.2. pH d'une solution d'un sel d'acide fort et de base forte

Exemple : NH₄Cl (chlorure d'ammonium)



En solution aqueuse, il y a dissolution totale du sel :



Cl⁻ : ion spectateur, base conjuguée très faible d'un acide fort (HCl)

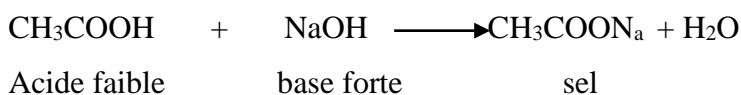
NH₄⁺ : acide conjugué (faible) de la base faible NH₃ (pK_a = 9.2)

pH (NH₄Cl) = pH (NH₄⁺) = pH d'un acide faible

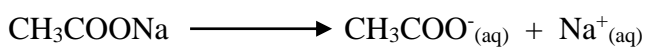
$$\Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log[\text{NH}_4^+])$$

III.7.3. pH d'une solution d'un sel d'acide faible et de base forte

Exemple : CH₃COONa (acétate de sodium)



En solution aqueuse, il y a dissolution totale du sel :



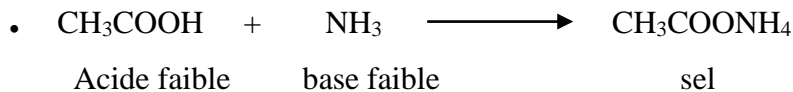
Na⁺ : ion spectateur, acide conjugué très faibles d'une base forte (NaOH)

CH₃COO⁻ : base conjuguée (faible) de l'acide faible CH₃COOH (pK_a = 4.8)

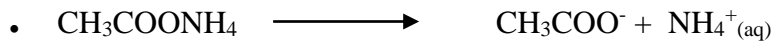
pH (CH₃COONa) = pH(CH₃COO⁻) → pH d'une base faible

$$\Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_e + \text{pK}_a + \log[\text{CH}_3\text{COO}^-])$$

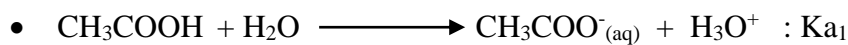
7.4. pH d'une solution d'un sel d'acide faible et de base faible



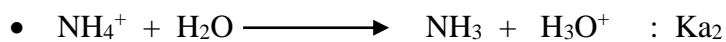
En solution aqueuse, il y a dissolution totale du sel :



CH_3COO^- est la base conjuguée faible de CH_3COOH . acide faible



NH_4^+ est l'acide conjugué faible de NH_3 , base faible



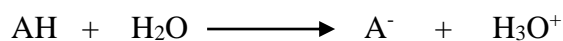
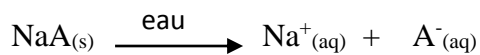
$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pKa}_1 + \text{pKa}_2)$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pKa}_1 + \text{pKa}_2)$$

Solution tampon

Solution tampon = mélange d'un acide faible AH et de sa base conjuguée A^- dans des proportions égales ou voisines (couple AH/ A^-)

Exemple : HA + sel NaA (solide)



$$\text{Ka} = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{A}^-] / [\text{AH}]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{Ka} [\text{AH}] / [\text{A}^-]$$

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log [\text{A}^-] / [\text{AH}] \quad \text{relation d'Henderson}$$

si $[\text{A}^-] = [\text{AH}]$ $\text{pH} = \text{pKa}$: efficacité maximale de la solution tampon.

Réalisation d'une solution tampon

- ✓ Acide faible HA + sel NaA (base faible A⁻)
- ✓ Acide faible HA + base forte (OH⁻), HA → A⁻
- ✓ Base faible A⁻ + acide conjugué HA
- ✓ Base faible A⁻ (sel NaA) + acide fort (H₃O⁺), A⁻ → HA

Propriétés des solutions tampons

Les solutions tampons ont la propriété de minimiser les variations de pH provoquées par :

- Une addition (modérée) d'acide ou de base
- Une addition (modérée) de solvant (eau) : dilution

Exemple : Mélange de CH₃COOH(C₁) et de CH₃COONa (C₂), avec : C₁ = C₂ = 10⁻¹ mol.L⁻¹

pH du mélange tampon :

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log [\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}] = \text{pK}_a + \log C_2 / C_1 = \text{pK}_a = 4.8$$

on ajoute dans 1L de ce tampon, n₁ moles de HCl (acide fort) (avec : n₁ = 10⁻² mol)

quel est le nouveau pH ? (on suppose que le volume reste égal à 1 L après ajout de HCl)

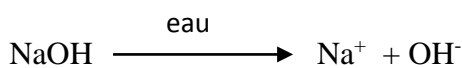
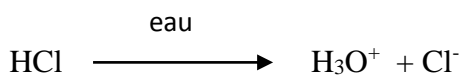
l'ajout de HCl provoque la réaction : CH₃COO⁻ + H⁺ → CH₃COOH

n₁ moles de CH₃COO⁻ sont consommées et n₁ moles de CH₃COOH sont formées :

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log (10^{-1} - 10^{-2}) / (10^{-1} + 10^{-2}) = \text{pK}_a + \log 0.09/0.11 = 4.7$$

IV. Dosage acido-basique

IV.1. Dosage d'un monoacide fort par une monobase forte



Les ions Cl⁻ et Na⁺ étant indifférents, la réaction globale qui se produit est donc :



Allure du graphe pH = f (n_{OH⁻ versé})

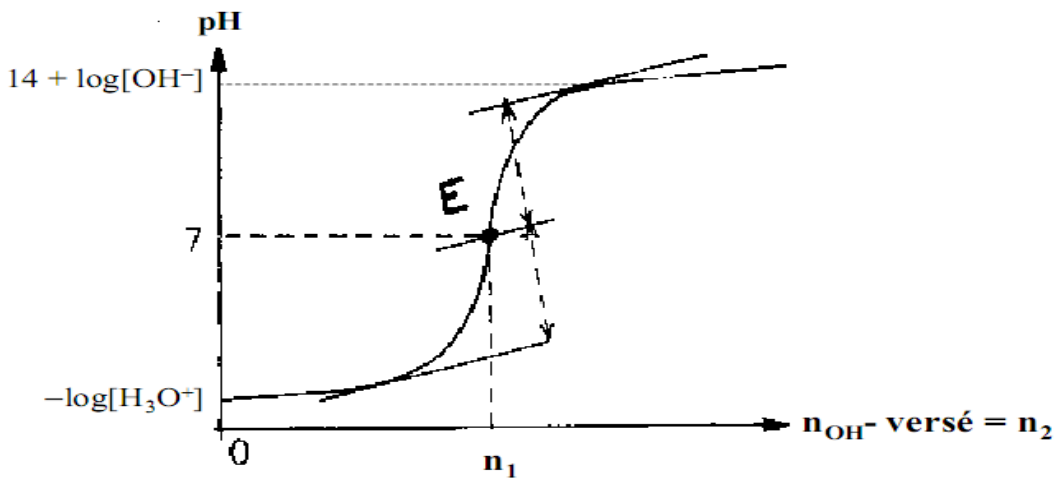


Figure 15. Dosage d'un monoacide fort par une monobase forte

Tableau N3. Dosage d'un monoacide fort par une monobase forte

	Avant l'équivalence : n ₁ > n ₂		Equivalence n ₁ = n ₂		Après l'équivalence : n ₁ < n ₂	
Nbre de moles	H ₃ O ⁺ + OH ⁻ → 2 H ₂ O		H ₃ O ⁺ + OH ⁻ → 2 H ₂ O		H ₃ O ⁺ + OH ⁻ → 2 H ₂ O	
Etat initial	C ₁ V ₁	C ₂ V ₂ —	C ₁ V ₁	C ₂ V ₂ —	C ₁ V ₁	C ₂ V ₂
Etat final	C ₁ V ₁ - C ₂ V ₂	~0 —	~0	~0 eau	~0	C ₂ V ₂ - C ₁ V ₁
Etat final : H ₃ O ⁺	$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \frac{n\text{H}_3\text{O}^+}{V_{\text{tot}}}$ $\text{pH} = -\log \frac{C_1V_1 - C_2V_2}{V_{\text{tot}}}$		pH = 7		Etat final : OH ⁻ $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$ $= 14 + \log \frac{C_2V_2 - C_1V_1}{V_{\text{tot}}}$	

