



المسيلة في: 2024/04/21

شهادة موافقة علمية على مطبوعة بيداغوجية

للأستاذة غرنوط زهية - أستاذ محاضر أ -

يشهد رئيس المجلس العلمي لكلية العلوم بجامعة محمد بوضياف بالمسيلة، أنه بعد الإطلاع على تقارير الخبرة الواردة من طرف الخبراء من صف الأستاذية:

- السيد مروش عبد الله ، أستاذ التعليم العالي بجامعة محمد بوضياف- المسيلة.

- السيد بن مخي لطفي أستاذ التعليم العالي بجامعة قسنطينة 1.

والمعينين طرف المجلس العلمي لكلية العلوم في الاجتماع المنعقد في دورته العادية يوم 2024/02/14 لإجراء الخبرة للمطبوعة البيداغوجية الخاصة بالأستاذة غرنوط زهية - أستاذة محاضر - أ- بقسم الكيمياء والمتعلقة بخبرة للمطبوعة البيداغوجية للمادة المعنونة بـ: «Chimie Générale et Organique» والمقررة في برنامج التكوين ليسانس، و المفتوح بقسم الجذع المشترك علوم الطبيعة والحياة، تمت الموافقة عليها شكلا ومضمونا.

رئيس المجلس العلمي لكلية العلوم



أ. د. بعزير حكيم

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE SCIENTIFIQUE
UNIVERSITE MOHAMED BOUDIAF - M'SILA
FACULTE DES SCIENCES
DEPARTEMENT DES TRONCS COMMUN SCIENCES DE LA NATURE ET DE LA VIE

N° d'ordre :



Polycopié de cours

CHIMIE GENERALE ET ORGANIQUE

Cours destiné aux étudiants de 1^{ière} année TC-SNV

Présenté par :

Dr. Zahia GHARNOUT

2024

AVANT PROPOS

Ce document pédagogique, fruit de quatre années d'enseignement, est principalement destiné aux étudiants de première année LMD Sciences de la Nature et de la Vie (SNV). Il s'adresse également à tous les étudiants des filières scientifiques souhaitant élargir leurs connaissances en chimie générale et organique.

Conforme au programme enseigné, ce manuel se divise en deux grandes parties : chimie générale et chimie organique, structurées autour de sept chapitres: cinq dans la première partie et deux dans la deuxième, avec des exercices corrigés dans chaque section.

Le premier chapitre, intitulé "Généralités", propose des rappels sur des notions fondamentales telles que la matière, l'atome, les isotopes, les molécules, la mole, le nombre d'Avogadro, les solutions et les concentrations.

Le deuxième chapitre aborde la stabilité des noyaux d'éléments et la radioactivité (naturelle et artificielle), en détaillant les différents types de radioactivités (α , β et γ), les réactions nucléaires, la loi de décroissance radioactive, etc.

Le troisième chapitre simplifie la structure électronique de l'atome, en présentant les nombres quantiques fournissant des informations précises sur l'état d'un électron, ainsi que les règles principales régissant cette structure.

Le chapitre IV traite de la classification périodique des éléments, expliquant le principe, la répartition du tableau périodique (lignes et groupes), les familles chimiques, ainsi que l'évolution et la périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments (le rayon atomique, l'énergie d'ionisation, l'affinité électronique et l'électronégativité).

Le cinquième chapitre se consacre à la liaison chimique, ses différents types, la structure de Lewis des atomes et des molécules, le moment dipolaire, et la géométrie des molécules selon la théorie de Gillespie ou VSEPR.

Le sixième chapitre explore la chimie organique, avec des détails sur les composés organiques, les fonctions, les groupes fonctionnels, l'étude des fonctions organiques et la nomenclature des molécules selon les règles de l'Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée (IUPAC).

Enfin, le dernier chapitre examine les mécanismes réactionnels en chimie organique, abordant des points tels que l'isomérisation, la stéréoisomérisation, les effets électroniques, et l'étude des mécanismes de réactions de base, comme l'addition (électrophile, nucléophile), l'élimination (E1 et E2), la substitution nucléophile (SN1 et SN2) et le réarrangement.

Table des matières

Chapitre I. Généralité	01
I.1. Matière	01
I.1.1. Définition	01
I.1.2. Changements d'état de la matière.....	01
I.1.3. Classification de la matière	02
I.2.4. Unité fondamentales de mesure de la matière	02
I.2. Notions de : atome, molécule, isotope, mole, nombre d'Avogadro, ...	03
I.2.1. Atome	03
I.2.2. Molécule.....	04
I.2.3. Isotopes et masse moyenne	04
I.2.4. Mole.....	06
I.2.5. Nombre d'Avogadro	06
I.2.6. Masse molaire	07
I.2.7. Volume molaire.....	07
I.3. Solutions en chimie.....	08
I.3.1. Définition.....	08
I.3.2. Concentration d'une solution.....	08
I.3.3. Dilution d'une solution.....	12
I.4. Exercices.....	13
I.5. Solution des exercices.....	14
Chapitre II. Stabilité des noyaux et Radioactivité	16
II.1. Stabilité des noyaux : Energie de liaison et Energie de cohésion.....	16
II.1.1. Energie de liaison (E_L).....	16
II.1.2. L'énergie de cohésion (E_{coh})	16
II.1.3. Stabilité du noyau : Energie de cohésion par nucléon-Courbe d'Aston.....	17
II.2. Radioactivité.....	18
II.2.1. Introduction	18
II.2.2. Types de radioactivité.....	19
II.2.3. Loi de désintégration radioactive	22
II.2.4. Quelques applications de la radioactivité	24
II.3 .Exercices.....	25
II.4. Solution des exercices.....	26
Chapitre III. Configuration électronique des atomes	28
III.1. Les nombres quantiques.....	28
III.1.1. Nombre quantique principal : n	28
III.1.2. Nombre quantique secondaire : l.....	28
III.1.3. Nombre quantique magnétique : m.....	29
III.1.4. Nombre quantique de Spin: (S ou m_s).....	29
III.2. Configuration électronique des atomes.....	30
III.2.1. Principe d'exclusion de Pauli.....	30
III.2.2. Règle de remplissage de Hund : (règle de spin maximal).....	31
III.2.3. Principe de stabilité ou règle de Kelechkowski :	31
III.3. Exercices.....	36
III.4. Solution des exercices.....	37

Chapitre IV. Classifications périodiques	38
IV.1. Introduction.....	38
IV.2. Présentation du tableau périodique.....	38
IV.2.1. Couche de valence et Électrons de valence.....	39
IV.2.2. Période et groupe d'un élément chimique.....	40
IV.3. Familles des éléments chimiques.....	44
IV.3.1. Les métaux.....	44
IV.3.2. Les non métaux.....	45
IV.3.3. Les métalloïdes	45
IV.4. Ion plus stable d'un élément chimique	46
IV.4.1. Cas des éléments du bloc s.....	46
IV.4.2. Cas des éléments du bloc p.....	47
IV.4.3. Cas des éléments du bloc d	47
IV.5. Evolution et périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments.....	48
IV.5.1. Rayon atomique (ra).....	48
IV.5.2. Energie d'ionisation d'un atome (Ei).....	49
IV.5.3. Affinité électronique (Ae).....	52
IV.5.4. Électronégativité (En ou χ)	52
IV.6. Exercices.....	53
IV.7. Solution des exercices.....	54
Chapitre V. Liaisons chimiques	58
V.1. Introduction.....	58
V.1.1. Définition.....	58
V.1.2. Valence d'un atome.....	58
V.1.3. Règle de l'Octet	59
V.2. Représentation de la liaison chimique : Modèle ou diagramme de Lewis.....	59
V.2.1. Représentation de Lewis pour les atomes	59
V.2.2. Diagramme de Lewis des molécules.....	60
V.2.3. Méthode générale de la construction du diagramme de Lewis	60
V.3. Types des liaisons chimiques	63
V.3.1. Liaisons fortes	63
V.3.2. Liaisons faibles.....	66
V.4. Polarisation des liaisons	67
V.4.1. Molécules polaires et non polaires	67
V.4.2. Moment dipolaire.....	68
V.4.3. Caractère ionique d'une liaison covalente.....	69
V.5. Hybridation des orbitales atomiques.....	69
V.5.1. Hybridation sp^3 : (Tétraгонаle)	69
V.5.2. Hybridation sp^2 : (Trigonale).....	71
V.5.3. Hybridation sp (Linéaire).....	71
V.5.4. Hybridation sp^d	72
V.6. Géométrie des molécule: Théorie de VSEPR.....	74
V.7. Exercices.....	75
V.8. Solution des exercices.....	76
Chapitre VI: Composés organiques, Formules, Fonctions, Nomenclature.....	79
VI.1. Composés organiques.....	79
VI.1.1 Définition.....	79
VI.1.2. Formules des composés organiques	80

VI.1.3. Classification des atomes de carbone	81
VI.1.4. Nombre d'insaturation ou degré d'insaturation	81
VI.2. Grandes classes des composés organiques	83
VI.2.1. Hydrocarbures : (C _x H _y).....	83
VI.2.2. Hydrocarbures aromatiques	83
VI.2.3. Composés fonctionnels.....	83
VI.3. Fonctions, groupes fonctionnels.....	84
VI.3.1. Définition.....	84
VI.3.2. Fonctions principales.....	85
VI.3.3. Valence d'une fonction chimique.....	85
VI.3.4. Classement des fonctions principales.....	86
VI.4. Nomenclature des composés fonctionnels.....	87
VI.4.1 Règles systématiques de nomenclature des composés organiques.....	87
VI.4.2. Procédure de nomination d'un composé organique.....	88
VI.5. Etude des fonctions organique.....	88
VI.5.1. Hydrocarbures saturés : Alcanes.....	88
VI.5.2. Hydrocarbures insaturés: alcènes et alcyne.....	90
VI.5.3. Dérivés halogénés: «R-X».....	91
VI.5.4. Halogénures: « R-M ».....	91
VI.5.5. Alcools: « R-OH ».....	91
VI.5.6. Aldéhydes : «R-CHO».....	91
VI.5.7. Cétones : « R-CO-R' ».....	92
VI.5.8. Acides carboxyliques: « R-COOH ».....	92
VI.5.9. Esters: « R-COO-R' ».....	93
VI.5.10. Anhydrides: « RCOOOCR' ».....	93
VI.5.11. Amines : « R-NH ₂ ».....	93
VI.5.12. Amides: « R-CO-NH ₂ ».....	94
VI.5.13. Nitriles: « R-C $\equiv$ N ».....	95
VI.6. Exercices.....	95
V.7. Solution des exercices.....	96
Chapitre VII: Mécanismes réactionnels en chimie organique	97
VI.1. Isoméries et Stéréo-isomérie.....	97
VI.1.1. Isomérie plane ou isomérie de constitution.....	97
VI.1.2. Stéréochimie ou stéréo-isomérie	98
VII.2. Effets électroniques dans les molécules	107
VII.2.1. Rappel : Polarité et polarisabilité des liaisons.....	107
VII.2.2. Effet inductif	109
VII.2.3. Effet mésomère (résonnance).....	110
VII.2.4. Mésonérie et formes limites	111
VII.2.5. Application des effets électroniques.....	113
VII.3. Principales réactions en chimie organique et leurs mécanismes.....	118
VII.3.1. Réactions d'Addition.....	118
VII.3.2. Réactions d'élimination.....	122
VII.3.3. Réactions de Substitution	124
VII.3.4. Réactions de réarrangement (ou transposition).....	126
VII.4. Exercices.....	128
VII.5. Solution des exercices.....	129
VIII. Références bibliographiques	132

Chapitre I:

Généralité

La chimie est une discipline scientifique qui se consacre à l'étude de la matière, de ses transformations, ainsi qu'à la compréhension des propriétés physiques, chimiques et dynamiques des substances qui la constituent. De ce fait, il est nécessaire tout d'abord d'acquérir certaines notions fondamentales telles que la matière, l'atome, la molécule, la mole, la solution, ect., afin de développer une compréhension approfondie de la science chimique.

I.1. La matière

I.1.1. Définition

Tout objet ayant une masse et occupant un volume dans l'espace est considéré comme une matière. Cette matière est formée d'entités microscopiques appelées : atomes et molécules. Les molécules, en particulier, sont des espèces chimiques qui se forment par l'association d'au moins deux atomes. Ainsi, L'identification de la nature d'un échantillon de matière repose sur l'agencement et la combinaison des atomes et des molécules qui le constituent.

D'autre part, La matière existe principalement sous trois états physiques différents: solide, liquide et gaz.

- **État solide** : La matière dans cet état possède un volume et une forme déterminés.
- **État liquide** : La matière dans cet état possède un volume déterminé mais aucune forme fixe; elle prend la forme de son contenant.
- **État gazeux** : La matière dans cet état n'a ni volume ni forme définis ; elle prend le volume et la forme de son contenant.

I.1.2. Changements d'état de la matière

Ces changements d'état de la matière sont des transformations physiques significatives. Ils surviennent à des températures constantes spécifiques qui sont caractéristiques de chaque substance.

Exemples: Température de fusion de l'eau: 0 °C, Température de fusion du cuivre: 1084 °C.

Ces valeurs représentent les températures spécifiques auxquelles la matière subit un changement d'état, passant de l'état solide à l'état liquide, et sont caractéristiques de chaque substance.

Selon des conditions extérieures : température et pression, une même substance peut exister sous trois états distincts : solide, liquide ou gazeuse. Le passage de l'état solide à l'état liquide s'opère par fusion, de l'état liquide à l'état gazeux par évaporation, et de l'état solide à l'état gazeux par sublimation. Ces transformations sont représentées dans la figure I.1.

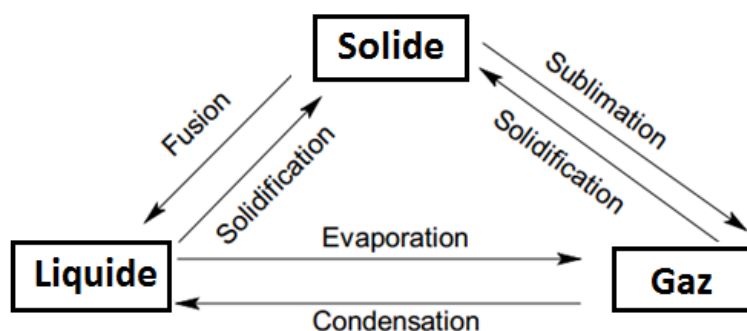


Figure I.1 : Schéma illustrant les changements d'état de la matière.

I.1.3. Classification de la matière

La matière peut être classée en différentes catégories, notamment sous forme de **corps purs** : simples ou composés, ou de **mélanges** : homogènes ou hétérogènes. Cette classification permet de distinguer les différentes manifestations de la matière en fonction de leur composition et de leur homogénéité.

Les corps purs sont définis par leurs caractéristiques physiques telles que : la température de fusion, la température d'ébullition, la masse volumique, l'indice de réfraction, etc., ainsi que leurs propriétés chimiques. Ils se divisent en deux catégories :

- **Corps purs simples** : sont formées de molécules composées d'un seul type d'atome, telles que : le Cuivre (Cu), le Fer (Fe), le dihydrogène (H_2), le dioxygène (O_2), etc.
- **Corps purs composés** : sont constitués de molécule dont les atomes diffèrent, à l'exemple de l'eau (H_2O), le chlorure de sodium (NaCl), le dioxyde de carbone (CO_2), etc.

Les mélanges se caractérisent par la diversité des molécules qu'ils renferment, qu'il s'agisse de corps simples ou composés. Ils se classent en deux catégories distinctes :

- **Mélanges homogènes** : présentent un aspect uniforme et des propriétés identiques en tous leurs points. Dans ces mélanges, il est impossible de discerner plusieurs constituants, car ils forment une unique phase. Des exemples incluent l'eau salée ou sucrée (solutions), l'acier (alliages), etc.
- **Mélanges hétérogènes** : présentent des parties distinctes visibles à l'œil nu ou au microscope, avec des aspects différents (deux ou plusieurs phases). Un exemple de mélange hétérogène est celui d'eau et d'huile, ou encore de l'eau naturelle non filtrée.

I.1.4. Unité fondamentales de mesure de la matière

Les grandeurs physiques principales liées à la mesure de la matière, ainsi que leurs unités correspondantes, sont regroupées dans le tableau I.1.

Tableau I.1: Unité fondamentales de mesure de la matière

Grandeur physique	Unité	Symbole
Longueur	mètre	m
Volume	Litre	L
masse	Kilogramme	Kg
Température	Kelvin	K°
Temps	Seconde	S
Courant électrique	Ampère	A
Quantité de matière	Mole	mol

I.2. Notions de : atome, molécule, isotope mole, nombre d'Avogadro, ...

I.2.1. Atome

Le terme "atome" dérive du mot grec "**atomos**", signifiant indivisible et insécable.

L'atome est considéré comme la plus petite particule de la matière, indivisible, avec une masse d'environ 10^{-26} kg et un rayon d'environ 1 Ångström. La masse de l'atome est assimilée à celle du noyau, étant donné que la masse des électrons est très petite et par conséquent négligeable (voir tableau I.2).

a) Structure de l'atome

Rutherford a démontré, en 1911, que l'atome est essentiellement vide, avec un noyau au centre autour duquel gravitent les électrons. Il est constitué de trois particules élémentaires de très petite dimension : les électrons (découverts par Thomson en 1879), les protons (découverts par Rutherford en 1918) et les neutrons (découverts par Chadwick en 1932) qui eux-mêmes sont formés de quarks. Les deux premières particules se trouvent dans le noyau. Ainsi, L'atome est donc formé de deux parties distinctes :

- Le noyau, composé de nucléons, terme regroupant à la fois les protons (chargés positivement) et les neutrons (électriquement neutres), donnant ainsi au noyau une charge globalement positive.
- Le cortège électronique, constitué d'électrons chargés négativement en mouvement autour du noyau.

L'atome est donc électriquement neutre, cette neutralité résultant de l'équilibre des charges entre les protons présents dans le noyau et les électrons orbitant autour de celui-ci. La figure I.2 illustre le modèle de Rutherford pour représenter l'atome.

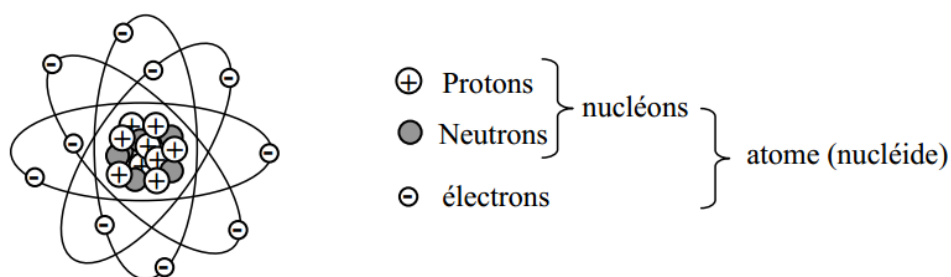


Figure I.2 : Représentation schématique de l'atome selon le modèle de Rutherford

Les informations spécifiques concernant les trois particules fondamentales de l'atome (électrons, protons et neutrons) sont présentées dans le tableau I.2.

Tableau I.2 : Caractéristique des particules fondamentales de l'atome

Particule	Symbole	Charge électrique (C)	Masse (kg)
Proton	${}^1_1\text{P}$ (${}^1_1\text{H}$)	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	$1,6726 \cdot 10^{-27}$
Neutron	${}^1_0\text{n}$	0	$1,6749 \cdot 10^{-27}$
Electron	${}^{-1}_0\text{e}$	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	$9,1094 \cdot 10^{-31}$

b) Représentation symbolique de l'atome

Conventionnellement, un atome est représenté par un symbole, généralement une lettre ou un groupe de deux lettres (par exemple : O, Al,...), accompagné du nombre de masse A (en haut à gauche) et du nombre de charge Z (en bas à gauche), noté ${}^A_ZX$.

Où : **Z** : représente le nombre de protons, également appelé le **numéro atomique**

A : le nombre de nucléons, c'est-à-dire la somme du nombre de protons (Z) et du nombre de neutrons (N) présents dans le noyau, également connu sous le nom de **nombre de masse** ($A = Z + N$). Ainsi, on peut déduire que le **nombre de neutrons N** est égal à $A - Z$.

Exemple :

L'atome de fer (${}^{56}_{26}Fe$) possède 26 protons ($Z = 26$), ce qui implique la présence de 26 électrons dans le noyau.

Le nombre de masse A est égal à 56, indiquant ainsi la présence de 56 nucléons, et par conséquent, le nombre de neutrons (N) dans le noyau est de $56 - 26 = 30$.

Il est important de noter que l'atome est électriquement neutre. Cette neutralité électrique résulte de la somme des charges (positives des protons et négatives des électrons) est nulle.

❖ *Si la somme des charges (noté q) s'annule pas ($q \neq 0$), donc il s'agit d'un ion.*

Un Ion : est un atome ou une molécule qui porte une charge électrique. Il provient d'un atome ou d'une molécule neutre qui a soit perdu un ou plusieurs électrons (cation), soit gagné un ou plusieurs électrons (anion).

Un ion est représenté généralement par le symbole : ${}^A_ZX^q$

où : q est la charge totale portée par l'élément.

Exemples : H^+ , O^{2-} , Fe^{2+} , NH_2^-

Il est important de noter que :

Un ion obtenu suite à une perte d'électron(s) est nommé cation (ex : $Na \rightarrow Na^+ + 1e^-$), alors que cel obtenu suite à un gain d'électron(s) est nommé anion (ex : $Cl + 1e^- \rightarrow Cl^-$).

I.2.2. Molécule

Une molécule est un ensemble d'atomes liés entre eux par des liaisons chimiques. Ces atomes peuvent être identiques (formant des molécules d'éléments, comme : l'oxygène diatomique O_2) ou différents (formant des molécules composées, comme l'eau H_2O).

I.2.3. Isotopes et masse moyenne

Les isotopes sont des ensembles atomes d'un même élément chimique X, caractérisés par des noyaux ayant le même nombre de protons (Z) et d'électrons, mais présentant des nombres de masse A différents (A' , A'' , etc.), c'est-à-dire ils diffèrent par le nombre de neutrons (N) dans leur noyau. Bien que ces isotopes possèdent des propriétés chimiques similaires en raison de leur

configuration électronique identique, leurs masses nucléaires distinctes peuvent influencer certaines propriétés physiques.

Exemples : (^1_1H ; ^2_1H ; ^3_1H), ($^{16}_8\text{O}$; $^{17}_8\text{O}$; $^{18}_8\text{O}$), ($^{35}_{17}\text{Cl}$; $^{37}_{17}\text{Cl}$), ...

Il est important de noter que dans la nature, la plupart des éléments existent sous forme de mélanges d'isotopes. Le tableau I.3 regroupe quelques exemples d'éléments et de leurs isotopes associés.

Tableau I.3 : Quelques exemples d'isotopes naturels, leurs abondances et masses.

Elément	Symbole	Abondance (%)	Masse (uma)
Hydrogène	^1_1H	99,98	1,0078
Deutérium	^2_1H (ou D)	0,015	2,0140
Tritium	^3_1H (ou T)	*radioactif	3,0160
Carbone-12	$^{12}_6\text{C}$	98,89	12,0000
Carbone-13	$^{13}_6\text{C}$	1,108	13,0034
Chlore-35	$^{35}_{17}\text{Cl}$	75,77	34,9689
Chlore-37	$^{37}_{17}\text{Cl}$	24,23	36,9659

Ces chiffres sont approximatifs et peuvent varier légèrement en fonction de la source. Les abondances sont généralement données en pourcentage d'occurrence dans la nature.

Ainsi, la masse d'un atome X, qui possède n isotopes, est généralement égale à la moyenne des masses des différents isotopes qui le composent, en prenant en compte leurs proportions respectives. Cette moyenne est calculée en utilisant la formule suivante :

$$M = \frac{\sum M_i x_i}{100}$$

où : - M: Masse atomique de l'atome X

- M_i : Masse atomique de l'isotope i

- x_i : Abondance de l'isotope i en pourcentage (tel qu'il apparaît dans la nature).

Cette masse moyenne est également connue sous le nom de : masse naturelle, masse du mélange isotopique ou encore masse réelle. Elle permet de prendre en considération les différentes masses des isotopes et leurs proportions relatives pour obtenir une valeur représentative de la masse de l'atome X dans des conditions naturelles.

Ainsi, il y a une deuxième équation permet de relier les abondances des isotopes eux-mêmes:

$$\sum x_i = 100\%.$$

Exemple :

Dans le cas du chlore naturel ($^{35}_{17}\text{Cl}$), les abondances de isotopes : $^{35}_{17}\text{Cl}$ et $^{37}_{17}\text{Cl}$ sont respectivement 75% et 25%. Donc, la masse atomique moyenne est :

$$M_{Cl} = \frac{(35 \times 75) + (37 \times 25)}{100} = 35,5 \text{ uma}$$

Remarque:

Il est nécessaire de savoir que :

- Des nucléides ayant un nombre de neutrons (N) identique sont désignés comme isotones.

Exemples : ($^{40}_{20}\text{Ca}$, $^{39}_{19}\text{Ca}$), ($^{13}_6\text{O}$, $^{14}_7\text{N}$)

- Des nucléides ayant un nombre de masse (A) identique sont désignés comme isobares.

Exemples : ($^{14}_6\text{C}$, $^{14}_7\text{N}$), ($^{59}_{28}\text{Ni}$, $^{59}_{27}\text{Co}$), ($^{40}_{20}\text{Ca}$, $^{40}_{19}\text{K}$)

I.2.4. Mole

La mole représente la quantité de matière dans un système contenant N entités identiques. Pratiquement, ce nombre N, également noté N_A , est connu sous le nom de nombre d'**Avogadro** et il est d'environ **6,023 10²³** mol⁻¹. Ainsi, la mole est également définie comme le nombre d'atomes de carbone présents dans 12 g de carbone-12. Cette définition s'applique à toutes les entités élémentaires telles que: les atomes, les particules (électrons, protons, etc.), les molécules et les ions.

Remarque :

Pour déterminer le nombre d'atomes contenu dans 12 g de carbone 12, nous pouvons utiliser la relation entre la masse, le nombre de moles et le nombre d'entités dans un système. Connaissant que : la masse molaire est la masse d'une mole de cette substance et la masse d'un atome de carbone 12 est de $1,99 \cdot 10^{-26}$ Kg.

1mole contient $\rightarrow$ 12 g contient $\rightarrow$ N atomes de ^{12}C

$1,99 \cdot 10^{-23}\text{g} \rightarrow$ 1 atome

12 g de $^{12}\text{C} \rightarrow$ N atomes de $^{12}\text{C} \Rightarrow$ N atomes de $^{12}\text{C} = \frac{12}{1,99 \cdot 10^{-23}} = 6,023 \cdot 10^{23}$ atomes.

Ce nombre ($6,023 \cdot 10^{23}$), qui est équivalent à une mole, est une constante fondamentale en chimie qui facilite les calculs liés aux quantités de matière à l'échelle atomique.

$$1 \text{ mole} = \frac{12\text{g}}{1,9926 \times 10^{-23}\text{g}} = 6,023 \times 10^{23} \text{ atomes}$$

Ainsi, une mole d'atome correspond à $6,023 \cdot 10^{23}$ atomes et une mole d'électrons correspond également à $6,023 \cdot 10^{23}$ électrons.

I.2.5. Nombre d'Avogadro

Le nombre d'Avogadro (N_A) est effectivement défini comme le nombre d'atomes dans une mole ; sa valeur est environ $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes/mol. Ainsi, La relation entre le nombre d'entités (N), la quantité de matière (n), et le nombre d'Avogadro est exprimée par la formule :

$$N = n \times N_A$$

Cette relation est fondamentale en chimie pour effectuer des calculs liés aux quantités de matière à l'échelle microscopique.

I.2.6. Masse molaire

a) Masse molaire atomique

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes d'un élément, car les masses atomiques individuelles sont toutes extrêmement petites ; entre 10^{-24} et 10^{-26} kg.

L'unité de masse atomique est définie comme la masse de $\frac{1}{12}$ de l'atome de carbone -12.

$$1 \text{uma} = \frac{1}{12} m({}^{12}_6\text{C}) = \frac{1}{12} \frac{M({}^{12}_6\text{C})}{N_A} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = 1,6605 \times 10^{-24} \text{g}$$

Exemple :

Calcul de la masse molaire de :

- Masse molaire l'hydrogène: $M(\text{H}) = m(\text{atome d'H}) \times N_A = 1,674 \times 10^{-24} \text{g} \times N_A = 1,0079 \text{ g/mol}$.
- Masse molaire de l'oxygène: $M(\text{O}) = m(\text{atome d'O}) \times N_A = 2,657 \times 10^{-23} \text{g} \times N_A = 16 \text{ g/mol}$.
- Masse molaire du sodium : $M(\text{Na}) = m(\text{atome du Na}) \times N_A = 3,8 \times 10^{-23} \times 6,023 \times 10^{23} \approx 23 \text{ g/mol}$.

Ainsi, on peut exprimer la masse molaire atomique comme la masse d'un seul atome (en g/mol) multipliée par la constante d'Avogadro (N_A).

$$\text{Masse molaire atomique} = \text{masse d'un seul atome (g/mol)} \times N_A$$

b) Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une espèce chimique représente la masse d'une mole de molécules de cette espèce et équivaut à la somme des masses molaires atomiques des atomes constituant la molécule.

Exemples:

Masse molaire de l'eau (H_2O) : $M(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{O}) + 2 M(\text{H}) = 16 + 2 \times 1 = 18 \text{ g/mol}$.

Masse molaire du dioxyde de carbone (CO_2) : $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 M(\text{O}) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44 \text{ g/mol}$.

c) Masse molaire d'un ion :

La masse molaire d'un ion est la masse d'une mole d'ions identiques. Étant donné que les électrons ont une masse très faible par rapport aux nucléons (neutrons et protons), la charge d'un ion n'est pas prise en compte lors du calcul de sa masse molaire.

Exemples : $M(\text{H}^+) = M(\text{H}) = 1,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}^-) = M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$.

$M(\text{NO}_3^-) = M(\text{N}) + 3M(\text{O}) = 14,0 + 3 \times 16,0 = 62,0 \text{ g/mol}$.

I.2.7. Volume molaire: V_m

On définit pour les liquides et les gaz, en plus de la masse molaire, le volume molaire noté V_m . Il représente le volume occupé par une mole d'une espèce chimique et il s'exprime en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Le volume molaire d'un gaz est indépendant de la nature du gaz et est égal à $22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ aux conditions normales ($P = 1 \text{ atm}$, $T = 0^\circ \text{C}$).

Ainsi, pour un nombre de moles n , le volume V peut être calculé à l'aide de la formule :

$$V = V_m \times n$$

Avec : V : est le volume de la substance (L), n : est la quantité de matière (mole) et V_m : le volume molaire ($\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$).

Exemple :

1 mol de H_2O gaz occupe 22,4 L (CN: $P = 1\text{atm}$, $T = 0^\circ\text{C}$) ; 1mol de H_2O liq (soit 18g) occupe 18 ml.

I.3. Solutions en chimie

I.3.1. Définition

Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs constituants, à savoir le solvant et le(s) soluté(s), pouvant se trouver dans une phase liquide, gazeuse, ou solide. Si le solvant est l'eau, le mélange homogène est appelé une **solution aqueuse**.

$$\text{Solution} = \text{solvant} + \text{soluté}$$

- **Le solvant** est une substance liquide ayant la capacité de dissoudre d'autres substances.
- **Le soluté** est une espèce chimique, qu'elle soit moléculaire ou ionique, qui se dissout dans le solvant.

Dans une solution, la quantité de solvant est toujours supérieure à celle du soluté.

I.3.2. Concentration d'une solution

La concentration d'une solution, une grandeur mesurée avec des unités spécifiques, permet de déterminer la proportion des solutés par rapport à celle du solvant. Selon l'unité choisie, on distingue plusieurs types de concentrations, notamment : la molarité (C), le titre massique (T), la molalité (M), la normalité (N), ainsi que les fractions molaires et massiques.

a) Concentration molaire ou Molarité: (C_M ou M)

La concentration molaire d'une espèce chimique présente en solution est définie comme la quantité de matière, exprimée en nombre de moles, de soluté par litre de solution.

$$C_M (\text{mol/L}) = \frac{\text{quantité de matière de soluté}}{\text{volume de solution}} = \frac{n (\text{mol})}{V (\text{L})}$$

Exemple :

Une solution de concentration 0,1M contient 0,1 mole de soluté par litre de solution.

b) Concentration massique ou concentration pondérale: (C_m)

La concentration massique, notée C_m , représente la masse de soluté dissous dans un litre de solution. Elle est exprimée en grammes par litre, (unité : g/L).

$$C_m (\text{g/L}) = \frac{\text{masse de soluté}}{\text{volume de solution}} = \frac{m (\text{g})}{V (\text{L})}$$

De plus, il existe une relation entre la concentration massique (C_m) et la concentration molaire (C_M) tel que :

$$C_m = \frac{m}{V}, \text{ avec } m = M \times n \text{ donc :}$$

$$C_m = \frac{M \times n}{V} = C_M \times M$$

Exemple :

Calculer la quantité d'ions calcium contenue dans un verre d'eau de 150 mL, sachant que la concentration massique (C_m) des ions calcium dans l'eau minérale est 486 mg/L.

Nous pouvons utiliser la relation suivante : Quantité de soluté = $C_m \times V$

La concentration molaire des ions calcium dans cette eau [Ca^{2+}]:

$$[Ca^{2+}] = \frac{C_m}{M_{Ca^{2+}}} = \frac{486 \cdot 10^{-3}}{40,1} = 1,21 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

La quantité d'ions calcium se déduit du résultat précédent, connaissant le volume de la solution :

$$[Ca^{2+}] = \frac{n_{Ca^{2+}}}{V_{solution}} \Rightarrow n_{Ca^{2+}} = [Ca^{2+}] \times V_{solution}$$

$$\Rightarrow n_{Ca^{2+}} = 1,21 \cdot 10^{-2} \times 150 \cdot 10^{-3} = 1,82 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

c) Molalité

La molalité (concentration molale) représente la quantité de soluté, exprimée en mole, par unité de solvant, exprimée en kilogramme. Elle s'exprime en mole par kilogramme (unité: mol/kg).

$$\text{Molalité} \left(\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right) = \frac{\text{nombre de masse de soluté}}{\text{masse du solvant}} = \frac{n_{\text{soluté}} (\text{mol})}{m_{\text{solvant}} (\text{kg})}$$

Exemple :

Considérons une solution d'acide nitrique (HNO_3), préparée en dissolvant 12,6 g de soluté dans 50 mL d'eau. Calculer la molalité de cette solution.

Solution:

Masse de solvant : 50 g = 0,05 kg ; ($\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/ml}$)

Nombre de mole de soluté : $n = \frac{12,6 \text{ g}}{63 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mol}$

$$\text{Molalité} = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,05 \text{ kg}} = 4 \text{ mol/kg}$$

d) Concentration normale ou Normalité: (N)

La normalité (ou concentration normale) exprime le nombre d'équivalents-grammes de soluté par litre de solution. Ainsi, l'équivalent-gramme est la quantité de substance contenant une mole des particules considérées (H^+ , OH^- , e^- , etc.). L'unité de la normalité est eq/L ou eq/mL.

$$N (\text{eq.g.L}^{-1} \text{ ou } N) = \frac{\text{équivalent gramme de soluté}}{\text{litre de solution}} = \frac{n_{eq}}{V (L)}$$

Avec :

$n_{eq.g}$: nombre d'équivalent-gramme

De plus, il existe une relation entre la normalité (N) et la molarité (C ou M) tel que :

$$N \text{ (eq.g.L}^{-1} \text{ ou N)} = Z \times C$$

Avec : Z est le nombre de charge : H^+ , OH^- ou e^- .

- **Dans le cas d'un acide** : c'est le nombre de moles de H^+ par litre de solution.

Exemples : Dissociation de l'acide sulfurique $H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$

1 mol $\rightarrow$ 2 équivalents

Si $[H_2SO_4] = C$ on aura $N = 2C$

$H_3PO_4 \rightarrow 3H^+ + PO_4^{3-}$ si $[H_3PO_4] = C$ on aura $N = 3C$

0,1M 0,3 M de H^+ ou 0,3 M de PO_4^{3-} ou 0,3 équivalent

- **Dans le cas d'une base** : c'est le nombre de moles de OH^- par litre de solution.

$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$ Si $[KOH] = C$ on aura $N = C$

$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2 OH^-$ si $[Ba(OH)_2] = C$ on aura $N = 2 C$

- **Dans le cas d'un sel** : $BaCl_2 \rightarrow 2 Cl^- + Ba^{2+}$

0,1M est équivalent à une normalité de 0,2 N

D'une façon générale : $A_m B_n \rightarrow m A^{Z^+} + n B^{Z^-}$, ($nZ^- = mZ^+$), $N = M \times mZ^+ = M \times nZ^-$

- **Dans le cas d'une réaction d'oxydo-réduction** : Z correspond au nombre d'électron mis en jeu

Exemple : $MnO_4^- + 5e^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_2O$ si $[MnO_4^-] = C$ on aura $N = 5 C$

e) Fraction molaire (ou massique) d'un constituant i

• **La Fraction molaire, noté X_i** , est le rapport du nombre de moles du constituant "i" sur le nombre de moles total (n_{tot}) de tous les constituants présents dans la solution. Donc, c'est une grandeur sans dimensions.

$$X_i = \frac{n_i}{n_{tot}} \quad \text{avec} \quad \sum X_i = 1$$

Dans le cas d'une solution composée de deux éléments, le soluté (A) et le solvant (B), les expressions pour les fractions molaires sont les suivantes :

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad \text{et} \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

Avec, dans toute la solution : $X_A + X_B = 1$

- **La fraction massique, noté w_i** , du composant i est le rapport de la masse m_i de ce composant à la masse (m_{tot}) du mélange.

$$w_i = \frac{m_i}{m_{tot}} \quad \text{avec} \quad \sum w_i = 1$$

Ainsi, il existe une relation entre la fraction massique (W_i) et la fraction molaire (X_i) tel que :

$$w_i = \frac{m_i}{m_{tot}} = \frac{X_i M_i}{M}$$

où M et M_i représentent respectivement la masse molaire moyenne du mélange et du constituant i .

Exemple :

Calculer la fraction massique et molaire de l'oxygène (0,5 mol) mélangé avec l'azote (0,7 mol).

Solution :

On calcul d'abord la masse de l'oxygène et de l'azote :

$$m_{O_2} = n_{O_2} \times M_{O_2} = 0,5 \times 32 = 16 \text{ g}$$

$$m_{N_2} = n_{N_2} \times M_{N_2} = 0,7 \times 28 = 19,6 \text{ g}$$

La fraction massique de l'oxygène :

$$w_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{m_{tot}} = \frac{16}{35,5} \Rightarrow w_{O_2} = 0,45$$

La fraction molaire de l'oxygène :

$$X_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{tot}} = \frac{0,5}{1,2} \Rightarrow X_{O_2} = 0,41$$

❖ **Masse volumique :**

La masse volumique d'un matériau, notée ρ , est définie comme le rapport entre la masse de ce matériau et le volume qu'il occupe à une température donnée ; exprimée en g.cm^{-3} ou kg.m^{-3} .

$$\rho = \frac{\text{masse de la solution}}{\text{volume de la solution}} = \frac{m}{V}$$

Exemple :

Déterminer la masse volumique de l'eau, sachant que 1 cm^3 de celle-ci a une masse de 1 g :

$$\rho_{\text{eau}} = \frac{m}{V} = \frac{1}{1} = 1 \text{ g.cm}^{-3} = 1 \text{ g.ml}^{-1}$$

❖ **Densité :**

La densité d'une substance, notée d , est une grandeur physique sans dimension (sans unité), dépendant uniquement de la température. Elle est donnée par la relation :

$$d = \frac{\text{masse volumique de solution}}{\text{masse volumique de référence}} = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{référence}}}$$

où ρ est la masse volumique exprimée en g/cm^3 . Le corps de référence pour les liquides et les solides est l'eau, pour les gaz c'est l'air.

➤ **Cas d'un solide ou liquide :**

Dans le cas d'un solide ou d'un liquide, la densité d'un corps par rapport à l'eau est définie comme le rapport de la masse d'un certain volume de ce corps sur la masse volumique de l'eau.

$$d = \frac{\text{masse volumique de solution}}{\text{masse volumique de l'eau}} = \frac{\rho_{\text{solution}} (\text{g/cm}^3)}{\rho_{\text{eau}} (\text{g/cm}^3)} ; \rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/cm}^3$$

La valeur de d est égale à celle de ρ_{corps} puisque $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/cm}^3$.

Si $d < 1$, le corps **est moins** "lourd" que le corps de référence, il flotte.

Si $d > 1$, le corps **est plus** "lourd" que le corps de référence, il précipite ou coule.

➤ **Cas d'un gaz :**

Dans le cas d'un gaz, la densité d'un gaz par rapport à l'air est le rapport de la masse d'un certain volume de ce gaz sur la masse du même volume d'air dans les mêmes conditions de température et de pression ($P = 1 \text{ atm}$ et $T = 0^\circ\text{C}$).

$$d = \frac{\text{masse volumique du gaz}}{\text{masse volumique de l'air}} = \frac{\rho_{\text{gaz}} (\text{g/cm}^3)}{\rho_{\text{air}} (\text{g/cm}^3)} = \frac{M_{\text{gaz}}}{29}$$

I.3.3. Dilution d'une solution

La dilution d'une solution implique la création d'une nouvelle solution moins concentrée que la solution initiale en ajoutant du solvant. La solution initiale est appelée solution mère, et la solution diluée est appelée solution fille.