IV.2. Dosage d'une monobase forte par un monoacide fort

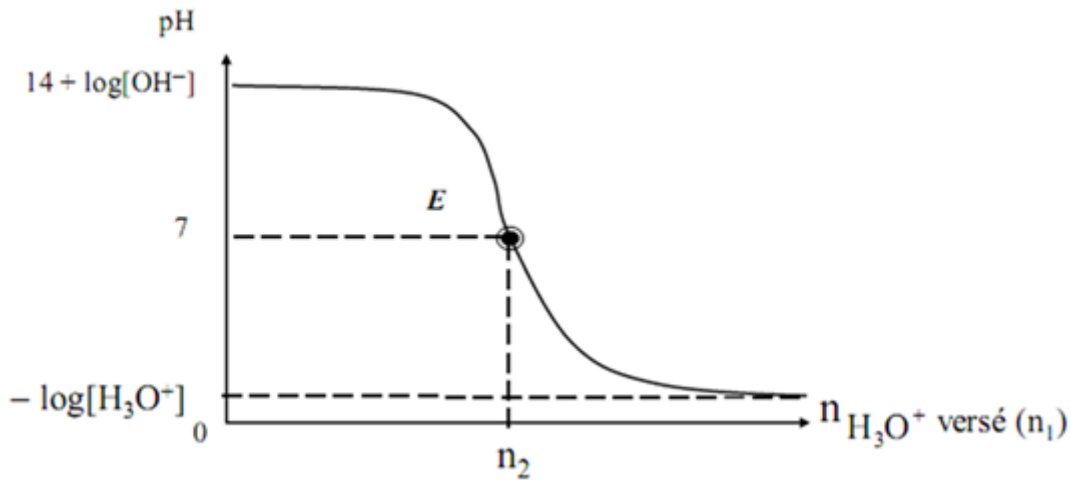


Figure 16. Dosage d'une monobase forte par un monoacide fort

IV.3. Dosage d'un monoacide faible par une monobase forte

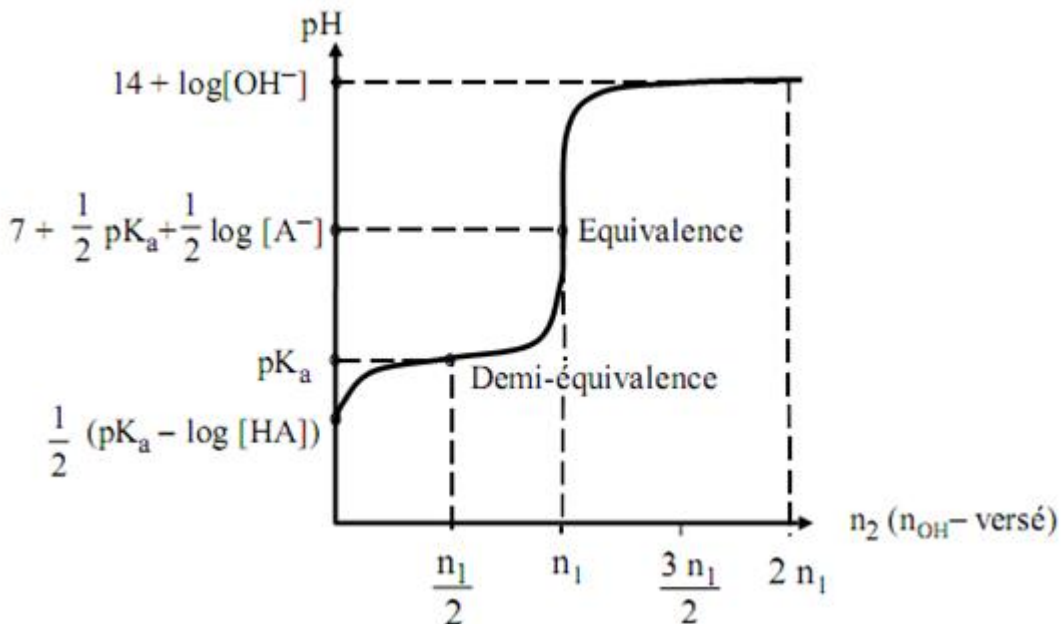


Figure 17. Dosage d'un monoacide faible par une monobase forte

Tableau N4. Dosage d'un monoacide faible par une monobase forte

	$n_2 < n_1$	$n_2 = n_1$	$n_2 > n_1$
Nbre de moles	$\text{HA} + \text{OH}^- \longrightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$		
Etat Initial	C_1V_1 C_2V_2 ~ 0 ~ 0	C_1V_1 C_2V_2 ~ 0 ~ 0	C_1V_1 C_2V_2 ~ 0 ~ 0
Etat final	$C_1V_1 - C_2V_2$ ~ 0 C_2V_2 —	~ 0 ~ 0 $\frac{C_1V_1}{\text{ou } C_2V_2}$ —	~ 0 $C_2V_2 - C_1V_1$ C_1V_1 —
	Etat final : $[\text{HA}] ; [\text{A}^-]$ Le pH se calcule à l'aide du couple HA/A^- ; soit : $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$	Etat final : $[\text{A}^-]$ et $[\text{HA}] = [\text{OH}^-] = \epsilon \sim 0$ \Rightarrow la base A^- impose le pH si $[\text{HA}] \ll [\text{A}^-]$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]$	Etat final : $[\text{A}^-]$ et $[\text{OH}^-]$ Le pH est imposé par la base forte : OH^-
	$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_2V_2 / V_{\text{total}}}{(C_1V_1 - C_2V_2) / V_{\text{total}}}$	$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_a + \frac{1}{2} \log \frac{C_2V_2}{V_{\text{total}}}$	$\text{pH} = 14 + \log \frac{C_2V_2 - C_1V_1}{V_{\text{total}}}$

La réaction est quantitative (totale), le réactif minoritaire va totalement réagir.

IV.4. Dosage d'une monobase faible par un monoacide fort

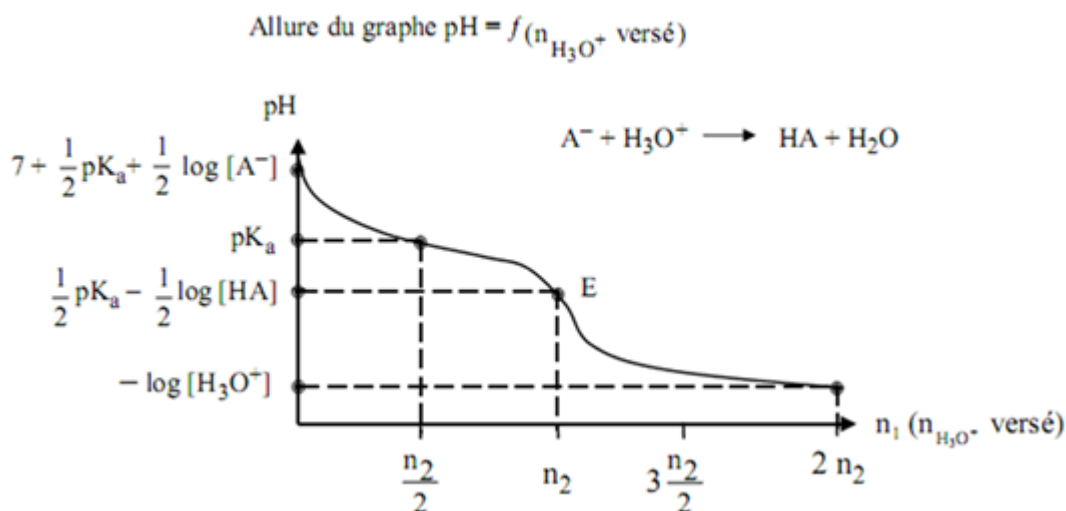


Figure 18. Dosage d'une monobase faible par un monoacide fort

Chapitre VI Chimie organique



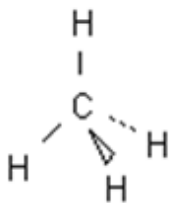
Introduction

Toutes les matières, même votre corps, sont constituées de molécules. Ces molécules sont elles-mêmes constituées d'atomes. La chimie organique peut être décrite comme la chimie des composés contenant des atomes de carbone. Elle concerne des domaines très variés comme les molécules du vivant (glucides, lipides, protéines) ou comme des composés synthétiques (polymères, colorants, produits pharmaceutiques). En plus d'atomes de carbone, les composés organiques contiennent des atomes d'oxygène, d'azote, d'hydrogène, de soufre, d'halogènes.

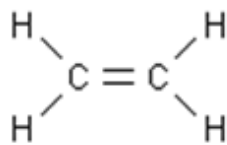
I. La liaison de l'atome de carbone

Le symbole du noyau de l'atome de carbone est: ${}_6^{12}\text{C}$

liaisons de l'atome de carbone peuvent être distribuées de trois façons différentes dans l'espace



méthane
molécule tétraédrique
Carbone tétravalent
Carbone **tétragonal**



éthène (éthylène)
molécule plane
Carbone tétravalent
Carbone **trigonal**



éthyne (acétylène)
molécule linéaire
Carbone tétravalent
Carbone **digonal**

La valence de chaque atome est respectée

H-

-O-

-N-
|

|
-C-
|

O=

-N=

-C=
|

N≡

=C=

-C≡

H monovalent,

O divalent,

N trivalent,

C tétravalent.

II. Formules des composés organiques

Tout composé organique correspond une formule brute

exp : $C_xH_yO_z$

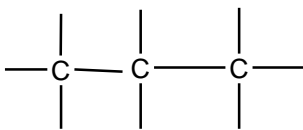
La même formule brute correspondent plusieurs corps dits « isomères »

Exp : C_2H_6O CH_3-O-CH_3 Ether

CH_3-CH_2-OH Alcool

La formule développée planes permet de distinguer les isomères.

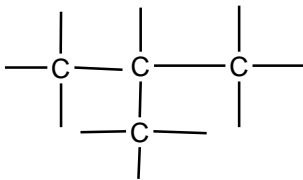
Elle donne les positions relatives des atomes dans la molécule.



Chaîne carbonée linéaire : formule développée

$CH_3 - CH_2 - CH_3$

Chaîne carbonée linéaire formule semi développée



Chaîne carbonée ramifiée

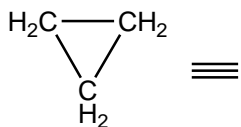
Série Aliphatique

Ecriture simplifiée (Topologique)

$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$



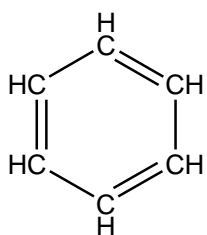
On ne mentionne pas les C et les H



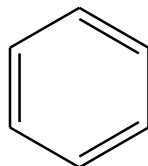
≡



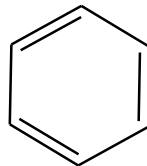
Chaine carbonée cyclique



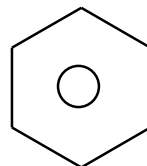
≡



≡



≡



Chaîne carbonée aromatique

III. Isomérisie structurale (de constitution)

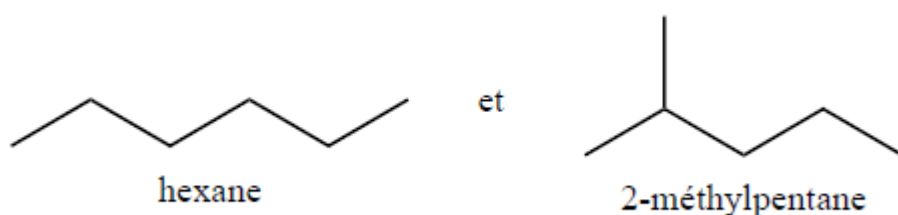
Une même formule brute, différentes formules développées (ou semi-développées) peuvent être décrites. On dit qu'il s'agit de structures isomères.

III.1. Isomère de chaîne

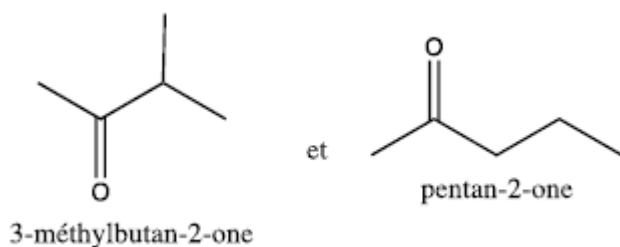
Les composés diffèrent par leur chaîne carbonée (ramifications)

Exemple :

Formule brute C_6H_{14}



Formule brute $C_5H_{10}O$

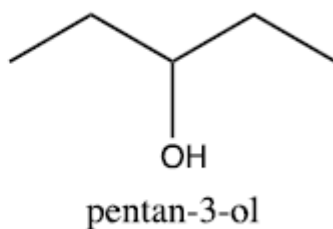
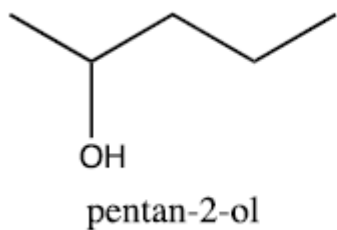


III.2. Isomères de position

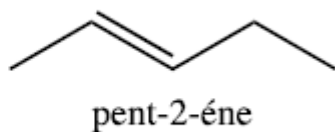
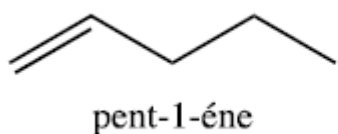
Deux isomères de position ne diffèrent que par la position d'un atome ou d'un groupement (fonction).

Exemple :

Formulr brute $C_5H_{12}O$



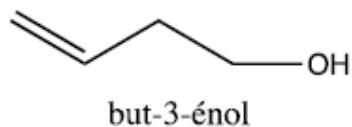
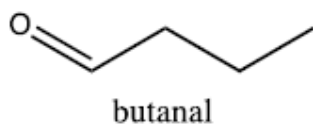
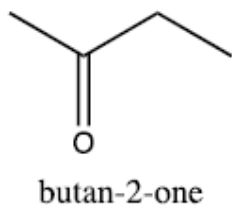
Formule brute $C_5H_{10}O$



III.3. Isomères de fonction

Deux isomères de fonction diffèrent que par le type de fonction, donc ils diffèrent par leurs propriétés chimiques et physiques.

Exemple : Formule brut C_4H_8O



IV. Les règles IUPAC de la nomenclature

A un nom donné ne peut correspondre qu'une seule formule donc un seul composé.

IUPAC "International Union of Pure and Applied Chemistry" à partir des règles précises, permet de nommer les composés organiques en prenant comme référence les hydrocarbures saturés.

la nomenclature UICPA impose les règles suivantes :

- 1- On choisit la chaîne carbonée la plus longue (elle n'est pas toujours écrite en ligne droite). Le nom de l'alcane linéaire correspondant à cette chaîne principale, constitue la base du nom à construire.
2. Les groupes alkyles de la chaîne principale sont appelés substituants, on les identifie et on énonce leurs noms devant celui de la chaîne principale. S'il y a plusieurs substituants on les classe par ordre alphabétique.
3. On détermine la position de chaque substituant sur la chaîne principale 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 chaîne principale est choisie de telle sorte que l'indice du substituant soit le plus petit. S'il y a plusieurs substituants, la chaîne 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. Les termes di, tri, tétra..., n'entrent pas dans l'ordre alphabétique. Les termes iso, sec, tertio, cyclo...etc ; entrent dans l'ordre alphabétique.

V. Nomenclature des hydrocarbures

V.1. Hydrocarbures (HC) saturés acycliques : les alcanes

les hydrocarbures saturés ne sont formés que de carbone et d'hydrogène.

Nom : préfixe correspondant au nombre de carbones de:

chaîne + terminaison ane

Tableau N5. Prefixe et radical selon le nombre du carbone

Nombre de Carbone	Prefixe	Radical (yl)
1	méth	méthyl
2	éth	éthyl
3	Prop	propyl
4	But	butyl
5	pent	pentyl
6	hex	hexyl
7	hept	heptyl
8	oct	octyl
9	non	nonyl
10	dec	decyl

Exemple:

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ 4 carbones : préfixe **but**

Hydrocarbure saturé : terminaison **ane** \Rightarrow nom: **butane**

V.2. Hydrocarbures saturés ramifiés acycliques

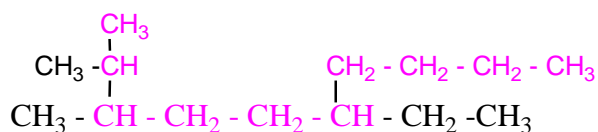
La ramification est un substituant (ou un radical) qui est accroché à la chaîne principale.

Un radical prend une terminaison en **yle**.

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}$ \longrightarrow éthyle

Numérotation de la chaîne

La chaîne principale \longrightarrow le plus grand nombre de carbone.