Au cours de la dilution, la quantité de matière de l'espèce chimique dissoute reste constante :

$$n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}} \text{ avec } n_{\text{mère}} = C_0 V_0 ; n_{\text{fille}} = C_1 V_1 \text{ donc } C_0 V_0 = C_1 V_1$$

De plus, le facteur de dilution (F) est défini comme: $C_{\text{mère}} = F \times C_{\text{fille}}$, ce qui conduit à l'expression :

$$F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{prélevé}}}$$

Exemple :

Afin de préparer un volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ d'une solution fille d'hydroxyde de potassium de concentration $C_1 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$, à partir d'une solution d'hydroxyde de potassium mère de concentration $C_0 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$, il est nécessaire de déterminer le volume V_0 de la solution mère.

Cette quantité peut être calculée en utilisant l'équation :

$$n_0 = n_1 \text{ donc } C_0 V_0 = C_1 V_1 \Rightarrow V_0 = \frac{C_1 \times V_1}{C_0} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \times 100 \cdot 10^{-3}}{5,0 \cdot 10^{-2}}$$

$$\Rightarrow V_0 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 5,0 \text{ mL}$$

Il est donc nécessaire de prélever 5,0 mL de la solution mère et de les diluer à 100 mL .

I.4. Exercices

Exercice 1 :

On considère un atome dont le noyau contient 30 neutrons. Son noyau a une charge égale à $4,0 \cdot 10^{-18}$ C. **On donne :** charge élémentaire $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C.

1. Quel est le numéro atomique de l'atome ?
2. Quel est son nombre de masse A ?
3. Combien d'électrons comporte cet atome ?

Exercice 2:

Un échantillon de 1,59 g d'oxyde de cuivre CuO est donné. Calculer le nombre de moles et de molécules de CuO, ainsi que le nombre d'atomes de Cu et d'oxygène (O) dans cet échantillon.

Donnée : $M_{\text{Cu}} = 63,54$ g/mol; $M_{\text{O}} = 16$ g/mol.

Exercice 3:

La notation ${}^A_Z\text{X}^q$ donne des informations sur la composition du noyau de l'atome, le type d'élément, et la charge électrique de l'ion s'il y en a une. Chaque indice a une signification particulière. Que signifie précisément chacune d'elle ?

Compléter le tableau :

Nucléide	Nombre de masse	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre des électrons
${}^{121}_{51}\text{Sb}$				
${}_{31}\text{Ga}$	69			
W	184	74		
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$				
${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-}$				

Exercice 4:

Le bore naturel **B** ($Z=5$) est un mélange de deux isotopes stables : ${}^{10}\text{B}$ ($10,013 \text{ g.mol}^{-1}$; $x_1=0,20$) et ${}^{11}\text{B}$ ($11,009 \text{ g.mol}^{-1}$; $x_2=0,80$). x_1 et x_2 étant les fractions molaires.

- 1- Donner la composition de chaque isotope.

Isotope	Nombre de masse	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électron
${}^{10}\text{B}$				
${}^{11}\text{B}$				

- 2- Combien y a-t-il d'atomes dans une masse 2g de l'isotope ${}^{11}\text{B}$?

On donne : $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$

- 3- Calculer la masse molaire moyenne M du bore naturel ${}_5\text{B}$.

Exercice 5:

On veut préparer un litre d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration égale à 0,1 mol/L, à partir d'une solution concentrée de cet acide dont la bouteille indique les informations suivantes: HCl à 32% en masse, densité 1,16.

1. Déterminer le volume de la solution concentrée nécessaire pour préparer la solution diluée demandée.
2. Si 1 ml de cette solution concentrée est mélangé avec 50 ml d'eau, quelle sera la concentration de l'acide chlorhydrique dans le mélange final.

On donne : $M_{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$

I.5. Solution des exercices**Exercice 1 :**

1- Le numéro atomique de l'atome : Diviser la charge du noyau par la charge élémentaire

$$\frac{4,0 \cdot 10^{-18}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 25 \text{ protons positifs dans le noyau donc le numéro atomique, noté } Z, \text{ est égal à } 25$$

2- Le nombre de masse, noté A, est égal au nombre de nucléons (protons et neutrons)

$$A = 25 + 30 = 55$$

3- L'atome est électriquement neutre : donc 25 électrons négatifs

Exercice 2.

- Nombre de mole de CuO : $n = m/M_{CuO} = 1,59/(63,54+16) = 0,01999 \text{ moles}$
- Nombre de molécules de CuO : $N = (m/M_{CuO}) \Rightarrow N = 0,12 \cdot 10^{23} \text{ molécules}$
- Nombre d'atomes de Cu = nombre d'atomes de O = $(m/M_{CuO}) \Rightarrow N = 0,12 \cdot 10^{23} \text{ atome}$

Exercice 3 :

Dans la notation ${}^A_ZX^q$, Chacun des indices (A, Z et q) a une signification particulière :

A : nombre de masse = nombre de protons + nombre de neutrons

Z : numéro atomique ou nombre de protons

q : nombre de charge = nombre de protons – nombre d'électrons

Compléter le tableau :

Nucléide	Nombre de masse	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre des électrons
${}^{121}_{51}\text{Sb}$	121	51	70	51
Ga	69	31	38	31
W	184	74	110	74
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$	24	12	12	10
${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-}$	35	17	18	18

Remarque : Nombre des électrons = $Z - q$

Exercice 4:**1- La composition de chaque isotope.**

Isotope	Nombre de masse	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électron
^{10}B	10	5	5	5
^{11}B	11	5	6	5

2- Nombre d'atomes dans une masse 2g de l'isotope ^{11}B

$$n \text{ (mole)} = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = \frac{m}{M} \times N_A$$

$$\Rightarrow \frac{2}{11,009} \times 6,02 \cdot 10^{23} = 1,1 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

3- la masse molaire moyenne M du bore naturel ${}_5\text{B}$

$$M = \sum M_i x_i = (M_1 x_1 + M_2 x_2)$$

$$\Rightarrow M(\text{B}) = (0,2 \times 10,013) + (0,8 \times 11,009) = 10,81 \text{ g.mol}^{-1}$$

Exercice 5:**1- HCl à 0,1 M ; solution concentrée à 32%, d = 1,16.**

- Calcul de la masse de HCl**

$$m = CVM = 0,1 \text{ M} \times 1\text{L} \times 36,5 \text{ g/mol} = 3,65\text{g}$$

- Calcul de la masse de la solution concentrée

$$100 \text{ g de solution} \rightarrow 32 \text{ g HCl}$$

$$m_{\text{solution}} \rightarrow 3,65\text{g}$$

$$\Rightarrow m_{\text{solution}} = \frac{100 \times 3,65}{32} = 11,40 \text{ g}$$

- Calcul du Volume de la solution**

$$d = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}} \Rightarrow \rho_{\text{solution}} = d \times \rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1,16 \times 1 = 1,16 \text{ g/ml}$$

$$\rho_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{sol}}}{V_{\text{sol}}} \Rightarrow V_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{\rho_{\text{sol}}} = \frac{11,40}{1,16}$$

$$V_{\text{sol}} = 9,83 \text{ ml}$$

Il faut donc prélever 9,83 ml de la solution concentrée pour préparer la solution diluée demandée.

2- Calcul de la concentration de la solution

- $V_{\text{sol}} = 1 + 50 = 51 \text{ ml}$

- Calcul de la masse d'1ml de solution**

$$m = \rho \times V = 1,16 \times 1 = 1,16 \text{ g}$$

$$100 \text{ g de solution} \rightarrow 32 \text{ g HCl}$$

$$1,16\text{g} \rightarrow m_{\text{HCl}}$$

$$\Rightarrow m_{\text{HCl}} = \frac{1,16 \times 32}{100} = 0,37 \text{ g}$$

$$\Rightarrow C = \frac{\frac{0,37}{36,5}}{51 \cdot 10^{-3}} = 0,199 \text{ mol/L} \approx 0,2 \text{ M.}$$

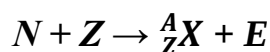
Chapitre II:
Stabilité des noyaux et
Radioactivité

Un noyau est considéré stable s'il ne montre aucune tendance à se transformer, ce qui signifie que ses nombres de masse (A) et atomique (Z) restent constants au cours du temps. Ainsi, si un noyau subit des transformations au cours du temps, il est qualifié de radioactif. De plus, la radioactivité peut être naturelle ou artificielle : on parle de radioactivité naturelle lorsque des noyaux radioactifs naturels subissent des désintégrations spontanées cependant, la radioactivité artificielle résulte de la fabrication d'isotopes radioactifs par l'homme, tels que les transuraniens, qui sont des éléments au-delà de l'uranium et qui sont généralement créés en laboratoire.

II.1. Stabilité des noyaux : Energie de liaison et Energie de cohésion

II.1.1. Energie de liaison (E_L) :

L'énergie de liaison, notée E_L , est définie comme l'énergie libérée lors de la formation d'un noyau atomique à partir de particules élémentaires, notamment des protons et des neutrons. Cette réaction de formation d'un noyau peut être représentée par l'équation :



Cette énergie (E), qui est **négative**, est exprimée par la relation d'Albert Einstein (équivalence énergie-masse) :

$$E = \Delta m C^2$$

Où : C : est la célérité ou la vitesse de la lumière dans le vide (3.10^8 m/s) ;

Δm : est défaut de masse, qui est la différence entre la masse des nucléons et celle du noyau formé. La formule pour le défaut de masse (Δm) est donnée par :

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

$[Z.m_p + (A-Z).m_n]$: représente la masse des nucléons

Où : Z : est le numéro atomique, A : est le nombre de masse, m_p : est la masse du proton, m_n est la masse du neutron et m_{noyau} : est la masse du noyau formé.

Il est à noter que la masse des électrons est négligée par rapport à la masse des nucléons, et ainsi la masse d'un atome est assimilée à celle de son noyau.

II.1.2. L'énergie de cohésion (E_{coh}) :

L'énergie de cohésion ($-\Delta E$), notée E_{coh} , est définie comme l'énergie nécessaire pour détruire un noyau en séparant ses nucléons, à savoir neutrons et protons. C'est une énergie **positive**.

$${}^A_ZX + E_{\text{coh}} \rightarrow Z + N \quad \text{Où : } E_{\text{coh}} = -\Delta E$$

Unité de l'énergie :

L'énergie est généralement exprimée en joule (J). Cependant, l'unité d'énergie utilisée pour les réactions nucléaires est l'électron-volt (eV), en raison des valeurs très élevées impliquées dans ces processus. Un électron-volt correspond à l'énergie acquise par un électron soumis à une différence de potentiel d'un volt.

$$1 \text{ eV} = (1 \text{ e}) \times (1 \text{ V}) = 1,6.10^{-19} \times 1 = 1,6.10^{-19} \text{ J}$$

$$1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV} = 1,6.10^{-13} \text{ J (MeV : Méga électron-volt)}$$

II.1.3. Stabilité du noyau : Energie de cohésion par nucléon-Courbe d'Aston

La stabilité des noyaux dépend de l'énergie de cohésion par nucléon, exprimée en MeV et définie par la relation : $\Delta E' = -\Delta E/A = E_L/A$. Cette énergie quantifie la stabilité des noyaux : plus $\Delta E'$ est élevée, plus le noyau est stable. En général, quelque soit l'élément considéré, l'énergie de cohésion par nucléon est inférieure à 8,9 MeV. La courbe d'Aston, illustrée dans la figure II.1, présente la variation de : $-E_L/A = \Delta E/A$ en fonction de A. Cette courbe permet une visualisation aisée des noyaux les plus stables, correspondant aux valeurs les plus basses de $-E_L/A$. Ainsi, elle facilite la comparaison de la stabilité entre différents noyaux atomiques.

De plus, Un noyau est d'autant plus stable que son énergie moyenne par nucléon est élevée, les noyaux les plus stables se trouvant en bas du graphique.

Exemple :

L'énergie de liaison d'un noyau d'oxygène 16 est de 126 MeV et celle du noyau d'uranium 238 est de 1802 MeV. Pour comparer leur stabilité, il est nécessaire de calculer l'énergie de liaison par nucléon.

Pour $^{16}_8\text{O}$: $E_L/A = 126 / 16 = 7,88 \text{ MeV/nucléon}$

Pour $^{238}_{92}\text{U}$: $E_L/A = 1802 / 238 = 7,57 \text{ MeV/nucléon}$

De ce fait, le noyau d'oxygène 16 est plus stable que le noyau d'uranium 238.

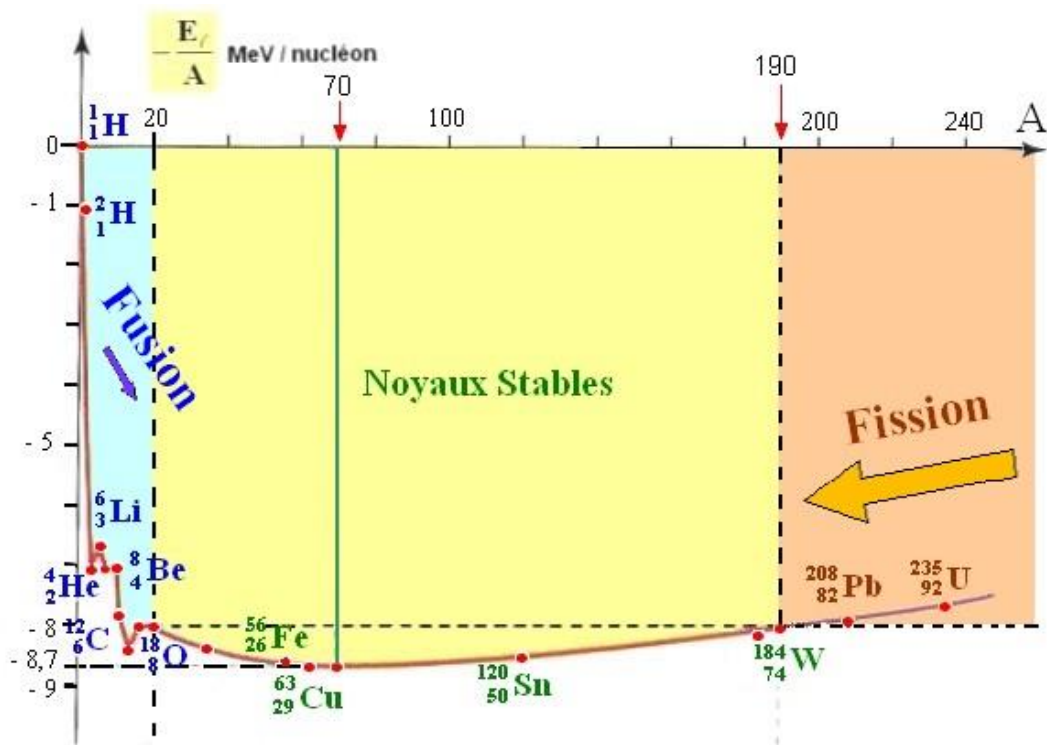


Figure II.1. Courbe d'Aston

La pente de la courbe d'Aston est très importante pour la zone des atomes "légers" où $A < 20$, mais elle est considérablement plus faible pour les atomes "lourds" où $Z > 20$.

Les atomes présentant une faible énergie de liaison moyenne ($E_L/A < 7,5 \text{ MeV}$) ont tendance à se stabiliser et à se rapprocher de la région de stabilité maximale près de $Z = 58$.

Deux processus distincts sont possibles : les atomes légers participent à des réactions nucléaires de fusion, tandis que les atomes lourds sont impliqués dans des réactions de fission.

Actuellement, on recense près de 2000 noyaux atomiques connus, dont seulement 279 sont stables, c'est-à-dire qu'ils ne subissent pas de désintégration.

Remarque :

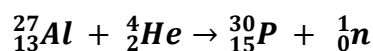
Les principaux critères permettant d'identifier les noyaux stables sont les suivants :

- Pour les noyaux légers ($Z < 20$), les noyaux stables présentent un nombre de protons égal au nombre de neutrons.

- Pour les noyaux lourds, un excès de neutrons par rapport aux protons est nécessaire pour neutraliser les forces de répulsion croissantes entre les protons (la masse volumique du noyau est d'environ 10^{14} g/cm^3).

- 80% des noyaux stables ont un nombre pair de protons et 78% un nombre pair de neutrons.

Tous les éléments avec plus de 83 protons sont radioactifs, et il est possible de synthétiser en laboratoire des radio-isotopes (artificiels) qui n'existent pas naturellement, comme illustré par la première synthèse réalisée en 1934 par Irène Curie et Frédéric Joliot :



➤ **Loi de conservation de Soddy et Fajans**

Soit la réaction suivante: ${}_Z^AX \rightarrow {}_{Z1}^{A1}Y + {}_{Z2}^{A2}P$

Où : X : est le noyau père, Y : est le noyau fils et P : est une particule éjectée.

Au cours d'une transformation nucléaire naturelle ou artificielle, il y a :

- Conservation du nombre total de nucléons ou du nombre de masse : $A = A1 + A2$.
- Conservation du nombre de charge : $Z = Z1 + Z2$.
- Conservation de la quantité de mouvement et de l'énergie totale

II.2. Radioactivité

II.2.1. Introduction

La radioactivité, découverte en 1896 par Henri Becquerel, est un phénomène physique résultant de la désintégration des noyaux, entraînant une émission d'énergie sous forme de divers rayonnements. Ernest Rutherford a identifié la nature du rayonnement (Figure II.2), révélant deux types distincts : α et β influencés par les champs magnétique et électrique, ainsi qu'un troisième (γ) insensible à ces champs. Il est essentiel de ne pas confondre le terme "rayonnement" ou "rayon" avec celui de radiation électromagnétique, comme la lumière visible.

Seuls les rayons γ , composés de photons de très grande énergie (très haute fréquence), sont effectivement des radiations électromagnétiques. Les autres rayonnements correspondent à des

émissions de particules de matière : les rayons alpha ; *constitués* de noyaux ${}^4_2\text{He}$ (ou α), les rayons bêta ; *constitués* d'électrons ${}^0_{-1}\text{e}$ (ou β^-) ou de positrons ${}^0_{+1}\text{e}$ (antiélectrons; β^+), ainsi que les neutrons ${}^0_1\text{n}$ et protons ${}^1_1\text{p}$.

Les émission α et β sont souvent accompagnées d'une émission de photons très énergétiques constituant le rayonnement γ .

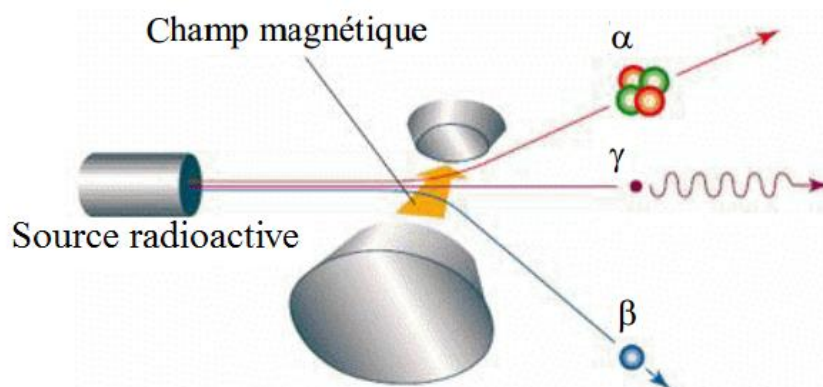


Figure II.2 : Nature du rayonnement

II.2.2. Types de radioactivité

On distingue deux types de transmutation : la radioactivité naturelle et la radioactivité artificielle.

- Radioactivité naturelle (spontanée) : est celle qui existe naturellement dans la nature.
- Radioactivité artificielle (provoquée) : est celle obtenue en bombardant des noyaux atomiques avec des particules telles que : neutrons, protons, particules α , électrons, positrons, etc.

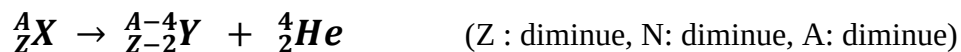
a) Radioactivité naturelle

Dans la radioactivité naturelle, on distingue trois types de rayonnements : α , β et γ .

- Radioactivité α :

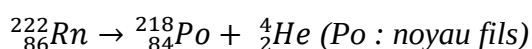
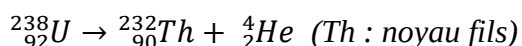
La désintégration alpha (α) concerne essentiellement les éléments lourds ($A > 200$), où le noyau père est massif, et instable en raison d'un excès de nucléons, que ce soit des protons ou des neutrons. Ce type de désintégration entraîne l'émission d'un rayonnement α , qui est un noyau d'hélium (${}^4_2\text{He}$). Les périodes des désintégrations α sont souvent longues.

Selon les lois de conservation de Soddy, l'équation s'écrit comme suit :



Le nucléide X est appelé "noyau père", le nucléide Y "noyau fils".

Exemples :



Les particules alpha sont émises avec des vitesses relativement faibles et peuvent être arrêtées par quelques centimètres d'air ou une feuille de papier. Cependant, elles sont très ionisantes et donc dangereuses et il n'existe pas d'application médicale pour la radioactivité α .

- **Radioactivité β** : (ou transformation isobarique)

La désintégration bêta (β) entraîne l'émission d'un rayonnement β , qui peut être soit un électron (e^-) soit un positon (e^+). En conséquence, on observe deux types de désintégrations β : la désintégration β^- et la désintégration β^+ .