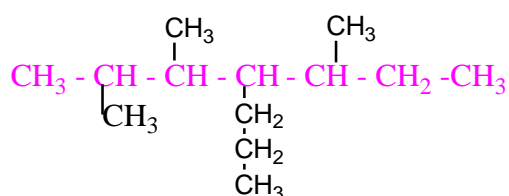


c'est un **décane** substitué par un éthyle et deux méthyles.

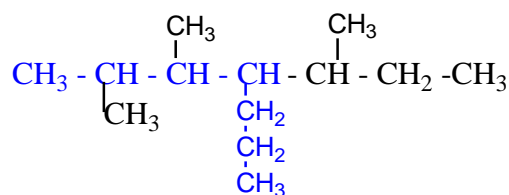
Si une molécule présente deux ou plusieurs chaînes d'égale longueur, on choisit la chaîne qui porte le plus grand nombre de substituants.

Exemple :

(correcte) un heptane, 4 substituants

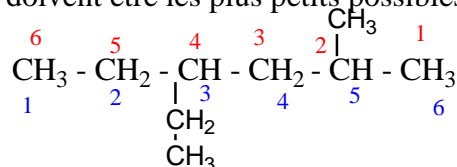


(incorrecte) un heptane, 3 substituants



Les indices des radicaux doivent être les plus petits possibles

Exemple :



La numérotation en rouge est correcte, la numérotation en bleu est incorrecte, car $(2+4) < (5+3)$.

-Dans le nom, les substituants ne prennent pas de e ; terminaison « **yl** »

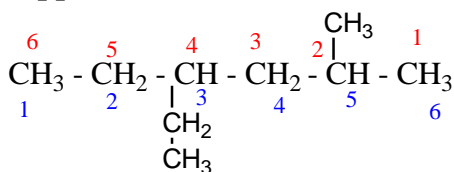
-Les substituants (radicaux) sont placés **avant** le groupe principal.

-S'il y a **plusieurs groupes** substituants, ils sont placés par **ordre alphabétique**.

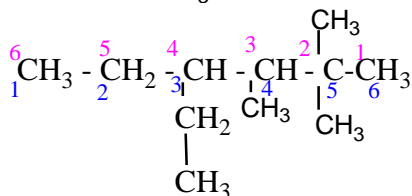
-S'il y a **plusieurs fois le même groupe** dans la molécule, on utilise **un préfixe** :

- ✓ di pour 2 substituants identiques
- ✓ tri pour 3 substituants identiques
- ✓ tetra pour 4 substituants identiques

Application :



4-éthyl 2-méthyl hexane



4-éthyl 2,2,3-triméthyl hexane

Indices et signes

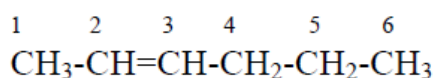
- Les **indices de position** sont placés immédiatement avant la partie du nom à laquelle ils se réfèrent.
- Les indices sont reliés à la fonction par un tiret.
- S'il y a plusieurs indices qui se rapportent à la même partie, ils sont séparés par une virgule.

V.3. Hydrocarbures insaturés acycliques

V.3.1. Hydrocarbures à doubles liaisons : les alcènes

Nomenclature : Alc + indice + ène

Exemple :



1) 6C \Rightarrow hex

2) 1 double liaison en position 2

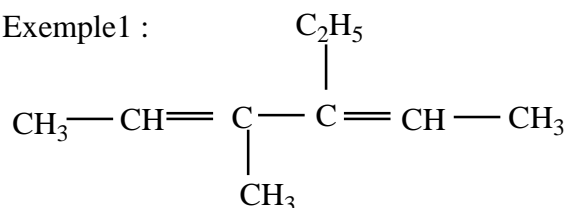
\Rightarrow **hex-2-ène**

- ✓ Si il y a 2 doubles liaisons : terminaison diène, si il ya 3 doubles liaisons : terminaison triène

Remarque :

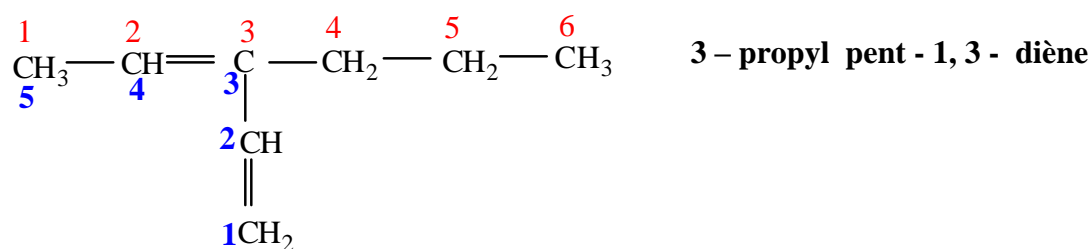
dans le cas des composés insaturés, la chaîne principale n'est pas forcément la plus longue mais celle qui contient le plus d'insaturations (doubles ou triples liaisons).

Exemple1 :



3-éthyl 4-méthyl hex -2,4- diène

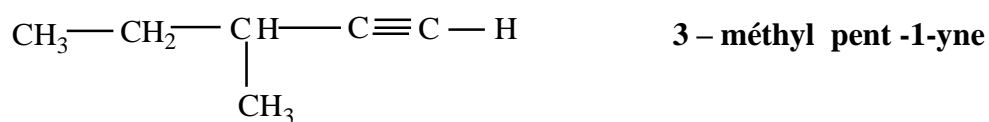
Exemple2 :



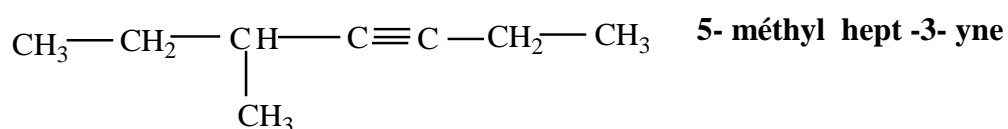
V.3.2. Hydrocarbures à triples liaisons : les alcynes

Nomenclature : Alc + indice + yne

Exemple1 :



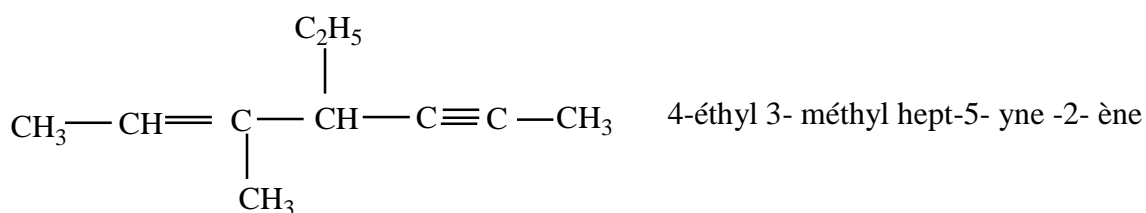
Exemple2 :



Remarque :

L'alcène est prioritaire par rapport à l'alcyne

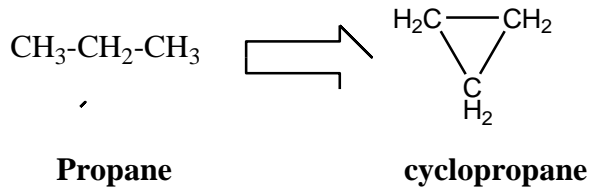
C=C impose le sens de la numérotation



V.4. La nomenclature des cycloalcanes

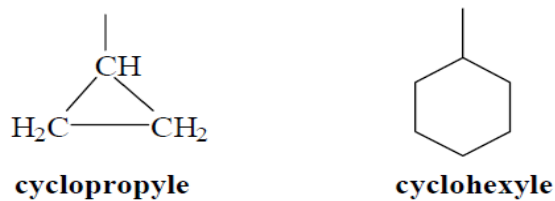
le nom de ces composés: le nom de l'alcane est précédé du préfixe « cyclo »

exemple :



-Les noms des radicaux sont obtenus en remplaçant la terminaison **ane** en **yle** (yl dans le nom).

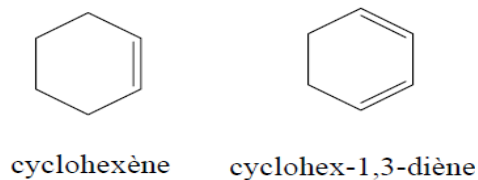
Exemple :



V.5. Hydrocarbures monocycliques insaturés

Comme un monocycle saturé avec une terminaison **ène**, **diène**,..., **yne**, **diyne**, etc.