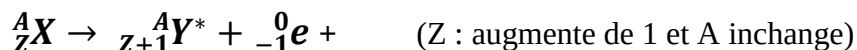
Ce phénomène de radioactivité β concerne les noyaux légers instables, résultant d'un déséquilibre significatif entre les neutrons et les protons dans le noyau, tout en maintenant le nombre de masse A inchangé.

Les périodes radioactives des désintégrations β sont généralement plus courtes, parfois même très courtes.

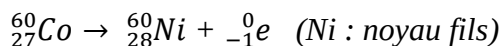
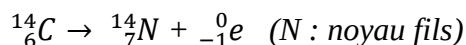
• **Emission β^-** :

Les noyaux sont considérés comme radioactifs β^- s'ils émettent des **négatons** (${}^0_{-1}e$). Cette radioactivité concerne les nucléides présentant un excès de neutrons ($N > Z$).

D'après les lois de conservation de Soddy, l'équation s'exprime ainsi :



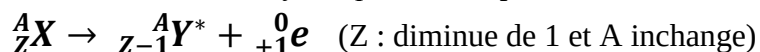
Exemples :



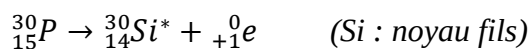
• **Emission β^+** :

Les noyaux sont considérés comme radioactifs β^+ s'ils émettent des **positons** (${}^0_{+1}e$). Cette radioactivité concerne les nucléides présentant un excès de protons ($Z > N$).

Selon les lois de conservation de Soddy, l'équation s'exprime ainsi :



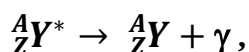
Exemples :



- **Rayonnement γ** :

La désintégration gamma (γ) correspond à l'émission de photons énergétiques.

Chaque noyau possède un état énergétique fondamental. Lors d'une désintégration α ou β , le noyau fils formé n'atteint pas immédiatement son état fondamental, il se trouve plutôt dans un état excité. Le passage de l'état excité à l'état fondamental libère une quantité d'énergie élevée sous forme de rayonnement électromagnétique. Ce rayonnement se manifeste par l'émission de photons énergétiques de très haute fréquence (Figure II.3), constituant ainsi un rayonnement extrêmement énergétique.



${}^A_ZY^*$: Noyau fils émis dans un état excité et ${}^A_ZY$: noyau fils désexcité

L'émission γ ne provoque aucune modification du numéro atomique ni du nombre de masse. Seule la masse atomique diminue d'une quantité équivalente à l'énergie ($h\nu$) du rayonnement émis.

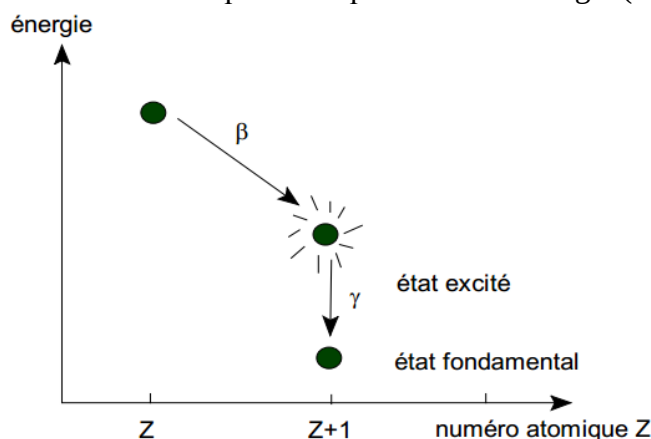
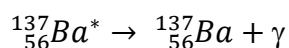


Figure II.3 : Emission γ après un processus de désintégration β

Exemple :



Remarque :

Lors des désintégrations α et β , il est fréquent d'observer l'émission d'un ou plusieurs rayons.

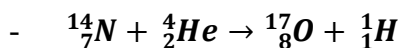
b) Radioactivité artificielle et les réactions nucléaires :

La radioactivité artificielle est créée artificiellement en bombardant des éléments stables avec divers faisceaux de particules telles que : neutron, proton, hélions, électron. Ces réactions nucléaires se subdivisent en trois groupes : la transmutation nucléaire, la fission nucléaire et la fusion nucléaire.

- **Transmutation nucléaire :**

Ces réactions produisent des nucléides de nombre de masse égal ou très voisin de celui du nucléide initial. Les nucléides formés sont stables ou radioactifs.

Exemples :



Cet exemple représente la première réaction nucléaire réalisée par Rutherford, conduisant à la découverte du proton en 1919.

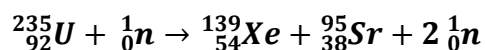


Cette réaction a également joué un rôle crucial dans la découverte du neutron par James Chadwick en 1932.

- **Fission nucléaire :**

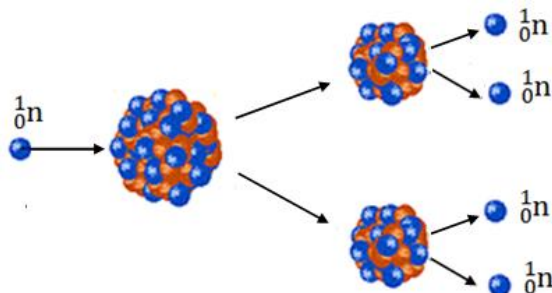
La réaction de fission est la rupture de certains noyaux en deux fragments sous l'impact d'un projectile généralement un neutron, libérant ainsi une grande énergie (E). Les noyaux produits ($72 < A < 162$) sont beaucoup plus légers que le noyau initial, qui a un nombre de masse élevé ($A > 200$).

Exemple:



$$A > 200 \qquad 72 < A < 162$$

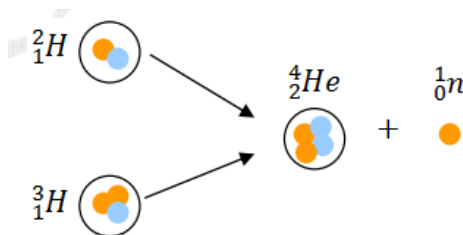
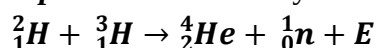
Une fois amorcée, la réaction se propage d'elle-même, et l'énergie libérée de manière soudaine devient explosive, comme dans le cas d'une bombe atomique.



- **Fusion nucléaire :**

C'est la réunion de deux noyaux légers pour former un noyau plus lourd, avec l'expulsion d'un neutron ou d'un proton, entraînant une libération d'énergie considérable.

Exemple : fusion d'un noyau de deutérium (deuton) et d'un noyau de tritium (triton)



Bien que l'énergie libérée soit importante, cette réaction nécessite une température très élevée, d'environ 1 million °C. Les bombes thermonucléaires, comme la bombe à hydrogène, exploitent ces réactions thermonucléaires. Cependant, le contrôle de l'énergie libérée reste un défi non résolu.

II.2.3. Loi de désintégration radioactive :

La loi de désintégration des noyaux radioactifs a été établie expérimentalement en 1902 par Rutherford et Soddy. Cette loi est applicable tant aux nucléides radioactifs naturels qu'aux nucléides radioactifs artificiels.

Dans un échantillon donné, le nombre d'atomes radioactifs varie avec le temps. Ainsi, la désintégration radioactive n'est pas influencée par la pression, la température ou les combinaisons chimiques auxquelles les atomes radioactifs participent.

La désintégration radioactive est représentée par : $\mathbf{A} \rightarrow \mathbf{B}$; (A radioactif, B stable).

Expérimentalement, il est possible de mesurer le nombre de particules émises par unité de temps.

$$A = \frac{-dN}{dt} = \lambda N$$

A : activité absolue, c'est le nombre de désintégration par unité de temps.

N : le nombre de noyaux instables présents dans l'échantillon à l'instant (t)

λ : est la constante radioactive de l'élément étudié.

Evolution au cours du temps :
$$\frac{-dN}{dt} = \lambda N \Rightarrow \int_{N_0}^N \frac{dN}{N} = -\lambda \int_0^t dt$$

L'intégration de cette équation entre t = 0 jusqu'à un temps t donné donne :

$$\ln \frac{N_t}{N_0} = -\lambda t \Rightarrow N_t = N_0 e^{-\lambda t}$$

N_0 : nombre d'atomes initial

N_t : nombre d'atomes restant au temps "t".

D'où:
$$A(t) = \lambda N(t) = A_0 e^{-\lambda t}$$

L'activité d'une source diminue proportionnellement au nombre de noyaux radioactifs restants.

❖ Unités de A:

A peut être exprimée en : - désintégration par seconde (dps) ou Becquerels (Bq). [1Bq = 1 dps]

- désintégration par minute (dpm) ou

- Curies (Ci) : Une source de 1 Curie subit $3,7 \cdot 10^{10}$ dps. [1Ci = $3,7 \cdot 10^{10}$ dps].

❖ Relation masse-activité :

La relation entre la masse et l'activité d'un échantillon radioactif peut être exprimée par :

1 mole d'un élément radioactif a une masse molaire M :

$M \rightarrow N_A$ atomes

$$\begin{aligned} m \text{ (g)} &\rightarrow N \text{ atomes} &\Rightarrow N &= \frac{m}{M} N_A \\ & &\Rightarrow N_0 &= \frac{m_0}{M} N_A \text{ et } N_t = \frac{m_t}{M} N_A \\ & &\Rightarrow \frac{m_t}{M} N_A &= \frac{m_0}{M} N_A e^{-\lambda t} \\ & &\Rightarrow m_t &= m_0 e^{-\lambda t} \end{aligned}$$

m (t) : masse de l'échantillon à l'instant t.

m_0 : masse initiale de l'échantillon

❖ Période radioactive :

Certains nucléides radioactifs restent stables pendant des milliards d'années, cependant d'autres se décomposent en une fraction de seconde. En générale, un processus de désintégration est défini par la période T.

La période T ou temps de demi-vie, notée $t_{1/2}$, représente le temps nécessaire pour que la moitié des atomes radioactif, existant à l'origine (à t = 0), se désintègrent naturellement (Figure II.4). Elle correspond également au temps nécessaire pour que l'activité de l'échantillon diminue de moitié.

L'équation de décroissance radioactive est donnée par: $N = N_0 e^{-\lambda t}$

à t = $t_{1/2}$, on a $N = \frac{N_0}{2}$, ce qui conduit à l'équation : $\frac{N_0}{2} = N_0 e^{-\lambda t_{1/2}}$

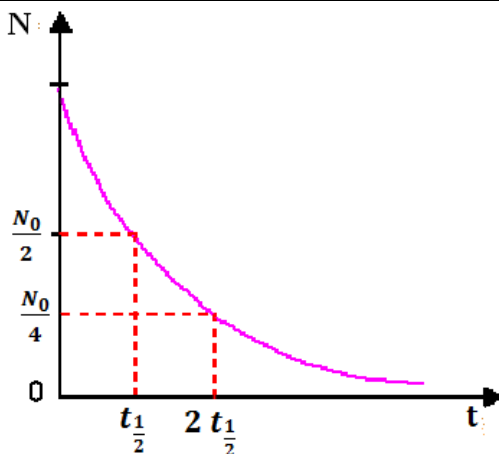
$$\Rightarrow t_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda} = \frac{0.693}{\lambda}$$

Remarque :

- La période T ne dépend pas du nombre initial des noyaux. Ainsi, ni la température ni la pression n'affectent pas la valeur de T .
- La période caractérise un nucléide donné

❖ **Quelques valeurs de périodes**

nucléide	^{14}C	^{115}In	^{235}U	$^{13}\text{N} (*)$	$^{132}\text{I} (*)$
période	$5.7 \cdot 10^3$ ans	$5.0 \cdot 10^{14}$ ans	$7.1 \cdot 10^8$ ans	9.9 mn	2.3 h

**Figure II.4.** Courbe de désintégration radioactive**II.2.4. Quelques applications de la radioactivité**

Ces applications de la radioactivité démontrent la diversité des domaines dans lesquels cette propriété des matériaux radioactifs est exploitée :

- **Énergétiques:** Centrales nucléaires à fission : Utilisation de la fission nucléaire pour produire de l'électricité de manière efficace.

- **Médicales :**

- Utilisation de traceurs radioactifs pour les diagnostics : Intégration de substances radioactives dans des médicaments ou des éléments tracés pour visualiser des processus biologiques à l'intérieur du corps lors d'examens médicaux.

- Traitement des cancers avec l'iode-131 : L'iode-131 émet des rayonnements qui ciblent spécifiquement les cellules thyroïdiennes, réduisant ainsi l'hyperactivité de la thyroïde et traitant les goitres.

- **Biologiques / Géologie :**

- Études in vivo à l'aide de marqueurs radioactifs : Utilisation de substances radioactives pour marquer et suivre des processus biologiques en temps réel.

- Datation : Utilisation de la radioactivité pour déterminer l'âge des matériaux, que ce soit dans le domaine biologique ou géologique.

• **Militaires** : Bombes nucléaires à fusion ou à fission : Utilisation de réactions nucléaires pour générer une explosion massive dans le cadre militaire. Les bombes à fission utilisent la fission nucléaire, tandis que les bombes à fusion utilisent la fusion nucléaire.

Ces applications mettent en évidence à la fois les avantages et les défis associés à l'utilisation de la radioactivité dans divers contextes.

Il est également noté que le corps humain est naturellement radioactif en raison de la présence de deux radio-éléments d'origine naturelle, le potassium (^{40}K) et le carbone (^{14}C), générant environ 8000 désintégrations par seconde.

II.3. Exercices

Exercice 1 :

Compléter les réactions nucléaires suivantes.

Pour chaque équation, indiquer le type de réaction dont il s'agit.

- $^2_1\text{H} + ^3_1\text{H} \rightarrow \dots + ^1_0\text{n}$
- $^{14}_7\text{N} + ^4_2\text{He} \rightarrow ^{16}_8\text{O} + \dots$
- $^{235}_{92}\text{U} + ^1_0\text{n} \rightarrow ^{139}_{53}\text{Xe} + \dots + 3\ ^1_0\text{n}$
- $^9_4\text{Be} + \dots \rightarrow ^4_2\text{He} + ^5_3\text{Li}$

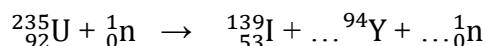
Exercice 2 :

La période de désintégration β^- du carbone-14 (^{14}C) est de 5,7 ans.

- 1) Ecrire la réaction de désintégration du carbone-14.
- 2) Calculer la constante de désintégration λ ?
- 3) Calculer le temps au bout duquel 90% de l'élément s'est désintégrés.

Exercice 3:

Une réaction nucléaire de l'uranium réalisée dans une centrale nucléaire peut s'écrire :



- 1- Complétez cette réaction nucléaire.
- 2- Calculez la perte de masse concernant cette réaction en unité de masse atomique (U_{ma}).
- 3- Quelle est l'énergie libérée.
- 4- Calculez le nombre d'atomes nécessaire pour obtenir une énergie égale à $925 \cdot 10^{+6} \text{ J}$.

On donne :

Element	U	I	Y	n
Masse (U_{ma})	235,044	138,905	93,906	1,009

Exercice 4:

L'Aluminium est le métal le plus abondant de l'écorce terrestre, il est composé de plusieurs isotopes dont le $^{26}_{13}\text{Al}$ (25,9868 u) et le $^{27}_{13}\text{Al}$ (26,9815 u).

- 1- Donner la composition nucléaire de chaque isotope.

- 2- Calculer l'énergie de liaison de chaque isotope en MeV et désigner quel est le plus stable.
- 3- Le $^{26}_{13}\text{Al}$ est radioactif β^+ . Ecrire la réaction de désintégration et identifier le noyau fils.
- 4- On bombarde des noyaux d'aluminium 27 par des particules α pour former l'isotope $^{30}_{15}\text{P}$.
- a. Ecrire l'équation de la réaction de formation du phosphore 30 et identifier la particule émise.
- b. De quel type de réaction s'agit-il ?
- 5- On arrête le bombardement des noyaux d'aluminium par les particules α : à cette date, l'échantillon de phosphore a une activité $A_0 = 7,2 \cdot 10^{13}$ Bq. On attend un peu pour que l'activité de l'échantillon devienne $A = 9,0 \cdot 10^{12}$ Bq. Quelle est la durée écoulée depuis la fin du bombardement ?
- 6- Déterminer le nombre de noyaux à la fin du bombardement.
- Données :** $m_n = 1,00866$ u ; $m_p = 1,00728$ u ; Demi vie du phosphore 30 : $t_{1/2} = 156$ s.

II.4. Solution des exercices

Exercice 1 :

Compléter les réactions nucléaires suivantes. Pour chaque équation, indiquer le type de réaction dont il s'agit.

Equation	Le type de réaction
$^2_1\text{H} + ^3_1\text{H} \rightarrow ^4_2\text{He} + ^1_0\text{n}$	Réaction de fusion
$^{14}_7\text{N} + ^4_2\text{He} \rightarrow ^{16}_8\text{O} + ^2_1\text{H}$	Réaction de transmutation
$^{235}_{92}\text{U} + ^1_0\text{n} \rightarrow ^{139}_{53}\text{Xe} + ^{94}_{39}\text{Sr} + 3 ^1_0\text{n}$	Réaction de fission
$^9_4\text{Be} + ^0_1\text{e} \rightarrow ^4_2\text{He} + ^5_3\text{Li}$	Réaction de transmutation

Exercice 2 :

1) La réaction de désintégration du carbone -14 : $^{14}_6\text{C} \rightarrow ^{14}_7\text{N} + ^0_{-1}\text{e}$

2) la constante de désintégration λ

$$T = t_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{\ln 2}{T} = \frac{0.693}{5,7}$$

$$\Rightarrow \lambda = 0,1216 \text{ ans}^{-1} = 3,85 \cdot 10^{-12} \text{ s}^{-1}$$

3) le temps au bout duquel 90% de l'élément s'est désintégré

$$\frac{-dN}{dt} = \lambda N \Rightarrow \ln \frac{N_t}{N_0} = \lambda N \Rightarrow N_t = N_0 e^{-\lambda t}$$

$$N_0 \rightarrow 100\%$$

$$N_t \rightarrow 10\%$$

$$N_t = N_0 e^{-\lambda t} \Rightarrow \frac{N_0}{10} = N_0 e^{-\lambda t}$$

$$\Rightarrow t = 18,93 \text{ ans} = 5,19 \cdot 10^{11} \text{ s}$$

Exercice 3:

1- $^{235}_{92}\text{U} + ^1_0\text{n} \rightarrow ^{139}_{53}\text{I} + ^{94}_{39}\text{Y} + 3 ^1_0\text{n}$ c'est une réaction de fission

2- La perte de masse concernant cette réaction en uma

$$\Delta m = m_{\text{produits}} - m_{\text{réactifs}} = (m_I + m_Y + 3 m_n) - (m_n + m_U)$$

$$\Rightarrow \Delta m = 0,215 \text{ Uma}$$

3- L'énergie libérée :

$$\Delta E = \Delta m C^2 = (0,215 \text{ uma} \times 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}) \times (3 \cdot 10^8 \text{ m/s})^2$$

$$\Delta E = 3,212 \cdot 10^{-11} \text{ Kg m}^2 \text{ S}^{-2} = 3,212 \cdot 10^{-11} \text{ J}$$

4- Le nombre d'atomes nécessaire pour obtenir une énergie égale à $925 \cdot 10^{+6} \text{ J}$.

$$1 \text{ atome} \rightarrow 3,212 \cdot 10^{-11} \text{ J}$$

$$N \text{ atomes} \rightarrow 925 \cdot 10^{+6} \text{ J.}$$

$$N = \frac{925 \cdot 10^6}{3,212 \cdot 10^{-11}} = 2,9 \cdot 10^{+19} \text{ atomes}$$

Exercice 4:**1- Composition de chaque isotope :**

${}^{27}_{13}\text{Al}$ est composé de : 13 protons et 14 neutrons (27 nucléons au total).

${}^{26}_{13}\text{Al}$ est composé de: 13 protons et 13 neutrons (26 nucléons au total).