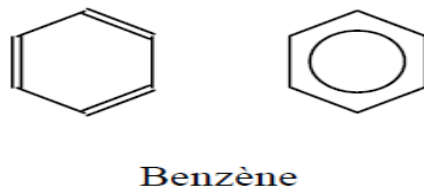
Exemple :



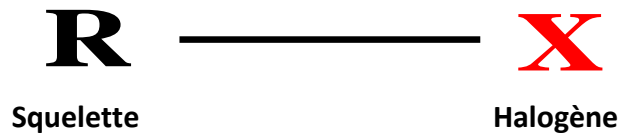
V.6. Hydrocarbures monocycliques aromatiques

Un composé est aromatique lorsque : Il possède des doubles liaisons alternées.

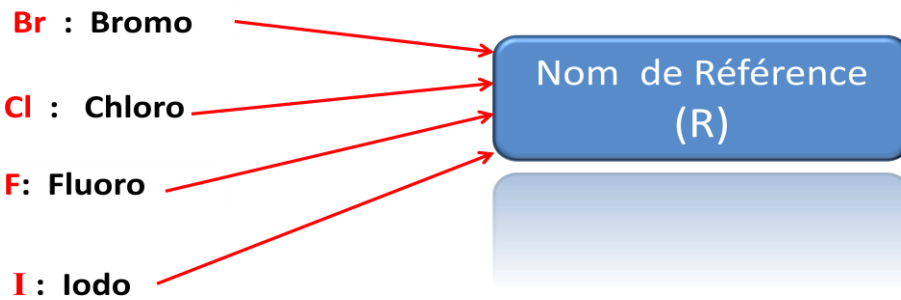
Exemple :



V.7. Nomenclature des dérivés halogénés



Les X sont : a-Brome (Br) ; b-Chlore (Cl) ; c-Fluore (F) ; d-Iode (I)



Exemples :



Chaîne ramifiée halogénée

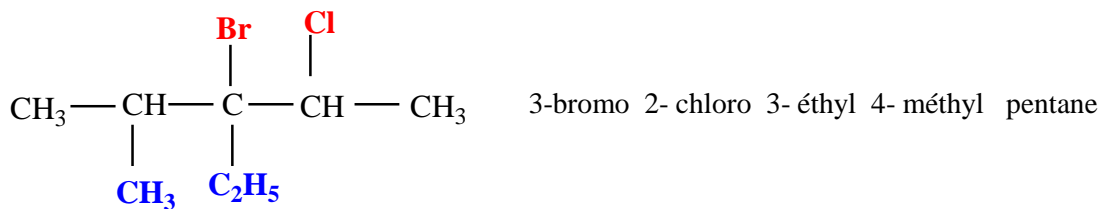
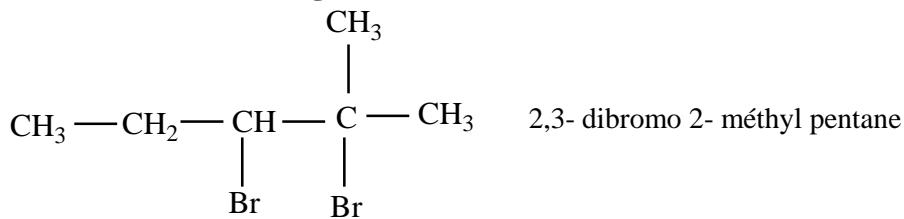


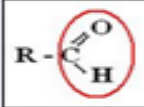
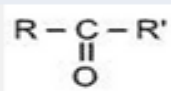
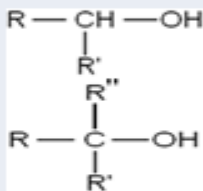
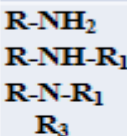
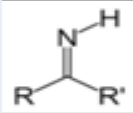
Tableau N 6. Abréviation des radicaux

Groupe alkyle C_nH_{2n+1}	Nom	Abréviation
CH_3-	Méthyle	Me
CH_3-CH_2-	Ethyle	Et
$CH_3-CH_2-CH_2-$	n propyle	n- pr
$\begin{array}{c} H_3C \\ \diagdown \\ CH \\ \diagup \\ H_3C \end{array} -$	Isopropyle	Isopr
$CH_3-(CH_2)_2-CH_2-$	n butyle	n- Bt
$\begin{array}{c} H_3C \\ \diagdown \\ CH \\ \diagup \\ H_3C \end{array} - CH_2 -$	Isobutyle	isoBt
$\begin{array}{c} CH_3 \\ \\ H_3C - C - \\ \\ CH_3 \end{array} -$	Tertiobutyle	ter Br
$C_5H_{11}-$	n- pentyle	
$\begin{array}{c} CH_3 \\ \\ H_3C - C - CH_2 - CH_2 - \\ \\ H \end{array} -$	isopentyle	
$\begin{array}{c} CH_3 \\ \\ H_3C - C - CH_2 - \\ \\ CH_3 \end{array} -$	n éopentyle	

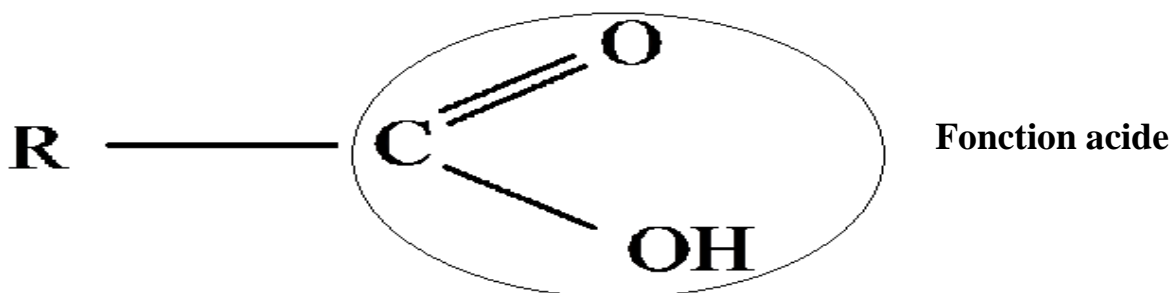
VI. Nomenclature des fonctions

Tableau N7. Les fonctions organiques

Fonction	Acide Carboxylique	Anhydride	Ester	Halogénure d'acyle	Amide	Nitrile
formule	$RCOOH$	$RCOOCO$ R	$RCOOR$	$RCOX$	$RCONH_2$	RCN
Formule semi développée						$R-C \equiv N$
Nom Préfixe	acide carboxylique	/	/	Halogénoformyl	Carbamoyl	Cyano-
Nom suffixe	acide alcanoïque	Anhydride d'acide	Alcanoate d'alkyle	halogénure d'alcanoyle	alcanamide	alcannitrile

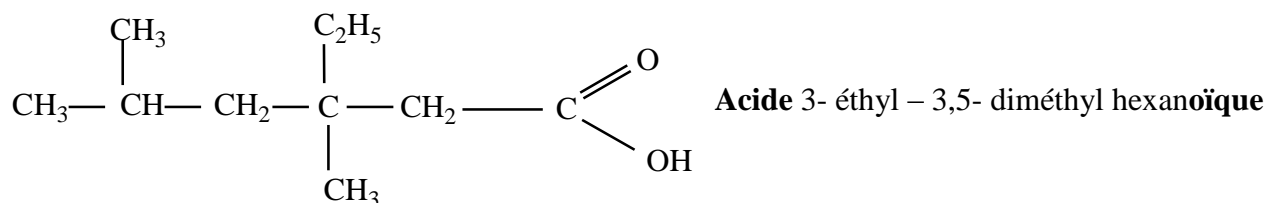
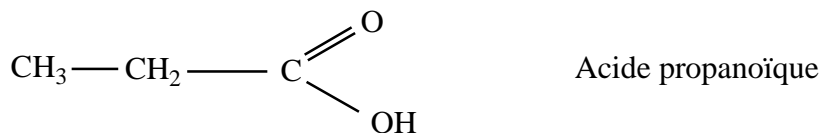
Fonctions	Aldehyde	Cetone	alcool	Amine	imine	ether
formule	RCHO	RCOR ₂	R-OH	R-NH ₂	=NH	-O-R
Formule semi développée						-O-R
Nom Préfixe	-oxo ou formyl	-oxo	-hydroxy	-amino	-imino	-Roxy
Nom suffixe	-al	-one	-ol	-amine	-imine	/

VI.1. Nomenclature des acides carboxyliques

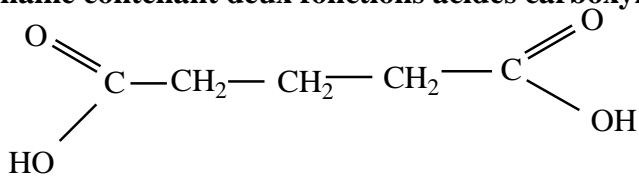


Acide + noms des substituants + nom de référence + oïque

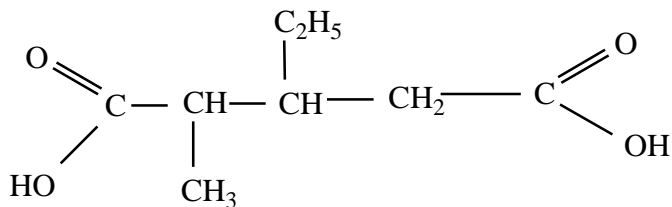
Exemple :



Chaîne contenant deux fonctions acides carboxyliques

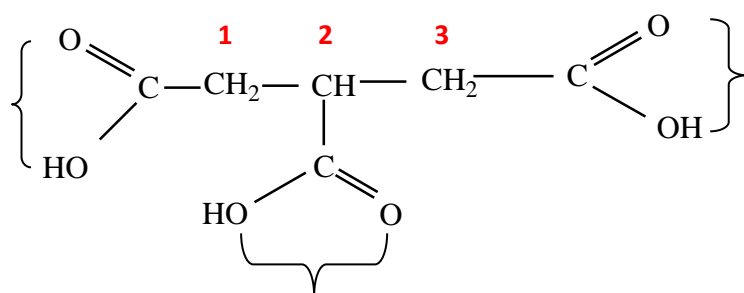


Acide pentanedioïque



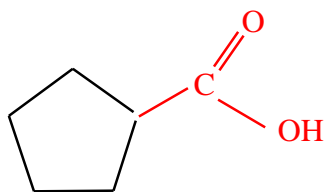
Acide 3-éthyl -2-méthyl pentanedioïque

Chaîne contenant trois fonctions acides carboxyliques

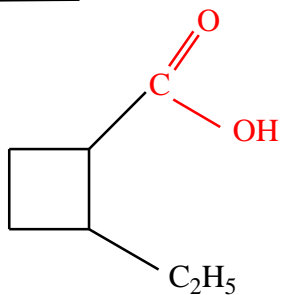


Acide propane 1,2,3 tricarboxylique

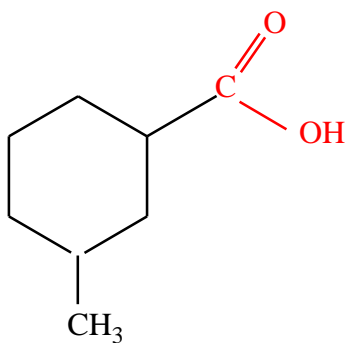
Chaîne cyclique contenant une fonction carboxylique



Acide cyclopentane carboxylique

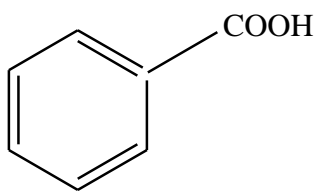


Acide cyclobutane carboxylique



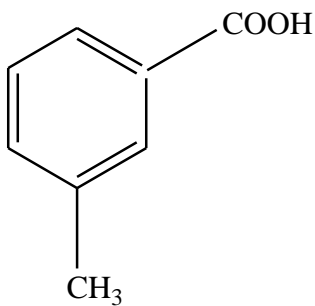
Acide 2-éthyl cyclohexane carboxylique

Les Acides aromatiques



Acide benzène carboxylique

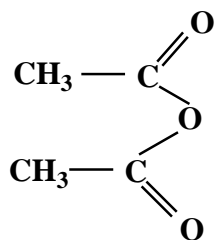
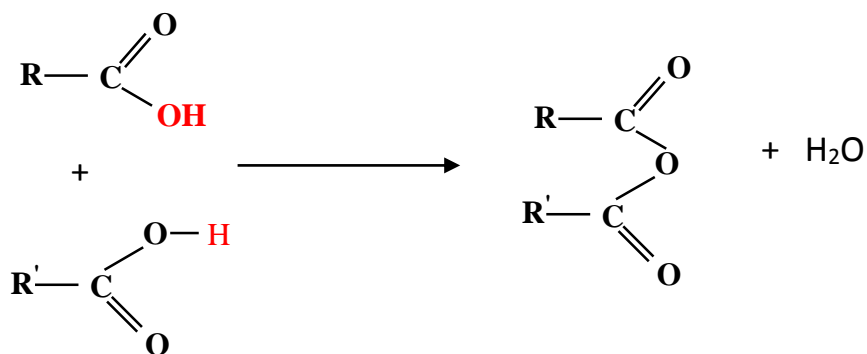
Acide benzoïque



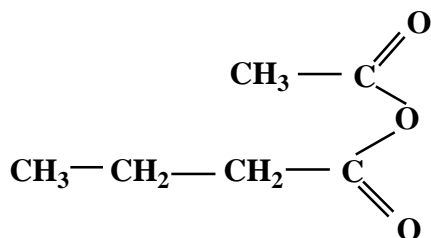
Acide 3-méthyl benzène carboxylique

VI.2. Nomenclature des anhydrides d'acide

Les anhydrides d'acides dérivent de la condensation de deux molécules d'acides.

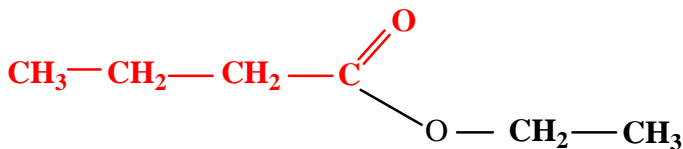
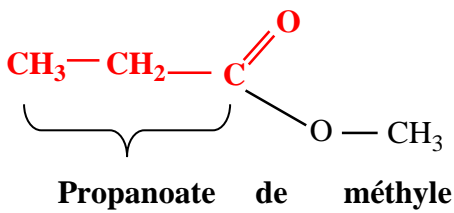
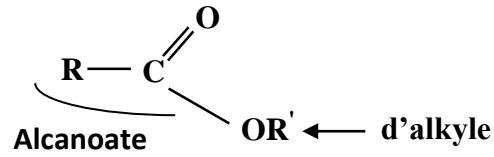
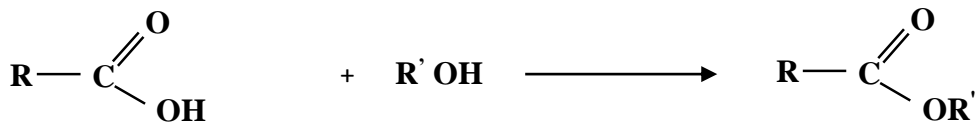


Anhydride éthanoïque



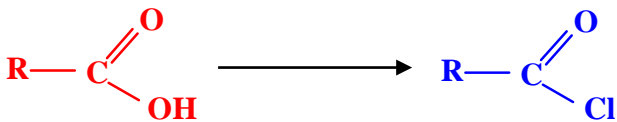
Anhydride butanoïque et éthanoïque

VI.3. Nomenclature des esters



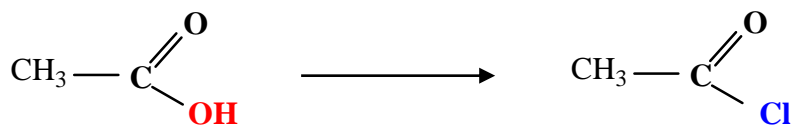
Butanoate d'éthyle

VI.4. Nomenclature chlorure d'acyle



Acide terminaison
Oïque

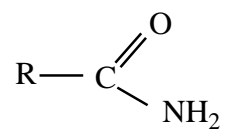
chlorure d'acyle
terminaison Oyle



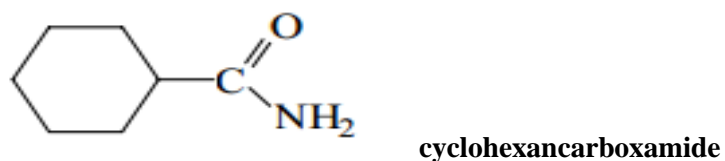
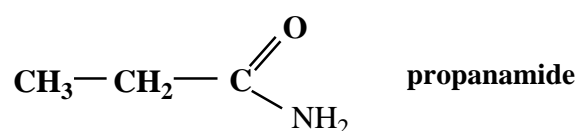
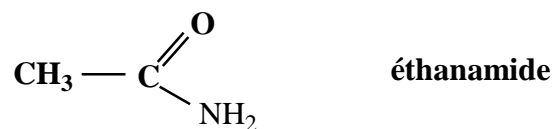
Acide éthanoïque