2- Energie de liaison et stabilité des noyaux :

- $E_l ({}^{26}\text{Al}) = \Delta m \cdot c^2$

Le défaut de masse du noyau est : $\Delta m = \Sigma m_{\text{nucléons}} - m_{\text{réel(noyau)}} = (Z \cdot m_p + N \cdot m_n) - m_{\text{Al}}$

$$\Delta m = 13 \times 1,00728 + 13 \times 1,00866 - 25,9868 = 0,2204 \text{ u}$$

$$E_l ({}^{26}\text{Al}) = 0,2204 \times 931,5 = 205,302 \text{ MeV}$$

$$\text{Energie de liaison par nucléon : } E_l ({}^{26}\text{Al})/A = 205,302 / 26 = 7,896 \text{ MeV/nucléon}$$

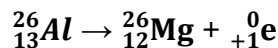
- $E_l ({}^{27}\text{Al}) = \Delta m \cdot c^2$; $\Delta m = 13 \times 1,00728 + 14 \times 1,00866 - 26,9815 = 0,2347 \text{ u}$

$$E_l ({}^{27}\text{Al}) = 0,2347 \times 931,5 = 218,623 \text{ MeV}$$

$$\text{Energie de liaison par nucléon : } E_l ({}^{27}\text{Al})/A = 218,623 / 27 = 8,0973 \text{ MeV/nucléon}$$

$$E_l ({}^{27}\text{Al})/A > E_l ({}^{26}\text{Al})/A \text{ donc, l'isotope } {}^{27}\text{Al} \text{ est le plus stable.}$$

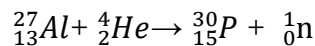
3- ${}^{26}_{13}\text{Al} \rightarrow {}^A_Z\text{X} + \beta^+$, ($\beta^+ = {}^0_{+1}e$; $A = 26$, $Z = 13 - 1 = 12$) et ${}^A_Z\text{X} = {}^{26}_{12}\text{Mg}$



4- a) **Equation de la réaction de formation du phosphore 30 :** ${}^{27}_{13}\text{Al} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{30}_{15}\text{P} + {}^A_Z\text{X}$

Conservation de la charge : $Z + 15 = 13 + 2$ d'où $Z = 0$

Conservation du nombre de nucléons : $A + 30 = 27 + 4$ d'où $A = 1$, Donc, ${}^A_Z\text{X} = {}^1_0n$



b) il s'agit d'une réaction nucléaire artificielle (de transmutation)

5- La durée écoulée depuis la fin du bombardement

$$A_t = A_0 e^{-\lambda t} \Rightarrow t = \frac{1}{\lambda} \ln \frac{A_0}{A_t} = \frac{t_{1/2}}{\ln 2} \ln \frac{A_0}{A_t}$$

$$\Rightarrow t = \frac{156}{\ln 2} \ln \frac{7,2 \cdot 10^{13}}{9 \cdot 10^{12}} = 468 \text{ s}$$

6- Nombre de noyaux à la fin du bombardement.

$$N_0 = \frac{A_0}{\lambda} = \frac{A_0}{\frac{\ln 2}{t_{1/2}}} = \frac{7,2 \cdot 10^{13} \times 156}{\ln 2} \Rightarrow N_0 = 1,62 \cdot 10^{16} \text{ noyaux}$$

Chapitre III:
Configuration
électronique des atomes

III.1. Les nombres quantiques

L'état d'un électron dans un atome, comprenant son énergie, ses mouvements autour du noyau et la forme de son orbite, est défini par quatre paramètres connus sous le nom de : **nombres quantiques**.

Un modèle simple consiste à envisager le cortège électronique des atomes polyélectroniques comme étant composé de couches concentriques, chacune caractérisée par un **nombre quantique principal n**, similaire au modèle de Bohr. Ce concept est appelé le modèle en couches concentriques. Chaque couche se compose de plusieurs sous-couches, identifiées par un deuxième **nombre quantique l**. Ainsi, chaque sous-couche est divisée en cases quantiques, chacune caractérisée par un troisième **nombre quantique m**. La distribution des électrons dans ces cases quantiques se fait selon de leur niveau d'énergie.

III.1.1. Nombre quantique principal : (n) (couche)

Ce premier nombre quantique résulte directement du modèle de Bohr et prend des valeurs entières non nulles ($n \geq 1$) telles que : $n = 1, 2, 3$, etc.

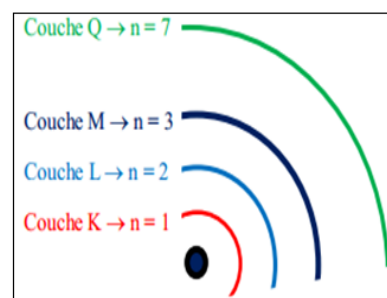
Ce nombre définit la couche électronique, décrivant la taille ou le rayon de la couche ainsi que son énergie ($E_n = \frac{-13,6}{n^2}$). En effet, plus la valeur de **n** augmente, la taille de la couche augmente, et son énergie diminue en raison de la diminution de l'attraction entre l'électron et le noyau.

Chaque couche (ou niveau) lui correspond un maximum de $2n^2$ électrons.

Chaque couche est identifiée par un symbole, comme illustré sur le tableau III.1 :

Tableau III.1 : Valeurs de n et leurs couches correspondantes.

Valeurs de n	1	2	3	4	5	6	7
Couche ou orbite	K	L	M	N	O	P	Q
Nombres d' e^- max	2	8	18	32	50	72	98



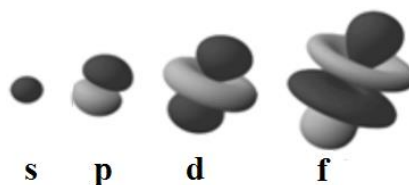
III.1.2. Nombre quantique secondaire : (l) (sous couche)

Ce nombre caractérise la sous-couche (ou le sous niveau) occupée par l'électron. Il détermine la forme du volume dans lequel se trouve l'électron, précisant ainsi la nature des orbitales (s, p, d, ... etc). Ainsi, ce nombre est un entier tel que: $0 \leq l \leq n-1$, comme représenté dans le tableau III.2.

Tableau III.2 : Valeurs de l et leurs sous couche correspondantes.

Valeurs de l	0	1	2	3	4, 5, 6, 7, ...
Sous Couche ou orbitale	s	p	d	f	g, h, i, j, ...
Origine du nom	sharp	principal	diffuse	fundamental	Respecter l'ordre alphabétique

Chaque valeur de "l" représente une sous-couche spécifique, définissant la forme des orbitales dans laquelle les électrons peuvent être présents.



Exemple :

Lorsque la couche principale (n) a une valeur de 3. Les valeurs possibles pour le nombre quantique secondaire (l) sont 0, 1 et 2. Cela signifie que la couche (n = 3) est constituée de trois sous-couches distinctes, notées (3s), (3p) et (3d).

III.1.3. Nombre quantique magnétique : (m)

Ce nombre définit le nombre d'orientations dans l'espace que peut prendre l'électron lorsqu'il est soumis à l'action d'un champ magnétique. Il caractérise la **case quantique** occupée par l'électron et prend toutes les valeurs comprises entre -l et +l.

$$l \leq m \leq l \quad \text{et pour toute valeur de } l \Rightarrow m \text{ prend une valeur } 2l+1$$

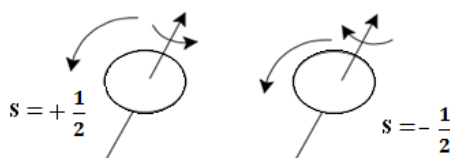
On peut associer à chaque orbitale une case quantique représentée par des carrés, comme illustré ci-dessous pour différentes valeurs de l :

l	1	2	3
Nombre de cases			
m = 2l + 1	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
Orbitale	P	d	f

Ainsi, le nombre maximum d'électron qui peut contenir une sous couche est $2(2l+1)$.

III.1.4. Nombre quantique de Spin: (S ou m_s)

Le terme de spin signifie, en anglais, tourner. Ce nombre caractérise le moment magnétique intrinsèque de l'électron, représentant son propre moment cinétique. Les électrons ont un spin de valeur $\frac{1}{2}$. D'une façon simpliste, le spin électronique peut être perçu comme une rotation de l'électron autour de son axe dans deux sens opposés. Les deux rotations sont associées respectivement aux valeurs $+\frac{1}{2}$ et $-\frac{1}{2}$.



On représente symboliquement ce nombre de spin par :



- une flèche vers le haut (↑) pour $S = +\frac{1}{2}$ et l'électron est placé à **gauche** dans la case quantique;
- une flèche vers le bas (↓) pour $S = -\frac{1}{2}$ et l'électron est placé à **droite** dans la case quantique.

Exemple :

L'atome d'hydrogène (${}^1\text{H}$) : $n = 1$; $l = 0$ et $s = +\frac{1}{2}$.



Les valeurs permises de n , l , m , et le nombre maximal d'électrons que peut contenir une couche est rassemblé sur le schéma suivant pour les quatre premières couches :

n	l	m	sous-couche	nombre d'orbitale
1	0	0	1s	1 $2e^-$
2	0	0	2s	1
	1	-1, 0, 1	2p	3 $6e^-$ } $8e^-$ max
3	0	0	3s	1
	1	-1, 0, 1	3p	3
	2	-2, -1, 0, 1, 2	3d	5 $10e^-$ } $18e^-$ max
4	0	0	4s	1
	1	-1, 0, 1	4p	3
	2	-2, -1, 0, 1, 2	4d	5
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	4f	7 $14e^-$ } $32e^-$ max

III.2. Configuration électronique des atomes:

La configuration électronique, ou structure électronique, d'un atome est la répartition des électrons sur les différentes couches aux niveaux d'énergie variés. Il est important de noter que l'écriture de la structure électronique d'un atome peut être réalisée dans deux cas :

- Dans son état fondamental, c'est-à-dire dans l'état électronique autorisé où l'énergie est minimale.
- Dans son état excité, c'est-à-dire lors d'une transition de de l'électron le plus énergétique de l'état fondamental vers une orbitale d'énergie supérieure disponible.

Les règles qui doivent être suivies pour établir la configuration électronique sont : le principe de stabilité, la règle de Klechkowski, le principe d'exclusion de Pauli et la règle de Hund.

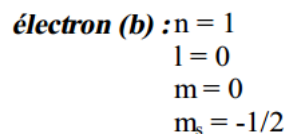
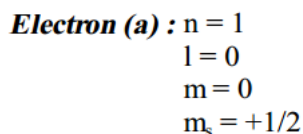
III.2.1. Principe d'exclusion de Pauli :

Selon le principe d'exclusion de Pauli, deux électrons ne peuvent pas avoir les mêmes états quantiques, c'est-à-dire qu'ils ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques (n , l , m , s) identiques. Cette règle implique qu'au maximum deux électrons peuvent être placés dans une orbitale atomique, à condition qu'ils aient des spins opposés.

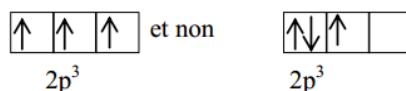
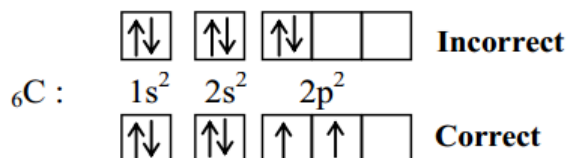
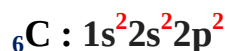


Exemple :

Pour l'atome d'hélium (${}^2\text{He}$) ; il contient deux électrons :

**III.2.2. Règle de remplissage de Hund : (règle de spin maximal):**

La règle de remplissage de Hund, également connue sous le nom de règle de spin maximal, s'applique dans l'état fondamental lorsque plusieurs orbitales atomiques dégénérées sont disponibles. Dans ce cas, les électrons se placent de manière à occuper le plus grand nombre possible d'orbitales dégénérées. La règle stipule que les électrons occupent initialement ces orbitales dégénérées avec des moments de spins positifs (parallèles) avant de les occuper avec des spins opposés. Ainsi, l'état fondamental est caractérisé par un maximum de spins parallèles, favorisant l'occupation d'un maximum d'orbitales avant de les saturer. Par exemple, si trois électrons occupent les trois orbitales 2p, ils seront répartis dans ces trois orbitales avec des spins parallèles conformément à la règle de Hund.

**Exemple :****III.2.3. Principe de stabilité ou règle de Kelechkowski :**

À l'état fondamental, l'énergie des sous-couches augmente avec l'augmentation de la somme $(n+l)$. Lorsque deux sous-couches ont une somme $(n+l)$ identique, la sous-couche ayant la plus petite valeur de n a une énergie inférieure. Ainsi, l'ordre de remplissage des orbitales atomiques dépend de la comparaison entre la valeur $(n+l)$ et n .

Exemple : Classement énergétique des sous-couches suivantes : 4s, 3d, 4p et 5f.

Sous-couche	4s	3d	4p	5f
n	4	3	4	5
l	0	2	1	3
n + l	4	5	5	8

Le classement énergétique des sous-couches est le suivant : $E_{4s} < E_{3d} < E_{4p} < E_{5f}$

Ceci est expliqué par les comparaisons des valeurs $(n + l)$ et n .

$$n + l: \quad 4 < 5 = 5 < 8$$

$$n: \quad 3 < 4$$

En cas d'égalité de la somme $(n + l)$ pour deux sous-couches, tel que le cas de 3d et 4p, la priorité est accordée à la valeur de "n". Ainsi, le classement se fait selon la valeur de "n".

Ainsi, la règle de Klechkowski montre que le remplissage de différentes couches et sous-couches s'effectue en suivant un ordre croissant de $(n+l)$, et en cas d'égalité, en ordre croissant de n et décroissant de l . Cette approche offre une méthode simple pour déterminer l'ordre énergétique croissant des sous-couches sans nécessiter le calcul de la somme $(n+l)$. Ainsi, la Figure (III.1) illustre l'ordre de remplissage des orbitales atomiques conformément à la règle de Klechkowski.

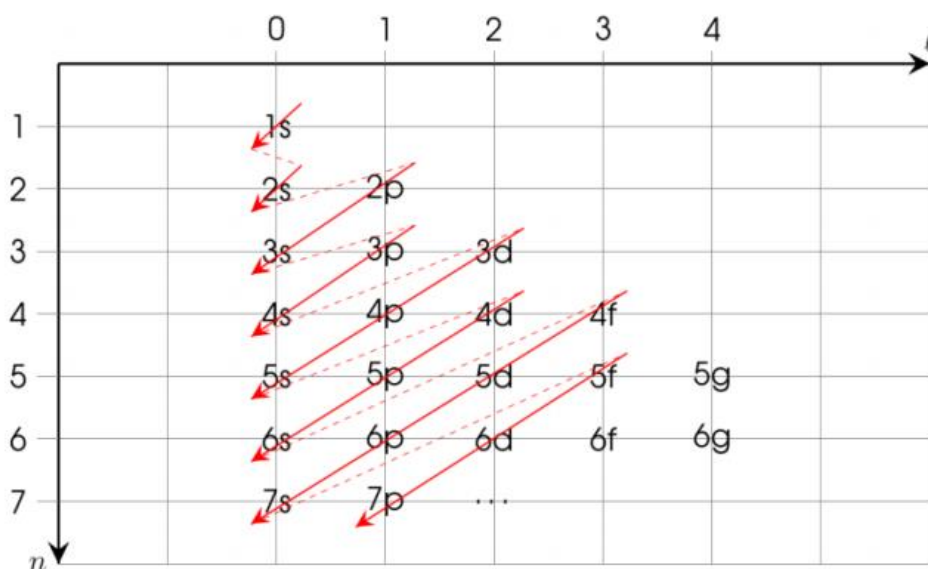


Figure III.1: Schéma explicatif de la configuration électronique selon la méthode de Klechkowski

Chaque flèche représente des sous-couches possédant la même somme $(n + l)$. En suivant les flèches de haut en bas, on peut retrouver l'ordre énergétique des différentes sous-couches. L'ordre de remplissage des sous-couches quantiques est le suivant :

$$1s \ 2s \ 2p \ 3s \ 3p \ 4s \ 3d \ 4p \ 5s \ 4d \ 5p \ 6s \ 4f \ 5d \ 6p \ 7s \ 5f \ 6d \ 7p$$

La dernière couche remplie est appelée couche externe ou couche de valence, et les électrons occupant cette couche sont appelés électrons de valence. Cette couche influence les propriétés chimiques de l'atome, tandis que les couches plus internes sont appelées couches de cœur et sont généralement moins détaillées.

Exemple:

Donner la configuration électronique des éléments suivants : ${}^3\text{Li}$, ${}^8\text{O}$, ${}^{11}\text{Na}$, ${}^{22}\text{Ti}$, ${}^{35}\text{Br}$ et ${}^{38}\text{Sr}$.

${}^3\text{Li}$: $1s^2 2s^1$; (La somme des exposants $(2 + 1) = 3$ électrons)

${}^8\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4$; (La somme des exposants $2 + 2 + 4 = 8$ électrons)

${}^{10}\text{Ne}$: $1s^2 2s^2 2p^6$; (La somme des exposants $(2 + 2 + 6) = 10$ électrons)

${}^{11}\text{Na}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; (La somme des exposants $(2 + 2 + 6 + 1) = 11$ électrons)

${}^{22}\text{Ti}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ (La somme des exposants $(2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 2) = 22$ électrons)

${}^{35}\text{Br}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ (La somme des exposants $(2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 5) = 35$ électrons)

${}^{38}\text{Sr}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$; $(2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 6 + 2) = 38$ électrons)

On remarque que pour le Néon (${}^{10}\text{Ne}$), toutes les couches et sous-couches qui contiennent des électrons sont saturées, suivant la configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6$. Cette saturation est caractéristique des gaz rares ou gaz nobles. En général, pour chaque couche saturée, on définit un gaz rare, et on le représente entre crochets []. On aura donc :

$[_2\text{He}]$: $1s^2$

$[_{10}\text{Ne}]$: $1s^2 2s^2 2p^6$

$[_{18}\text{Ar}]$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$[_{36}\text{Kr}]$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

$[_{54}\text{Xe}]$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

De ce fait, la notation condensée de la configuration électronique est une manière pratique de décrire rapidement la distribution des électrons d'un élément sans compter toutes les couches et sous-couches internes. En utilisant cette notation, on commence par indiquer le gaz rare ayant une configuration électronique similaire, suivi de la notation de la dernière couche insaturée, représentant les couches externes; **[configuration d'un gaz rare] + couches externes**.

On aura donc :

${}^3\text{Li}$: $1s^2 2s^1$ devient ${}^3\text{Li}$: $[_2\text{He}] 2s^1$

${}^9\text{F}$: $1s^2 2s^2 2p^5$ devient ${}^9\text{F}$: $[_2\text{He}] 2s^2 2p^5$

${}^{11}\text{Na}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ devient ${}^{11}\text{Na}$: $[_{10}\text{Ne}] 3s^1$

${}^{22}\text{Ti}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ devient ${}^{22}\text{Ti}$: $[_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^2$

${}^{35}\text{Br}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ devient ${}^{35}\text{Br}$: $[_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$

${}^{38}\text{Sr}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$ devient ${}^{38}\text{Sr}$: $[_{36}\text{Kr}] 5s^2$

❖ **Exceptions de la règle de Klechkowski** : (concernant le remplissage des orbitales d et f)

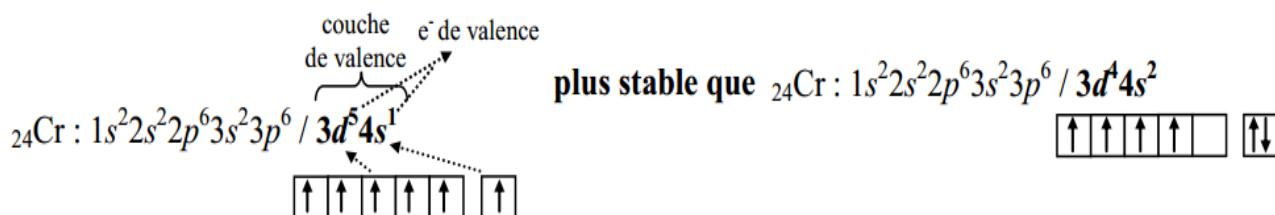
Il est observé que la règle de Klechkowski, bien que généralement applicable au remplissage des orbitales, présente des exceptions, surtout en ce qui concerne les orbitales d et f. Ces exceptions

se manifestent lors du remplissage des orbitales d après le niveau 3p, et dans le cas des éléments de transition des périodes, où des anomalies apparaissent dans le processus de remplissage électronique.

Deux situations exceptionnelles sont notables :

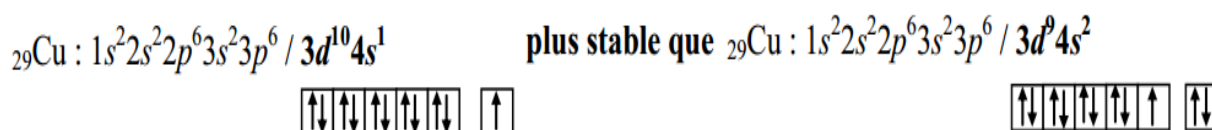
- **Stabilité d'une sous-couche "d" partiellement remplie** : Dans ce cas, une sous-couche "d" partiellement remplie confère une certaine stabilité à l'élément, conformément à la règle de Hund.

Exemple: ${}_{24}\text{Cr}$

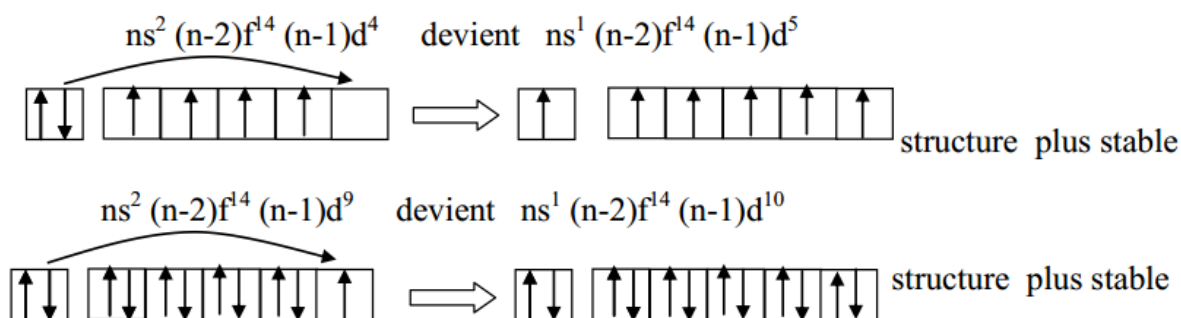


- **Stabilité des sous-couches "d" saturées** : Les sous-couches "d" saturées confèrent également une grande stabilité à l'élément.