Chlorure éthanoyle

VI.5. Nomenclature des amides



Nom de référence de R + terminaison amide



VI.6. Nomenclature des nitriles

$\text{R}-\text{C} \equiv \text{N}$ Nom de référence de R + terminaison nitrile

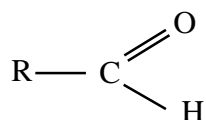
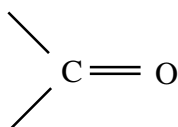
$\text{H}_3\text{C}-\overset{1}{\text{C}}\text{N}$	
Ethanenitrile	But-3-ènenitrile

	
Hexanenitrile	Hexanedinitrile

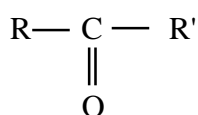
	
Cyclohexanecarbonitrile	1,3,6-Hexanetricarbonitrile

VI.7. Nomenclature des aldéhydes et des cétones

- Les Aldéhydes et les Cétones possèdent : **groupe carbonyle**



Fonction carbonyle au bout de chaîne : **Aldéhyde**



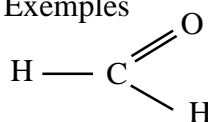
Fonction carbonyle au milieu de la chaîne : **Cétone**

VI.7.1. Nomenclature des aldéhydes

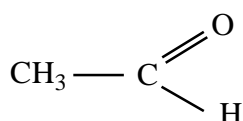
Fonction (CHO) Prioritaire \longrightarrow **Nom de référence Terminaison al**

Fonction (CHO) non Prioritaire $\begin{cases} \longrightarrow \text{Préfixe oxo} + \text{Nom de référence} \\ \longrightarrow \text{INDICE} + \text{Préfixe formyl} + \text{Nom de référence} \end{cases}$

Exemples



Méthanal



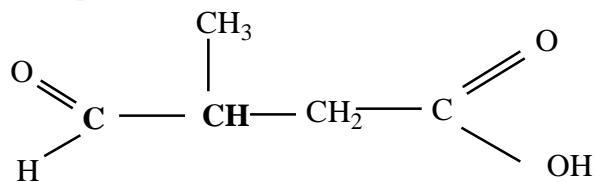
Ethanal

Fonction CHO non prioritaire

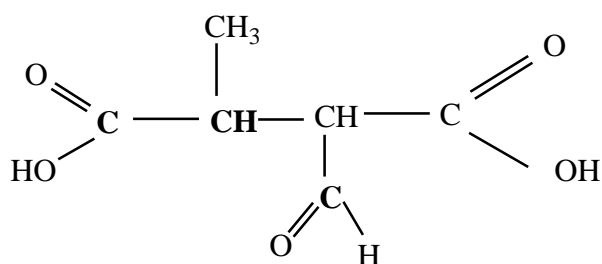
INDICE + Préfixe formyl + Nom de référence

Préfixe oxo + Nom de référence

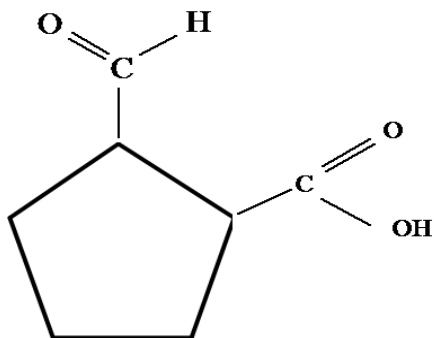
Exemples



Acide 3- méthyl 4 oxo butanoïque



Acide 2 formyl 3 méthyl butanedioïque



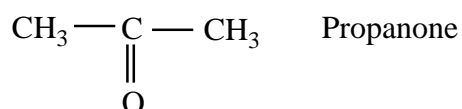
Acide 2 formyl cyclopentane carboxylique

VI.7.2. Nomenclature des Cétones

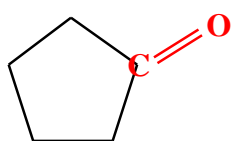
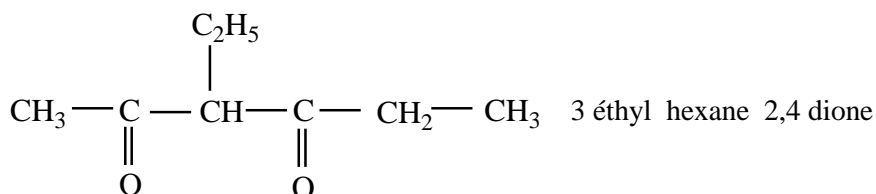
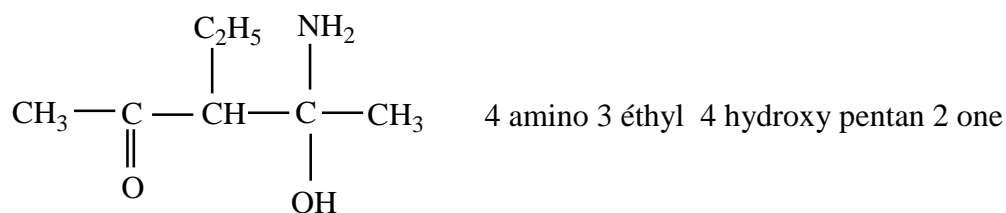
Fonction cétone PRIORITAIRE \longrightarrow Nom de référence + indice + one

Fonction cétone non PRIORITAIRE \longrightarrow Préfixe + indice + oxo + Nom de référence

- Fonction cétone prioritaire

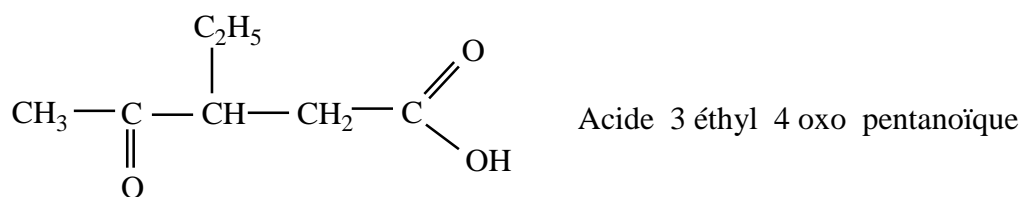


Propanone

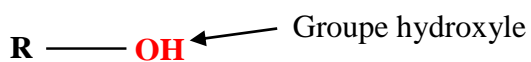


Cyclo pentanone

- **Fonction cétone non prioritaire**



VI.8. Nomenclature des alcools

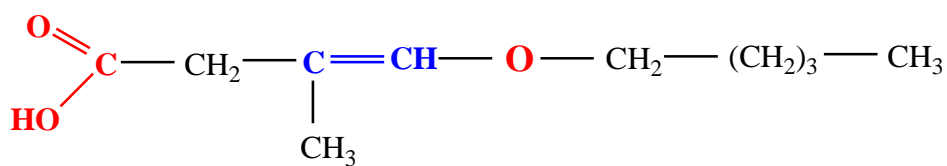


Fonction (OH) PRIORITAIRE \longrightarrow Nom de référence + INDICE Terminaison **ol**

Fonction (OH) non PRIORITAIRE \longrightarrow INDICE + Préfixe **Hydroxy** + Nom de référence

- **Fonction (OH) prioritaire**

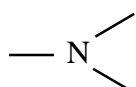




Acide 3-méthyl -4- pentyloxy - but -3- ènoïque

VI.9. Nomenclature des Amines aliphatiques

Les amines sont des fonctions souvent présentes dans des composés biologiques et composés pharmaceutiques.



Trois Classes d'amines

R—NH_2 Amine primaire

$\text{R—NH—R}'$ Amine secondaire

$\text{R—N} \begin{array}{l} \diagup \text{R}' \\ \diagdown \text{R}'' \end{array}$ Amine tertiaire

Fonction amine prioritaire

Nom de référence + INDICE Terminaison Amine

Fonction amine non prioritaire

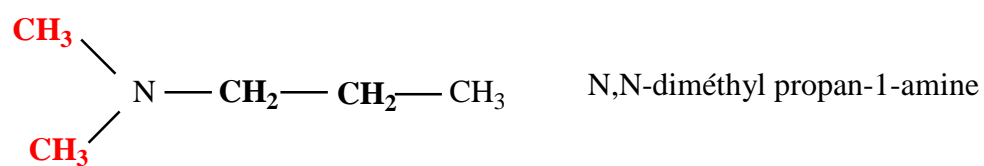
INDICE + Préfixe Amino + Nom de référence

a -Nomenclature des amines primaires

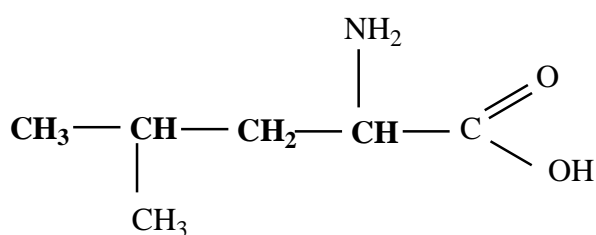
$\text{CH}_3\text{—NH}_2$ Méthanamine

$\text{C}_2\text{H}_5\text{—NH}_2$ Ethanamine

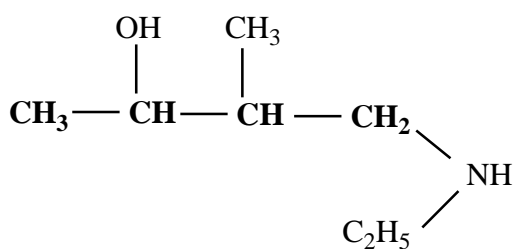
b- Amines secondaires et tertiaires



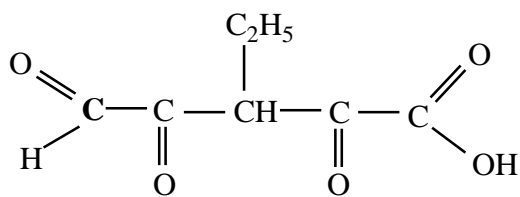
Fonction amine non prioritaire



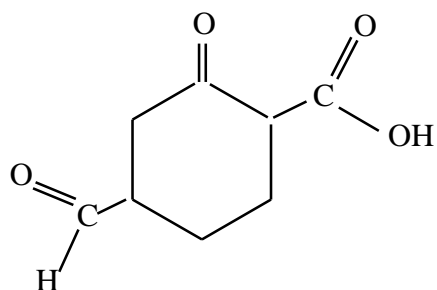
Acide 2- amino 4- méthyl pentanoïque



N-éthyl 4 -amino 3 - méthyl butan-2-ol



Acide 3 -éthyl 2,4,5- oxo pentanoïque



Acide 4-formyl 2-oxo cyclohexane carboxylique

IV.10. Nomenclature des éthers oxydes

- Les éthers oxydes dérivent des alcools.
- deux groupements alkyles séparés par un atome d'oxygène



➤ il faut d'abord déterminer le groupement prioritaire

- la chaîne la plus longue .
- une instauration (double ou triple liaisons) .
- une fonction.

On suppose que R est prioritaire par rapport à R'

R : donne le nom de référence

OR' : fournit le préfixe

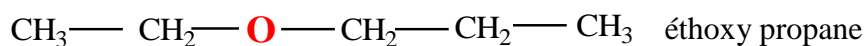
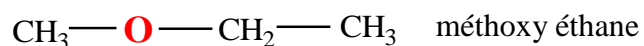
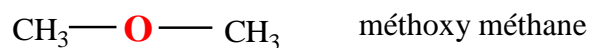
Si C < 5 le préfixe Alcoxy

Si C ≥ 5 le préfixe Alkyloxy

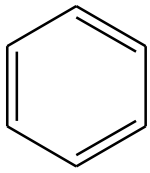
C < 5 : méthoxy
éthoxy
propoxy
butoxy

C ≥ 5 : pentyloxy

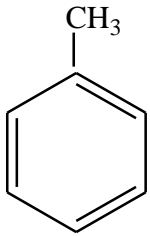
Exemples :



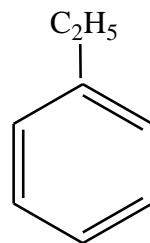
IV.11. Nomenclature des aromatiques



Benzène

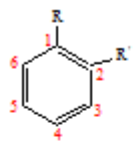


méthyl benzène

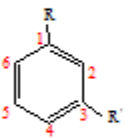


éthyl benzène

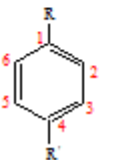
Benzène substitué



Position **ortho « o. »** R et R' sont en position 1,2

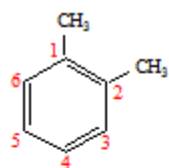


Position **méta « m. »** R et R' sont en position 1,3

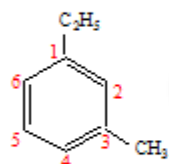


Position **para « p. »** R et R' sont en position 1,4

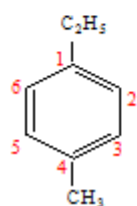
Exemple :



ortho diméthyl benzène (**o.**diméthyl benzène)



méta éthyl méthyl benzène
(**m.**éthylméthyl benzène)



para éthyl méthyl benzène
(**p.**éthyl méthyl benzène)

Conclusion générale

La chimie fournit des matériaux à la physique et à l'industrie, des modèles et des substrats à la biologie et à la pharmacologie, des propriétés et des procédés aux sciences et aux techniques.

Ce polycopié nous a permis de voir les notions de base de la chimie générale ainsi que la chimie organique. Il vise à aider l'étudiant à acquérir une méthodologie rigoureuse de traitement des problèmes et de bien assimiler les notions acquises dans le cours, en proposant des exemples et application pour chaque chapitre.

Nous espérons que ce polycopié sera un outil utile pour nos étudiants de mieux comprendre la chimie.

Références bibliographiques

Arnaud P ; Cours de Chimie générale, Dunod, **2013**.

Arnaud P ; Cours de chimie organique, Dunod, 19ème Edition, **2015**.

Baele P ; L'équilibre acide-base ; UCL St Luc, **1996**.

Bruice P ; l'essentiel de la chimie organique, pearson, 2ème édition, **2010**.

Chabanele M ; Liaisons chimiques et spectroscopie, Ellipses, Paris, **1991**.

Carey F.A, Sundberg R.J; Advanced organic chemistry, Plenum Press, 3ème edition, **1990**.

Fruchier A, Gautier C, Sard N ; Livre ENSEIGNER LA MOLECULE, Stéréochimie et spectroscopie, Broché, **2013**.

Girouard S, Lapierre D, Marrano C ; Chimie organique 1, Chenelière Education, 2ème édition **2019**.

Glinka N ; Chimie générale, tome II, Editions MIR-Moscou, **1981**.

Guymont M ; Cours chimie Structure de la matière Atomes, liaisons chimiques et cristallographie ; Editions Belin, **2003**.

Houma F, Chimie générale, Editions LAMINE - Alger, **1995**.

Le Coarer J ; Chimie « Le minimum à savoir »,. Edition EDP Sciences, **2003**.

March J ; Advanced organic chemistry, Wiley Interscience. Johnson, invitation à la chimie organique, De boek, 1ère Edition, **2003**.

Melania K ; Chimie Organique « Cours & Exercices corrigés »,. Edition ESTEM, **2004**.

Murry Mc, John M ; Chimie organique - les grands principes, Dunod, 2ème édition, **2000**.

Ouahès R, Dévallez B, Chimie générale, Editions OPU - Alger, **1993**.

Ouahes R, Chimie physique, Ellipses, **1995**.

Prelog V, Seebach D ; L'actualité chimique, **1983**.

Steven S ; Livre Chimie générale. Zumdahl. 2ème édition, **1999**.

[http://www.cea.fr/jeunes/themes/la_radioactivite/la_radioactivite.](http://www.cea.fr/jeunes/themes/la_radioactivite/la_radioactivite)

<http://biochimej.univangers.fr/Page2/COURS/6CoursDEUST/1RADIOACTIVITE/1Radioactivite.ht>

<http://spiralconnect.univ-lyon1.fr/spiral-files/download?mode=inline&data=7223257>

<https://www.alloprof.qc.ca/fr/elevés/bv/sciences/les-types-de-transformations-nucleaires-fission-s1119>