Exemple: ${}_{29}\text{Cu}$



Dans ces situations, un électron de la sous-couche 4s peut se déplacer vers la sous-couche 3d pour la compléter à 5 ou 10 électrons, ce qui renforce la stabilité de l'atome. Ainsi, les exceptions se produisent généralement lorsque les configurations électroniques sont du type : $ns^2(n-2)f^{14}(n-1)d^4$ réformé par $ns^1(n-2)f^{14}(n-1)d^5$ et $ns^2(n-2)f^{14}(n-1)d^9$ réformé par $ns^1(n-2)f^{14}(n-1)d^{10}$.



Dans le cas des éléments où les orbitales de type f sont présentes, le remplissage des électrons suit un ordre particulier ; avant que les électrons commencent à remplir les orbitales f, le niveau d (noté parfois comme n-1) reçoit d'abord un électron. En effet, des irrégularités sont particulièrement nombreuses dans les 5^{ème}, 6^{ème} et 7^{ème} périodes. Il est important de noter que le non-respect des règles de Klechkowski, du principe de Pauli ou de la règle de Hund conduit l'atome à un état excité plutôt qu'à son état fondamental.

Remarque :

L'ordre de remplissage des orbitales, dicté par la règle de Klechkowski, est essentiel pour comprendre la distribution des électrons dans un atome. En respectant les principes fondamentaux tels que la règle de Klechkowski, le principe de Pauli et la règle de Hund, on assure la stabilité des configurations électroniques. Ces règles sont cruciales pour déterminer l'ordre d'occupation des orbitales et garantir que les électrons occupent les orbitales de manière équilibrée et énergétiquement stable. Cette approche systématique du remplissage des orbitales contribue à décrire avec précision la structure électronique des atomes.

❖ **Structure électronique des ions (Cas des cations et des anions) :**

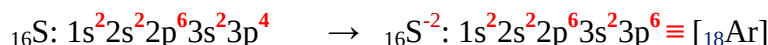
Afin d'établir la structure électronique d'un atome non neutre, il faut d'abord chercher celle de l'atome neutre puis lui retirer (cations) ou lui ajouter (anions) les électrons. Dans ce cas, chaque élément s'efforce d'atteindre la configuration électronique stable du gaz noble situé le plus proche dans le tableau périodique.

1- Cas des Anion:**Exemples :**

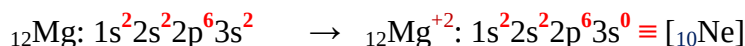
- ${}_{17}\text{Cl}^-$ a $Z - q = 17 - (-1) = 18$ électrons, équivalent à la configuration du troisième gaz rare $[_{18}\text{Ar}]$.



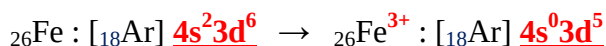
- ${}_{16}\text{S}^{2-}$ possède $Z - q = 16 - (-2) = 18$, on écrit ${}_{16}\text{S}^{2-}: [_{18}\text{Ar}]$

**1- Cas des cations :****Exemples:**

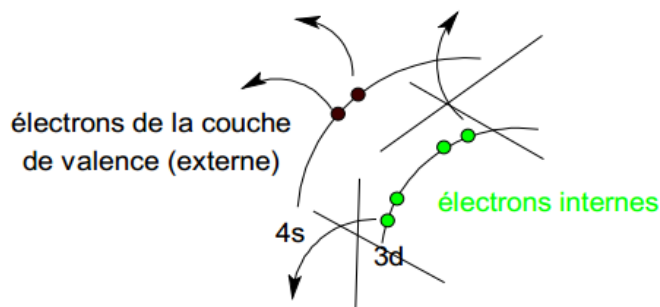
- ${}_{12}\text{Mg}^{+2}$ possède $Z - q = 12 - 2 = 10$ électrons. Ceci correspond au deuxième gaz rare $[_{10}\text{Ne}]$.



- ${}_{26}\text{Fe}^{3+}$: possède $Z - q = 26 - 3 = 23$ électrons

**Remarque :**

Pour les éléments du bloc "d", tels que le Fe, l'ionisation s'accompagne souvent du départ des électrons 4s plutôt que des électrons 3d, car les électrons de l'orbitale atomique 4s se trouvent en périphérie (à l'extérieur).



L'analyse de la structure électronique des atomes joue un rôle essentiel dans la compréhension de la périodicité des éléments et dans l'établissement de la classification périodique des éléments, communément appelée tableau périodique de Mendeleïev.

III.3. Exercices

Exercice 1 :

- 1- Les affirmations suivantes sont-elles vraies ou fausses (avec justification)
 - a- Si $l=1$, l'électron est dans une orbitale "d".
 - b- Si $n=2$, "m" peut être égale à "-1".
 - c- Pour un électron "d", "m" peut avoir la valeur 3.
 - d- Si $l=2$, la sous-couche correspondante peut recevoir 10 électrons.
 - e- Le nombre "n" d'un électron d'une sous-couche "f" peut être égale à 3.
- 2- Déterminer les quatre nombres quantiques caractérisant chaque électron dans l'état fondamental du carbone ($Z = 6$).

Exercice 2 :

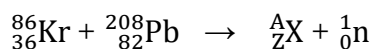
Soient les éléments suivants : ${}_{17}\text{Cl}$; ${}_{16}\text{S}$; ${}_{34}\text{Se}$; ${}_{24}\text{Cr}$; ${}_{19}\text{K}$.

- 1- Compléter le tableau suivant
- 2- Donner les quatre nombres quantiques caractérisant l'électron célibataire dans les éléments : Cl et K
- 3- Indiquer l'ion le plus stable pour : Cl et **K**, en justifiant votre choix.

Atome	Configuration électronique	e^-_{cour}	e^-_{valence}	Cases quantiques
${}_{17}\text{Cl}$				
${}_{16}\text{S}$				
${}_{34}\text{Se}$				
${}_{24}\text{Cr}$				
${}_{19}\text{K}$				

Exercice 3:

La réaction de fusion nucléaire ci-dessous a permis de mettre en évidence une nouvelle espèce chimique ${}^A_Z\text{X}$.



- 1) Identifier cet élément (A et Z)
- 2) Prévoir sa structure électronique et préciser sa position dans la classification périodique (bloc, période et groupe).
- 3) Comment appelle t'on les éléments appartenant au même groupe que X?
- 4) Donner les configurations électroniques de tous ces éléments.

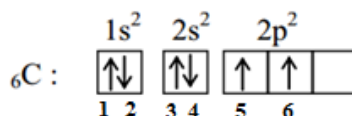
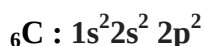
III.4. Solution des exercices

Exercice 1 :

1- Les affirmations suivantes sont-elles vraies ou fausses (avec justification)

- a- Si $l=1$, l'électron est dans une orbitale "d" . $\Rightarrow$ **Faux** : $l=1 \rightarrow$ orbitale "**p**"
- b- Si $n=2$, "m" peut être égale à "-1". $\Rightarrow$ **vrai** : [$l=0 \rightarrow s (m=0)$, $l=1 \rightarrow p (m=-1, 0, +1)$]
- c- Pour un électron "d", "m" peut avoir la valeur 3. $\Rightarrow$ **Faux** : orbitale "**d**" $\rightarrow l=2$ **et** ($m=-2, -1, 0, +1, +2$)
- d- Si $l=2$, la sous-couche correspondante peut recevoir 10 électrons. $\Rightarrow$ **vrai** : $l=2 \rightarrow$ orbitale "**d**" qui contient 5 cases et donc **$5 \times 2 = 10$ e.**
- e- Le nombre "n" d'un électron d'une sous-couche "f" peut être égale à 3. $\Rightarrow$ **Faux** : l'orbitale "**f**" **n'existe pas qu'à partir de ($n=4$).**

2- Les quatre nombres quantiques caractérisant chaque électron dans l'état fondamental du carbone.



	Les électrons					
	1	2	3	4	5	6
n	1	1	2	2	2	2
l	0	0	0	0	1	1
m	0	0	0	0	-1	0
S	$+\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$

$$0 \leq l \leq n-1$$

$$-l \leq m \leq +l$$

Exercice 2 :

Soient les éléments suivants : $_{17}\text{Cl}$; $_{16}\text{S}$; $_{34}\text{Se}$; $_{24}\text{Cr}$; $_{19}\text{K}$.

1- Compléter le tableau suivant

Atome	Configuration électronique	e^-_{cour}	e^-_{valence}	Cases quantiques
$_{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \equiv [_{10}\text{Ne}]3s^2 3p^5$	10	7	
$_{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \equiv [_{10}\text{Ne}]3s^2 3p^4$	10	6	
$_{34}\text{Se}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4 \equiv [_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$	28	6	
$_{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5 \equiv [_{18}\text{Ar}]4s^1 3d^5$	18	6	
$_{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \equiv [_{18}\text{Ar}]4s^1$	18	1	

2- Nombres quantiques

- **Cl:** (n, l, m, s) : $(3, 1, -1, +\frac{1}{2})$
- **K:** (n, l, m, s) : $(4, 0, 0, +\frac{1}{2})$

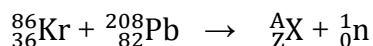
3- l'ion le plus stable

$_{17}\text{Cl}^- \equiv [_{18}\text{Ar}]$, gaz rare donc structure très stable.

$\text{K}^+ \equiv [_{10}\text{Ne}]$, gaz rare donc structure très stable.

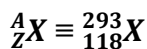
Exercice 3:

La réaction de fusion nucléaire ci-dessous a permis de mettre en évidence une nouvelle espèce chimique ^A_ZX .



1) Identification de l'élément (A et Z) :

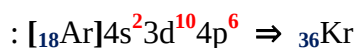
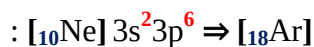
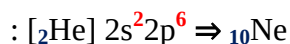
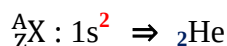
D'après les lois de conservation de Soddy : A= 293 et Z = 118



2) Structure électronique X, (bloc, période et groupe)



3) Les éléments appartenant au même groupe que X sont des gaz rare (gaz inerte).



Chapitre IV:
Classification
périodique

IV.1. Introduction

Au 19^{ème} siècle, de nombreux chercheurs en chimie ont tenté de catégoriser les éléments chimiques, souvent sans grand succès. Dimitri Ivanovitch Mendeleïev (1834-1907) a introduit la classification périodique des éléments, aujourd'hui reconnue comme la plus convaincante. Il a organisé les éléments en fonction de leur nombre de masse croissant. En 1913, la classification a évolué pour prendre en compte les propriétés chimiques des éléments naturels. On a alors réalisé que la classification ne devrait pas se baser sur les masses atomiques, susceptibles de varier en raison de l'existence d'isotopes, mais plutôt sur les numéros atomiques Z croissants.

Le tableau périodique demeure l'outil le plus important pour la comparaison des différents éléments chimiques. Il a grandement facilité la compréhension des groupes d'éléments, de leurs propriétés chimiques associées et de leurs structures. En outre, cette classification permet de déterminer les formules des composés et les types de liaisons entre les atomes au sein des molécules.

IV.2. Présentation du tableau périodique

Le tableau périodique se compose de 18 colonnes, également appelées familles, regroupant des éléments classés par numéro atomique Z croissant et partageant la même configuration électronique dans leur couche externe, ce qui se traduit par des propriétés chimiques similaires. Il présente également plusieurs lignes, connues sous le nom de périodes, qui rassemblent des éléments ayant le même nombre de couches électroniques (une même valeur de n) (Figure IV.1). Chaque période commence avec le remplissage de la sous-couche "ns" et se termine avec le remplissage de la sous-couche "np".

1

(1c)

I A

1

⁺¹₋₁ H

1,008

Hydrogène

2

(2c)

II A

3

⁺¹ Li

6.94

Lithium

4

⁺² Be

9.01

Béryllium

11

⁺¹ Na

22.99

Sodium

12

⁺² Mg

24.31

Magnésium

19

⁺¹ K

39.10

Potassium

20

⁺² Ca

40.08

Calcium

21

⁺³ Sc

44.96

Scandium

37

⁺¹ Rb

85.47

Rubidium

38

⁺² Sr

87.62

Strontium

39

⁺³ Y

88.91

Yttrium

55

⁺¹ Cs

132.91

Césium

56

⁺² Ba

137.33

Baryum

57

⁺³ La

138.91

Lanthane

87

⁺¹ Fr

[223]

Francium

88

⁺² Ra

[226]

Radium

89

⁺³ Ac

[227]

Actinium

Numéro atomique: 6

Principaux nombres d'oxydation:
(Le plus fréquent est en gras)

Nom: Carbone

Symbole de l'élément: C

Masse atomique: 12,011

Electronegativité: 2,55

(2c): deux électrons célibataires

(3p): trois paires d'électrons

13

(3c)

III A

14

(4c)

IV A

15

(5c)

V A

16

(6c)

VI A

17

(7c)

VII A

18

(8c)

VIII A

5

⁺³ B

10.81

Bore

6

⁺⁴ C

12.011

Carbone

7

⁺³ N

14.007

Azote

8

⁺² O

15.999

Oxygène

9

⁻¹ F

18.99

Fluor

10

⁰ Ne

20.18

Néon

13

⁺³ Al

26.98

Aluminium

14

⁺⁴ Si

28.09

Silicium

15

⁺³ P

30.974

Phosphore

16

⁺² S

32.065

Soufre

17

⁻¹ Cl

35.45

Chlore

18

⁰ Ar

39.95

Argon

31

⁺³ Ga

69.72

Gallium

32

⁺⁴ Ge

72.64

Germanium

33

⁺³ As

74.92

Arsenic

34

⁺² Se

78.96

Sélénium

35

⁻¹ Br

79.90

Brome

36

⁰ Kr

83.80

Krypton

49

⁺³ In

114.82

Indium

50

⁺⁴ Sn

118.71

Étain

51

⁺³ Sb

121.76

Antimoine

52

⁺² Te

127.60

Tellure

53

⁻¹ I

126.90

Iode

54

⁰ Xe

131.29

Xénon

81

⁺³ Tl

204.38

Thallium

82

⁺² Pb

207.2

Plomb

83

⁺³ Bi

208.98

Bismuth

84

⁺² Po

[209]

Polonium

85

⁻¹ At

[210]

Astato

86

⁰ Rn

[222]

Radon

58

⁺² Ce

140.12

Cérium

59

⁺³ Pr

140.91

Praseodyme

60

⁺³ Nd

144.24

Néodyme

61

⁺³ Pm

[145]

Prométhium

62

⁺³ Sm

150.36

Samarium

63

⁺³ Eu

151.96

Europium

64

⁺³ Gd

157.25

Gadolinium

65

⁺³ Tb

158.93

Terbium

66

⁺³ Dy

162.50

Dysprosium

67

⁺³ Ho

164.93

Holmium

68

⁺³ Er

167.26

Erbium

69

⁺³ Tm

168.93

Thulium

70

⁺³ Yb

173.04

Ytterbium

71

⁺³ Lu

174.97

Lutétium

90

⁺³ Th

232.04

Thorium

91

⁺³ Pa

231.04

Protactinium

92

⁺³ U

238.03

Uranium

93

⁺³ Np

237.04

Neptunium

94

⁺³ Pu

[244]

Plutonium

95

⁺³ Am

[243]

Américium

96

⁺³ Cm

[247]

Curium

97

⁺³ Bk

[247]

Berkélium

98

⁺³ Cf

[251]

Californium

99

⁺³ Es

[252]

Einsteinium

100

⁺³ Fm

[257]

Fermium

101

⁺³ Md

[258]

Mendelevium

102

⁺³ No

[259]

Nobélium

103

⁺³ Lr

[262]

Lawrencium

Figure IV.1: Tableau périodique de Mendeleïev

Dans le tableau périodique, la classification des éléments est basée sur leurs propriétés chimiques, qui sont dûes exclusivement aux électrons de valence.

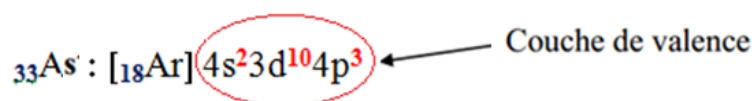
IV.2.1. Couche de valence et Électrons de valence:

- **Couche de valence :**

La couche de valence représente la dernière couche ou la dernière période avec le plus grand nombre quantique principal (n), correspondant au niveau le plus externe et influençant les propriétés chimiques des éléments. Toutefois, cette définition ne s'applique pas strictement aux éléments de transition, car leur couche de valence ne se limite pas au n le plus grand. Leur configuration électronique se termine en $(n-1)d^x ns^y$ (où x et y varient en fonction du nombre d'électrons des atomes). Par conséquent, les "électrons de valence interne" de la sous-couche $(n-1)d$ doivent également être pris en compte comme faisant partie de la couche de valence. Ainsi, la couche de valence pour les éléments de transition n'est pas seulement ns mais également $(n-1)d$ ns .

Les **électrons de valence** se trouvent dans la couche de valence, tandis que les **électrons de cœur** sont situés dans les couches les plus proches du noyau et ne participent pas à la formation de liaisons chimiques.

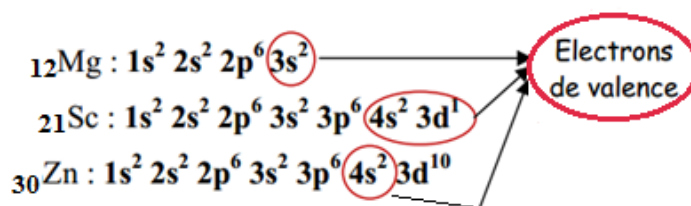
Exemple:



- **Électrons de valence :**

Les électrons de la couche de valence, à l'exception des configurations d^{10} et f^{14} saturées. Par exemple, pour l'arsenic (${}_{33}\text{As}$), il y a 5 ($2 + 3$) électrons de valence au lieu de 15 ($2 + 10 + 3$). Les électrons d sont saturés dans le cas du zinc (Zn) et de l'arsenic (As), et ils ne participent pas à la formation des liaisons de valence.

Exemples :



Remarque : « d » saturée dans le cas du (Zn et As), ces électrons ne participent pas à la formation des liaisons de valence.

IV.2.2. Période et groupe d'un élément chimique

Afin de situer un élément dans le tableau périodique, deux coordonnées sont nécessaires : la période (horizontale) et le groupe (verticale).

a) Ligne ou période

Chaque période correspond à une couche électronique identifiée par son nombre quantique principal noté (n).

La structure de la classification périodique est liée au remplissage des différentes sous-couches selon la règle de Klechkowski. Chaque ligne (ou période) commence par le remplissage d'une sous-couche **ns** et se termine par le remplissage de la sous-couche **np** (sauf pour $n = 1$). Le nombre n augmente d'une unité en passant d'une période à la suivante. Les éléments d'une même ligne horizontale du tableau périodique constituent une période.

Le tableau périodique comporte 7 périodes (7 lignes), classées de haut en bas par n croissant (voir Tableau IV.1).

Tableau IV.1: la répartition électronique des éléments dans le tableau périodique

Couche	Z	Structure électronique	Nombre d'électrons
1s	1, 2	$1s^1$ et $1s^2$	2
2s 2p	$3 \leq Z \leq 10$	$2s^{1-2}$, $2p^{1-6}$	8
3s 3p	$11 \leq Z \leq 18$	$3s^{1-2}$, $3p^{1-6}$	8
4s 3d 4p	$19 \leq Z \leq 36$	$4s^{1-2}$, $3d^{1-10}$, $4p^{1-6}$	18
5s 4d 5p	$37 \leq Z \leq 54$	$5s^{1-2}$, $4d^{1-10}$, $5p^{1-6}$	18
6s 4f 5d 6p	$55 \leq Z \leq 86$	$6s^{1-2}$, $4f^{1-14}$, $5d^{1-10}$, $6p^{1-6}$	32
7s 5f	$Z \geq 87$		

La 6^{ème} période comprend 32 éléments, dont les lanthanides correspondant au remplissage de la sous-couche 4f avec une plage de numéros atomiques de 58 à 71 : $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{2-14} 5d^0$.

Exemple : Le lanthane : La ($Z=57$), $[\text{Xe}] 6s^2 5d^1$.

Dans ce cas, les énergies des sous-couches sont très proches, rendant la règle de Klechkowski moins fiable.

La 7^{ème} période est incomplète, débutant par le remplissage de la sous-couche 7s (Fr, Ra). Elle est suivie par la série des actinides ($Z \geq 90$), correspondant au remplissage de la sous-couche 5f. La plupart de ces éléments sont radioactifs. L'uranium ($Z = 92$) est l'élément naturel le plus lourd. Ainsi, des éléments plus lourds jusqu'à $Z=103$ ont été obtenus artificiellement.

Exemple :

Atome	Configuration électronique	Ecriture abrégée	La couche externe	Ligne ou période
$_{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2$	$3s^2$	$n = 3$
$_{30}\text{Zn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$	$4s^2 3d^{10}$	$n = 4$
$_9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^5$	$n = 2$
$_{33}\text{As}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$	$4s^2 3d^{10} 4p^3$	$n = 4$

b) Colonnes ou groupes chimiques

Les colonnes du tableau périodique forment des groupes chimiques aux propriétés similaires en raison de la même structure électronique externe. Le groupe est la colonne verticale du tableau périodique désignée par le nombre d'électrons dans la dernière couche (ou couche de valence) sans dépasser le chiffre 8. Ils sont représentés en chiffres romains de I à VIII en haut du tableau périodique. Ainsi, Chaque groupe comporte des sous-groupes ou des familles.

<i>Nombre d'électrons de valence</i>	1	2	3	4	5	6	7	8,9,10
<i>Groupe</i>	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII

✓ **Les sous-groupes :**

Les groupes du tableau périodique sont divisés en deux sous-groupes: A et B.

• **Sous groupes A :**

La configuration de l'élément se termine par la sous-couche «s» ou «p» c'est-à-dire le bloc S (nS^1 ou nS^2) ou le bloc p ($nS^2 np^x$; ($1 \leq x \leq 6$)). Un élément appartient au **sous-groupe A** si les électrons de valence sont répartis dans la sous couche (ns^{1-2}), ($ns^2 np^{1-6}$) ou $ns^2 (n-1) d^{10} np^{1-6}$.

• **Sous groupes B :**

La configuration de l'élément se termine par la sous-couche «d». Un élément appartient au **sous-groupe B** si ses électrons de valence sont répartis dans la couche $ns^2 (n-1) d^{1-10} np^0$ ou encore $ns^2 (n-2)f^{14} (n-1)d^{1-10} np^0$.

Remarque :

Le groupe et le sous-groupe ne concerne pas les éléments qui se terminent par « f ».

Exemple :

${}_3\text{Li} : [{}_2\text{He}] 2s^1$	groupe I et sous-groupe A	on écrit I_A
${}_{35}\text{Br} : [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$	groupe VII et sous-groupe A	on écrit VII_A
${}_{25}\text{Mn} : [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^5$	groupe VII et sous-groupe B	on écrit VII_B
${}_{48}\text{Cd} : [{}_{36}\text{Kr}] 5s^2 3d^{10}$	groupe II et sous-groupe B	on écrit II_B
${}_{26}\text{Fe} : [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^6$	groupe VIII et sous-groupe B	on écrit $VIII_B$

❖ **Structure en Blocs**

On peut représenter dans la classification périodique une structure en blocs correspondant au remplissage progressif des sous-couches s, p, d et f (Figure IV.2):

Bloc s : Correspond aux colonnes 1 et 2 : éléments en ns^1 et ns^2 .

Bloc d : Possède 10 colonnes, de 3 à 12 : remplissage progressif de la sous-couche $(n-1)d$, la sous-couche ns étant saturée en ns^2 .

Bloc p : Correspond aux colonnes de 13 à 18 : remplissage progressif de la sous-couche np, les sous-couches $(n-1)d$ et ns étant saturées en $(n-1)d^{10}$ et ns^2 .

Bloc f : contient deux familles : remplissage des sous-couches $(n-2)f$.

Dans le cas de l'Hélium, bien qu'appartenant au bloc s, celui-ci est placé dans le bloc p (groupe des gaz rares ; $VIII_A$).

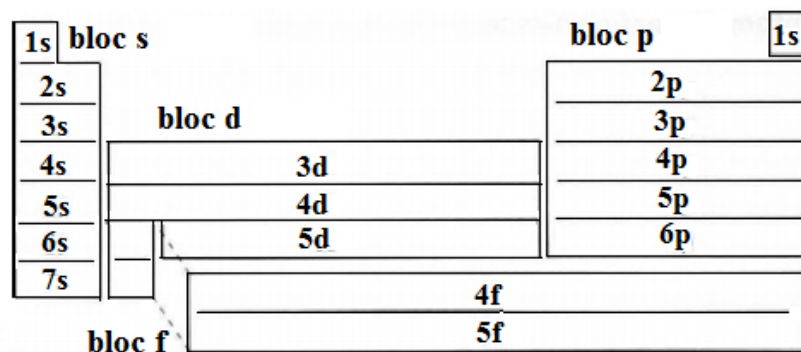
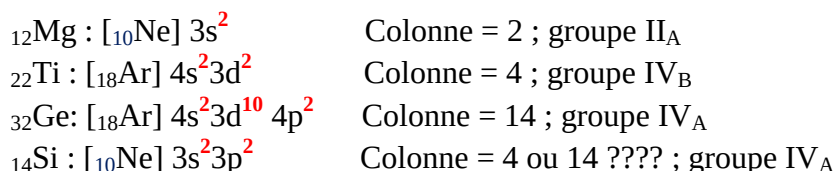


Figure IV.2 : Blocs s, p, d et f dans le tableau de la classification périodique

✓ La colonne

Elle est égale à la totalité des électrons de valence y compris ceux de la « d^{10} ».

Exemple :



Les deux éléments **Ge** et **Si** appartiennent au même groupe, donc automatiquement à la même colonne. Ainsi on doit ajoute 10 pour la colonne.

En effet, le chiffre 10 comble le vide qui est observé pour les périodes 2 et 3. Ainsi, Les éléments du bloc P se trouvent à partir de la colonne 13 et de ce fait si on trouve une colonne parmi ces éléments égale à moins de 8 on lui ajoute 10.



Donc la classification périodique se présente sous la forme d'un tableau de 18 colonnes qui sont réparties en 8 groupes : Huit en sous-groupe A (bloc S, bloc P) et dix en sous-groupe B (bloc d).

Groupes	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII	
Sous-groupes	I _A	I _B	II _A	II _B	III _A	III _B	IV _A	IV _B	V _A	V _B	VI _A	VI _B	VII _A	VII _B	VIII _B	VIII _A
Colonne	1	11	2	12	13	3	14	4	15	5	16	6	17	7	8,9,10	18

Remarque :

- **Le numéro de la colonne** = Σ d'électrons de la couche externe.
- **Le numéro du groupe** = Σ d'électrons de valence
- **Les éléments des colonnes 8, 9 et 10 sont appelés : les triades. Ils appartiennent tous au groupe VIII.**

IV.3. Familles des éléments chimiques :

Une famille représente la colonne verticale qui regroupe des éléments ayant des propriétés physiques et chimiques similaires. Cette disposition s'explique par le fait que cette colonne comporte des éléments possédant le même nombre d'électrons sur la couche externe. Les principales familles d'éléments sont :

- **Les alcalins** : Éléments de la colonne 1, de ${}_3\text{Li}$ à ${}_{87}\text{Fr}$, avec une couche externe en nS^1 .
- **Les alcalino-terreux** : Éléments de la colonne 2, de ${}_4\text{Be}$ à ${}_{88}\text{Ra}$, avec une couche externe en nS^2 .
- **Les métaux de transition** : Éléments du bloc d, de 3 à 12, couche externe en $nS^2 (n-1)d^x$ avec $n > 3$ et $1 \leq x \leq 10$.
- **Les terreux ou bores** : Éléments de la colonne 13, de ${}_5\text{B}$ à ${}_{81}\text{Ti}$, couche externe en $nS^2 np^1$.
- **Les carbonides** : Éléments de la colonne 14, de ${}_6\text{C}$ à ${}_{82}\text{Pb}$, avec une couche externe en $nS^2 np^2$.
- **Les azotides** : Éléments de la colonne 15, de ${}_7\text{N}$ à ${}_{83}\text{Bi}$, avec une couche externe en $nS^2 np^3$.
- **Les chalcogènes** : Éléments de la colonne 16, de ${}_8\text{O}$ à ${}_{84}\text{Po}$, couche externe en $nS^2 np^4$.
- **Les halogènes** : Éléments de la colonne 17, de ${}_9\text{F}$ à ${}_{85}\text{At}$, avec une couche externe en $nS^2 np^5$.
- **Les gaz rares** : Éléments de la colonne 18 (sauf He), de ${}_{10}\text{Ne}$ à ${}_{86}\text{Rn}$, possèdent une couche électronique externe saturée en $nS^2 np^6$.
- **Les terres rares : lanthanides et les actinides** : Les éléments des terres rares présentent des orbitales (f) en cours de remplissage. Les Lanthanides se trouvent dans la 6^{ème} période ($57 \leq Z \leq 71$), tandis que les Actinides sont dans la 7^{ème} période ($89 \leq Z \leq 103$).

D'autre part, dans le tableau périodique, les éléments partageant des caractéristiques communes sont regroupés par famille et se situent dans une même colonne du tableau périodique. Une approche plus généraliste divise le tableau périodique en trois grandes régions : les métaux, les métalloïdes et les non-métaux (Figure IV.3). Les éléments d'une même région présentent des propriétés communes.

IV.3.1. Les métaux :

Les métaux constituent la majorité des éléments du tableau périodique (75%). Ils se trouvent à gauche d'une ligne allant du Bore (B) à l'Astate (At), incluant les alcalins (colonne 1), les alcalino-terreux (colonne 2) et les éléments de transition (colonnes 3 à 12). Les métaux ont peu d'électrons (s et p) dans leur couche de valence. Ils ont tendance à perdre des électrons lors des réactions chimiques pour atteindre la configuration électronique du gaz rare qui les précède (formation de

Chapitre IV.

Classifications périodiques

cations, par exemple : Na [$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$] à Na^+). De plus, Les métaux sont généralement solides à température ambiante, à l'exception du mercure (Hg). Ils sont de bons conducteurs d'électricité et de chaleur, et beaucoup d'entre eux réagissent avec des acides.

IV.3.2. Les non métaux :

Les non-métaux se situent dans la partie droite du tableau périodique. Ils contiennent deux familles importantes : les halogènes (colonne 17) et les chalcogènes (colonne 16). Les non-métaux ont tendance à capturer des électrons supplémentaires lors des réactions chimiques pour atteindre la configuration électronique du gaz rare qui les suit (formation d'anions, par exemple : (Cl : [$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$] à Cl^-). Contrairement aux métaux, les non-métaux ne conduisent ni la chaleur ni l'électricité.

IV.3.3. Les métalloïdes :

Les métalloïdes forment une "frontière" entre les métaux et les non-métaux. Ils partagent certaines propriétés des non-métaux tout en conduisant, à divers degrés, le courant électrique. Des exemples de métalloïdes incluent le silicium (Si) et le germanium (Ge), largement utilisés en électronique. Les métalloïdes sont également connus sous le nom de semi-conducteurs.

Dans l'échelle des électronégativités, les non-métaux se placeront du côté des fortes électronégativités et les métaux du côté des faibles électronégativités.

Alcalins		Alcalino-terreux																		chalcogènes		halogènes		Gaz rares															
H		Non métal (ou métalloïde)																Métal																He					
Li		Be																		B		C		N		O		F		Ne									
Na		Mg																		Al		Si		P		S		Cl		Ar									
K		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Fe		Co		Ni		Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br		Kr					
Rb		Sr		Y		Sr		Nb		Mo		Tc		Ru		Rh		Pd		Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I		Xe					
Cs		Ba		La		Hf		Ta		W		Re		Os		Ir		Pt		Au		Hg		Tl		Pb		Bi		Po		At		Rn					
Fr		Ra		Ac																																			
terres rares : lanthanides et les actinides)																																							
Ce		Pr		Nd		Pm		Sm		Eu		Gd		Tb		Dy		Ho		Er		Tm		Yb		Lu													
Th		Pa		U		Np		Pu		Am		Cm		Bk		Cf		Es		Em		Md		No		Lr													

Figure IV. 3: La répartition des familles des groupes dans le tableau périodique.

Remarque :

L'hydrogène montre un cas spécial et n'appartient ni à la famille des alcalins ni à celle des métaux.

❖ Un élément est métallique si le nombre d'électrons de sa couche de valence (n le plus élevé) est inférieur ou égal au numéro de sa période sauf pour H et Ge, selon la règle de **Sanderson**.

Exemples :

- Le magnésium $_{12}\text{Mg}$, sa configuration électronique est : $[_{10}\text{Ne}] 3s^2$

Période = 3 (supérieur au nombre d'électrons de valence qui est de 2 : $2 < 3$), donc Mg est un métal

- Le carbone $_6\text{C}$, sa configuration électronique est : $1s^2 2s^2 2p^2$

Période = 2 (inférieur au nombre d'électrons de valence qui est de 4); ($4 > 2$) donc $_6\text{C}$ est un non-métal.

- Le Gallium $_{31}\text{Ga}$, sa configuration électronique est : $[_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$

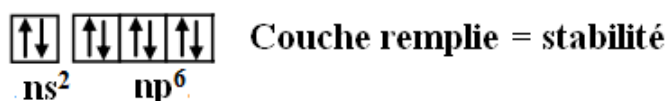
Période = 4 (supérieur au nombre d'électrons de valence qui est de 3: $3 < 4$) donc $_{31}\text{Ga}$ est un métal.

- L'aluminium $_{13}\text{Al}$, sa configuration électronique est : $[_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^1$

Période = 3 (égale au nombre d'électrons de valence qui est de 3 : $3 = 3$) donc $_{13}\text{Al}$ est un métal.

IV.4. Ion plus stable d'un élément chimique

Les gaz rares, également appelés gaz nobles, sont connus pour leur grande inertie chimique, refusant de réagir avec d'autres éléments pour former des composés chimiques. Cette stabilité est attribuée à leur configuration électronique, qui présente une couche de valence saturée à 8 électrons, conformément à la **règle de l'octet**.



Un ion est généralement considéré comme stable lorsque sa configuration externe est identique à celle d'un gaz parfait : $1s^2$ (2He) ou $ns^2 \dots np^6$. La règle suivie est que lorsqu'on arrache des électrons à un atome, on commence par ceux de la couche la plus externe, en commençant par le niveau d'énergie le plus élevé (n). En cas d'égalité de n, on commence par la sous-couche (l) la plus élevée.

Exemple:

- $_{23}\text{V} : [_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^3 \Rightarrow _{23}\text{V}^+ : [_{18}\text{Ar}] 4s^1 3d^3$ et non pas $_{23}\text{V} : [_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^2$

Dans cette situation, les électrons de la couche 4s sont situés à une distance plus importante du noyau, les rendant ainsi plus susceptibles d'être facilement éjectés.

- $_8\text{O} : [_2\text{He}] 2s^2 2p^4 \Rightarrow _8\text{O}^+ : [_2\text{He}] 2s^2 2p^3$

Dans ce cas: $p (l = 1) > s (l = 0)$, ce qui signifie que le processus d'arrachement commence avec les électrons de type "p".

IV.4.1. Cas des éléments du bloc s

Les éléments du bloc s, étant des métaux, perdent facilement leurs électrons pour former des cations avec une structure identique à celle du gaz rare qui les précède.

Exemple :

${}^3\text{Li} : [{}^2\text{He}] 2s^1 \rightarrow$ son ion le plus stable est $\text{Li}^+ : 2s^2$ ou $[{}^2\text{He}]$.

${}^{11}\text{Na} : [{}^{10}\text{Ne}] 3s^1 \rightarrow$ son ion le plus stable est $\text{Na}^+ : [{}^2\text{He}] 2s^2 2p^6$ ou $[{}^{10}\text{Ne}]$.

${}^{20}\text{Ca} : [{}^{18}\text{Ar}] 4s^2 \rightarrow$ son ion le plus stable est $\text{Ca}^{2+} : [{}^{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ou $[{}^{18}\text{Ar}]$.

IV.4.2. Cas des éléments du bloc p

Ces éléments peuvent être des métaux ou des non-métaux. On recherche les ions positifs (cations) et négatifs (anions) possibles, en choisissant celui avec la charge la plus petite en valeur absolue.

Exemple :

- ${}^{13}\text{Al} : [{}^{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^1 \Rightarrow$ ions possibles : $\text{Al}^{3+} : [{}^{10}\text{Ne}]$ avec la perte de 3 électrons ou $\text{Al}^{5-} : [{}^{18}\text{Ar}]$ avec la capture de 5 électrons.

$|3| < |5| \rightarrow$ choix : Al^{3+} pour minimiser le nombre d'électrons impliqués.

- ${}^6\text{C} : [{}^2\text{He}] 2s^2 2p^2 \Rightarrow$ ions possibles : $\text{C}^{4+} : [{}^2\text{He}]$ avec la perte de 4 électrons ou $\text{C}^{4-} : [{}^{10}\text{Ne}]$ avec la capture de 4 électrons

$|4| = |4| \rightarrow$ choix : C^{4+} pour équilibrer les charges.

- ${}^{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \Rightarrow$ ions possibles : ${}^{17}\text{Cl}^{7+} : [{}^{10}\text{Ne}] 3s^0 3p^0$ avec la perte de 7 électrons ou $\text{Cl}^- : [{}^{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ avec la capture de 1 électron.

$|1| < |7| \rightarrow$ choix : Cl^- pour minimiser le nombre d'électrons impliqués.

IV.4.3. Cas des éléments du bloc d :

Ces métaux peuvent perdre des électrons pour former des cations avec une structure identique au gaz rare précédent ou avec une sous-couche "d" stable (d^5 ou d^{10}).

Exemples:

- ${}^{22}\text{Ti} : [{}^{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^2 \rightarrow$ ion le plus stable est ${}^{22}\text{Ti} : [{}^{18}\text{Ar}] 4s^0 3d^0$. Dans ce cas : on vide complètement la couche de valence.
- ${}^{26}\text{Fe} : [{}^{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^6 \rightarrow$ ions stables: $\text{Fe}^{3+} : [{}^{18}\text{Ar}] 4s^0 3d^5$ et $\text{Fe}^{2+} : [{}^{18}\text{Ar}] 4s^0 3d^6$.

Dans le cas du Fe^{3+} , les 2 électrons de la 4s sont arrachés en premier car ils appartiennent à une couche externe.

- ${}^{28}\text{Ni} : [{}^{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^8 \rightarrow$ ion le plus stable est $\text{Ni}^{2+} : [{}^{18}\text{Ar}] 4s^0 3d^8$, en perdant les deux électrons de la 4s.

Ions plus stables de quelques éléments de la quatrième période :

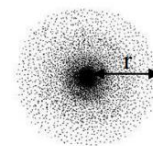
Atome	Configuration	Ion plus stable	Justification
${}^{19}\text{K}$	$[{}^{18}\text{Ar}] 4s^1$	$\text{K}^+ \equiv [{}^{18}\text{Ar}]$ ou $[{}^{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	gaz rare, stabilité
${}^{20}\text{Ca}$	$[{}^{18}\text{Ar}] 4s^2$	$\text{Ca}^{2+} \equiv [{}^{18}\text{Ar}]$ ou $[{}^{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	gaz rare, stabilité
${}^{30}\text{Zn}$	$[{}^{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$	$\text{Zn}^{2+} \equiv [{}^{18}\text{Ar}] 4s^0 3d^{10}$	d^{10} est très stable
${}^{32}\text{Ge}$	$[{}^{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^2$	$\text{Ge}^{4+} \equiv [{}^{18}\text{Ar}] 4s^0 3d^{10}$ ou $[{}^{36}\text{Kr}]$	d^{10} est très stable
${}^{33}\text{As}$	$[{}^{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$	$\text{As}^{3-} \equiv [{}^{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$	gaz rare, stabilité

IV.5. Evolution et périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments

Les propriétés chimiques des éléments sont en grande partie déterminées par leur configuration électronique de valence, c'est-à-dire les électrons les plus éloignés du noyau et les plus réactifs. Le tableau périodique est organisé de manière à regrouper les éléments ayant des configurations électroniques similaires. Les variations des propriétés chimiques à travers le tableau périodique suivent des tendances prévisibles, ce qui est étudié par les lois périodiques.

IV.5.1. Rayon atomique (r_a):

Le rayon atomique est la distance entre le noyau et la limite du nuage électronique formé par les électrons de la dernière couche électronique de l'atome.



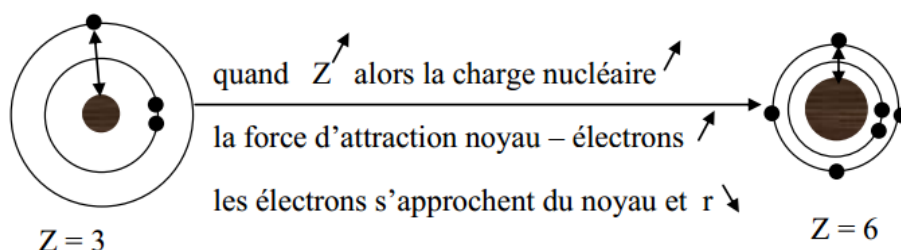
Ainsi, Il peut être déterminé comme la demi-distance entre deux noyaux d'une molécule diatomique homonucléaire liée par une liaison covalente simple.



La variation du rayon atomique dépend de deux paramètres : la charge du noyau et distance noyau-électron externe.

- **Variation selon une même période:**

Lorsque vous traversez une période de gauche à droite (augmentation du nombre atomique Z), la charge du noyau augmente. Cela entraîne une augmentation de l'attraction entre le noyau et les électrons, provoquant une diminution du nuage électronique. Par conséquent, le rayon atomique diminue.

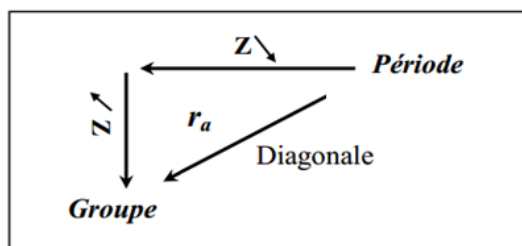


- **Variation selon une même colonne (ou groupe)**

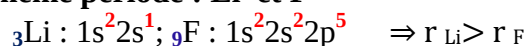
Lorsque vous descendez une colonne (augmentation du nombre de la couche électronique), la force d'attraction entre le noyau et les électrons diminue. Cela permet aux électrons d'être plus éloignés du noyau, entraînant une augmentation du nuage électronique et donc du rayon atomique.

Conclusion:

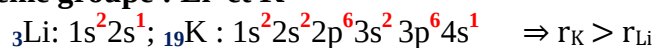
- Dans une même période : r_a augmente de droite à gauche lorsque Z diminue.
- Dans un même groupe : r_a augmente de haut en bas lorsque Z augmente.

**Exemple:**

- même période : Li et F



- même groupe : Li et K



➤ Valeurs des rayons atomiques pour les éléments de la 2^{ème} et 3^{ème} période du tableau périodique :

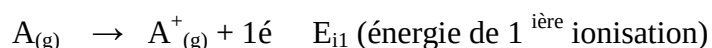
Atomes	Li	Be	B	C	N	O	F
$r_a (\text{\AA})$	1,34	0,90	0,82	0,77	0,75	0,73	0,72

Atomes	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
$r_a (\text{\AA})$	1,54	1,30	1,18	1,11	1,05	1,02	0,99

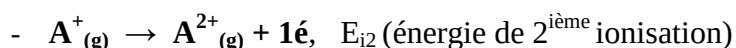
IV.5.2. Energie d'ionisation d'un atome (E_i):

L'énergie d'ionisation, notée E_i , est l'énergie minimale nécessaire pour arracher un électron à un atome dans son état gazeux, formant ainsi le cation correspondant. Les énergies d'ionisation sont généralement exprimées en kJ mol^{-1} ou eV.

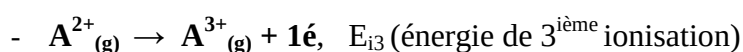
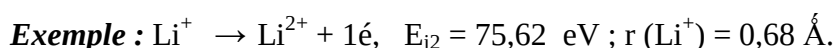
La réaction d'ionisation de l'atome A s'écrit :



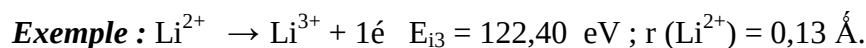
L'énergie de 1^{ère} ionisation (E_{i1}): est l'énergie nécessaire pour extraire un électron de l'atome.

**❖ On peut aussi définir:**

L'énergie de 2^{ème} ionisation (E_{i2}): est l'énergie nécessaire pour extraire un second électron.



L'énergie de 3^{ème} ionisation (E_{i3}): est l'énergie nécessaire pour extraire un troisième électron.





L'énergie de $n^{\text{ième}}$ ionisation : $E_{in} = E_i(A^{+n}) - E_i(A^{+(n-1)})$.

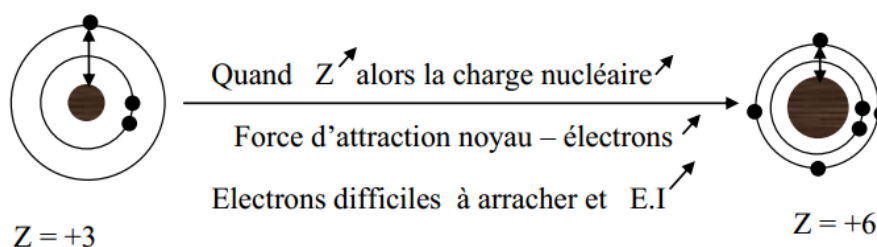
Ainsi $E_{i1} < E_{i2} < E_{i3} < \dots < E_{in}$: plus l'électron est loin du noyau plus il est facile à l'extraire.

La forte augmentation des énergies d'ionisation successives s'explique par le décroissement du rayon effectif de l'atome lorsqu'il perd des électrons pour former des ions positifs. Cela est également lié à l'augmentation de la charge effective. Pour un atome donné, les énergies d'ionisation successives augmentent car le rayon diminue, rendant les électrons restants plus proches du noyau et donc plus difficiles à extraire. Nous avons par exemple :

Eléments	Z	E_{i1}	E_{i2}	E_{i3}	E_{i4}
Li	3	5,37	75,3	121,8	--
Be	4	9,50	18,1	155	217
B	5	8,30	24,2	37,8	258

- Variation selon une même période**

Lorsque le numéro atomique (Z) augmente, le nombre de protons augmente, renforçant ainsi l'attraction entre le noyau et les électrons. Les électrons sont plus attirés vers le noyau, ce qui rend plus difficile leur arrachement. Par conséquent, l'énergie d'ionisation (E_i) augmente dans une même période de gauche à droite.

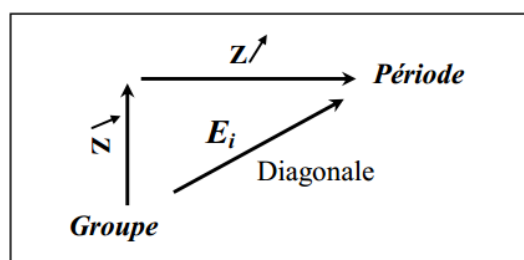


- Variation selon une même colonne (ou groupe)**

Lorsque le numéro atomique (Z) augmente, le nombre de couches électroniques augmente. Cette augmentation de couches entraîne une diminution de la force d'attraction entre le noyau et les électrons les plus externes. Les électrons sont plus éloignés du noyau et donc plus faciles à arracher. Ainsi, l'énergie d'ionisation (E_i) diminue dans un même groupe de bas en haut.

Conclusion

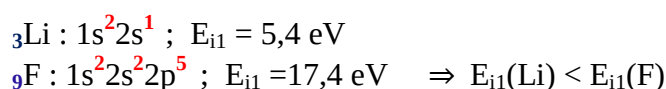
- Dans une même période : E_i augmente de gauche à droite lorsque Z augmente.
- Dans un même groupe : E_i augmente de bas en haut lorsque Z diminue.



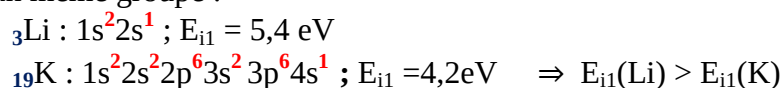
On remarque que cette énergie évolue dans le sens opposé du rayon « r_a ».

Exemple :

Dans une même période :



Dans un même groupe :



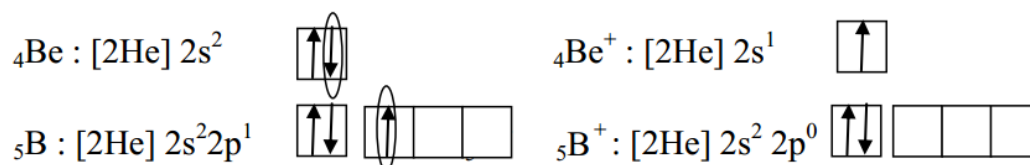
❖ Evolution de l'énergie d'ionisation E_i (en eV) dans tableau périodique

	${}_1\text{H}$ 13,6 eV	$E_i \nearrow$						${}_2\text{He}$ 24,6 eV
$E_i \uparrow$	${}_3\text{Li}$ 5,4 eV	${}_4\text{Be}$ 9,3 eV	${}_5\text{B}$ 8,3 eV	${}_6\text{C}$ 11,3 eV	${}_7\text{N}$ 14,5 eV	${}_8\text{O}$ 13,6 eV	${}_9\text{F}$ 17,4 eV	${}_{10}\text{Ne}$ 21,6 eV
	${}_{11}\text{Na}$ 5,1 eV	${}_{12}\text{Mg}$ 7,6 eV	${}_{13}\text{Al}$ 6,0 eV	${}_{14}\text{Si}$ 8,2 eV	${}_{15}\text{P}$ 10,5 eV	${}_{16}\text{S}$ 10,4 eV	${}_{17}\text{Cl}$ 13,0 eV	${}_{18}\text{Ar}$ 15,8 eV
	${}_{19}\text{K}$ 4,2 eV	${}_{20}\text{Ca}$ 6,1 eV	${}_{31}\text{Ga}$ 6,0 eV	${}_{32}\text{Ge}$ 7,9 eV	${}_{33}\text{As}$ 9,8 eV	${}_{34}\text{Se}$ 9,8 eV	${}_{35}\text{Br}$ 11,8 eV	${}_{36}\text{Kr}$ 14,0 eV

Remarque:

- Il est plus facile d'arracher un électron célibataire que d'arracher un électron apparié.

Exemple :



Selon notre compréhension, on s'attend à trouver : $E_{i1}({}_5\text{B}) > E_{i1}({}_4\text{Be})$. Cependant, les résultats expérimentaux indiquent: $E_{i1}(\text{B}) = 8,3 \text{ eV}$ et $E_{i1}(\text{Be}) = 9,32 \text{ eV}$. Ceci est expliqué par le fait que dans le cas du bore on arrache un électron célibataire et dans le cas du Béryllium on arrache un électron apparié qui est plus difficile à arracher.

- Les gaz rares présentent des énergies d'ionisation très élevées en raison de leur grande stabilité.
- Les métaux alcalins et alcalino-terreux ont les énergies d'ionisation les plus faibles dans le tableau périodique.

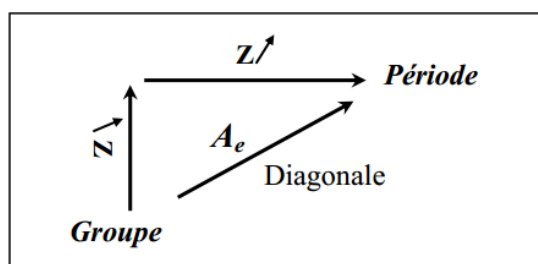
IV.5.3. Affinité électronique (A_e)

L'affinité électronique, également appelée énergie d'attraction électronique, est l'énergie libérée (exothermique) ou absorbée (endothermique) lorsqu'un atome capte un électron pour former un anion gazeux : $X_g + e^- \rightarrow X_g^- + A_e$. Cette énergie est généralement exprimée en kJ/mol ou eV.

L'affinité électronique est positive pour les halogènes, qui ont tendance à capter des électrons pour atteindre la configuration stable du gaz noble suivant, exemple : $Cl_g + e^- \rightarrow Cl_g^-$; $E_A = + 3,61$ eV. Cependant, elle est négative pour les alcalino-terreux, qui ont peu de tendance à capter des électrons ; exemple : $Mg_g + e^- \rightarrow Mg_g^-$; $E_A = - 0,30$ eV.

- **Relation avec l'énergie d'ionisation (E_i) :** Par comparaison avec l'énergie d'ionisation, l'affinité électronique lui est équivalente en valeur absolue. Cela signifie que l'affinité électronique varie dans le même sens que l'énergie d'ionisation dans le tableau périodique.
- **Évolution de l'affinité électronique :**

L'affinité électronique augmente en traversant une période de gauche à droite, par contre elle varie très peu en descendant un groupe.



IV.5.4. Électronégativité (E_n ou χ (ksi)) :

L'électronégativité est la capacité d'un atome à attirer vers lui les électrons lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre élément afin de saturer sa dernière couche et d'acquérir la configuration d'un gaz rare. L'atome qui capte l'électron est appelé électronégatif et celui qui cède l'électron est appelé électropositif.

Soit la réaction : $A + B \rightarrow A^+ + B^-$ (B est plus électronégatif que A).

Exemple : $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$ (Cl est plus électronégatif que Na).

Mulliken a avancé une définition fondamentale et couramment utilisée de l'électronégativité, mesurée par la moyenne algébrique de l'énergie de première ionisation et de l'affinité électronique. En d'autres termes, l'électronégativité (χ) selon Mulliken est déterminée par la formule suivante :

$$E_n = \frac{E_i + A_e}{2}, \text{ avec } A_e : \text{affinité électronique et } E_i : \text{énergie d'ionisation}$$

Chapitre IV.

Classifications périodiques

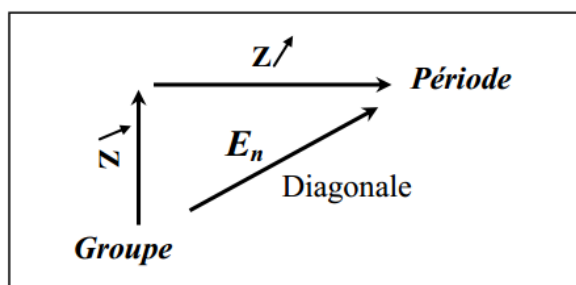
De ce fait, l'électronégativité d'un élément évolue dans le même sens que E_i et/ou A_e dans le tableau périodique. C'est-à-dire : l'électronégativité augmente de gauche à droite dans une ligne du tableau périodique, par ailleurs elle diminue de haut en bas dans une même colonne.

Remarque:

- Les gaz rares n'ont pas d'électronégativité, car ils sont saturés et n'ont pas besoin d'attirer les électrons.
- Les halogènes sont les plus électronégatifs ainsi, le fluor (F) est l'atome le plus électronégatif.

➤ Évolution de l'électronégativité :

- Dans une même période : L'électronégativité augmente de gauche à droite.
- Dans un même groupe : L'électronégativité diminue de haut en bas.



Exemple : Quelques valeurs d'électronégativités selon l'échelle de MULLIKEN :

Éléments	E_i (eV)	A_e (eV)	E_n (eV)
Li	5.4	0.54	2.47
H	13.6	0.75	7.17
Cl	13.0	3.61	8.31
F	17	3.45	10.42

IV.6. Exercices

Exercice1 :

- 1- Ecrire la structure électronique des éléments suivants: $_{17}\text{Cl}^-$, $_{11}\text{Na}^+$, $_{37}\text{Rb}$, $_{29}\text{Cu}$, $_{42}\text{Mo}$, $_{15}\text{P}^-$.
- 2- Situer ces éléments dans le tableau périodique en indiquant : la période, le groupe et la colonne.
- 3- Indiquer l'ion le plus stable pour chacun de ces éléments en justifiant votre choix.
- 4- Classer ces éléments par ordre :
 - Décroissant de leur électronégativité
 - Décroissant de leur énergie de première ionisation
 - Croissant de leur rayon covalent

Exercice 2:

Le potassium et le calcium appartiennent à la même période 4 et aux groupes I_A et II_A respectivement.

- 1- Pour chacun des éléments :
 - a- Ecrire la configuration électronique.
 - b- Déterminer le numéro atomique.
 - c- Prévoir l'ion le plus stable capable de se former. Justifier.
- 2- Monter comment évolue le rayon atomique des éléments dans le tableau périodique.
- 3- Les valeurs des rayons atomiques des deux éléments précédents sont : 1,8 Å et 2,2 Å.
Attribuer à chacun des éléments la valeur qui lui correspond en rayon.

Exercice 3 :

Un élément X a moins de 18 électrons et un électron célibataire.

- 1- Quelles sont ses configurations possibles ?
- 2- Quel est cet élément, s'il appartient à la famille de l'indium ${}_{49}\text{In}$ et à la période du sodium ${}_{11}\text{Na}$?
- 3- Donner le numéro atomique de X et classer le dans le tableau périodique (période, groupe, bloc et famille).
- 4- Quel est l'ion le plus stable de X.
- 5- Classer les trois éléments (X, Na et In) dans l'ordre d'énergie d'ionisation croissant.

Exercice 4 :

1- Ecrivez la distribution électronique d'un élément X sachant que X^{+5} a la même configuration électronique que celle du gaz rare de la quatrième période.

2- Situez l'élément X dans le tableau périodique : bloc, période et groupe.

IV.7. Solutions des exercices**Exercice 1 :****1- Structure électronique**

Espèce	Structure de l'atome	Structure de l'ion
${}_{17}\text{Cl}^-$	$[\text{}_{10}\text{Ne}]3s^23p^5$	$[\text{}_{10}\text{Ne}]3s^23p^6$
${}_{11}\text{Na}^+$	$[\text{}_{10}\text{Ne}]3s^1$	$[\text{}_{10}\text{Ne}]3s^0$ ou $[\text{}_{2}\text{He}]3s^23p^6$
${}_{37}\text{Rb}$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]5s^1$	
${}_{29}\text{Cu}$	$[\text{}_{18}\text{Ar}]4s^13d^{10}$	
${}_{42}\text{Mo}$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]5s^14d^5$	
${}_{15}\text{P}^-$	$[\text{}_{10}\text{Ne}]3s^23p^3$	$[\text{}_{10}\text{Ne}]3s^23p^4$

2- situation des éléments dans le tableau périodique

Rappelle :

- Pour déterminer la position ou la situation d'un élément dans le tableau périodique, on utilise ses coordonnées horizontales et verticales. Ces coordonnées correspondent respectivement à la période et au groupe (ou colonne). La période est déterminée par le niveau d'énergie de la dernière couche électronique occupée, tandis que le groupe indique le nombre d'électrons dans la couche de valence.

- Lorsqu'on considère un ion, on donne la position de son atome correspondant dans le tableau périodique. Les ions sont formés par la perte ou le gain d'électrons par rapport à la configuration électronique de l'atome neutre. Ainsi, la position de l'ion est déterminée en se basant sur la configuration électronique de l'atome d'origine.

Elément	Période	Groupe	Colonne
$_{17}\text{Cl}$	3	VII _A	17
$_{11}\text{Na}$	3	I _A	1
$_{37}\text{Rb}$	5	I _A	1
$_{29}\text{Cu}$	4	I _B	11
$_{42}\text{Mo}$	5	VI _B	6
$_{15}\text{P}$	3	V _A	15

3- Ion le plus stable :

Elément	Ion plus stable	Justification
$_{17}\text{Cl}$	$\text{Cl}^- \equiv [_{18}\text{Ar}]$ ou $[_{10}\text{Ne}]3s^23p^6$	gaz rare, stable.
$_{11}\text{Na}$	$\text{Na}^+ \equiv [_{10}\text{Ne}]$ ou $[_2\text{He}]3s^23p^6$	gaz rare, stable.
$_{37}\text{Rb}$	$\text{Rb}^+ \equiv [_{36}\text{Kr}]$ ou $[_{18}\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^6$	gaz rare, stable.
$_{29}\text{Cu}$	$\text{Cu}^+ \equiv [_{18}\text{Ar}]4s^03d^{10}$	d^{10} est une structure très stable
$_{42}\text{Mo}$	$\text{Mo}^+ \equiv [_{36}\text{Kr}]5s^04d^5$	d^5 est une structure très stable
$_{15}\text{P}^-$	$\text{P}^{3-} \equiv [_{10}\text{Ne}]3s^23p^6$	gaz rare, stable.

3- Classement des éléments selon leur propriété

Période	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
3	Na														P		Cl	
4											Cu							
5	Rb					Mo												

- Selon l'électronégativité :

(Cl, P et Na) $\in$ Période 3 > Cu $\in$ Période 4 > (Mo et Rb) $\in$ Période 5

Donc : $\chi_{\text{Cl}} > \chi_{\text{P}} > \chi_{\text{Na}} > \chi_{\text{Cu}} > \chi_{\text{Mo}} > \chi_{\text{Rb}}$

- Selon l'énergie d'ionisation : c'est la même chose que l'électronégativité

Donc : $E_{\text{Cl}} > E_{\text{P}} > E_{\text{Na}} > E_{\text{Cu}} > E_{\text{Mo}} > E_{\text{Rb}}$

- Selon le rayon : c'est l'inverse de l'électronégativité :

(Cl, P et Na) $\in$ Période 3 < Cu $\in$ Période 4 < (Mo et Rb) $\in$ Période 5

Donc : $r_{\text{Cl}} < r_{\text{P}} < r_{\text{Na}} < r_{\text{Cu}} < r_{\text{Mo}} < r_{\text{Rb}}$

1. Le potassium (K) et le calcium (Ca) appartiennent à la même période (période 4) et ont des configurations électroniques similaires dans la couche de valence (la dernière couche électronique) ; qui sont $4S^1$ et $4S^2$ respectivement :

Atomes	Structure électronique	numéro atomique	Ion plus stable
K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	Z = 19	K⁺ $\equiv$ [18Ar] , gaz rare donc structure très stable
Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	Z = 20	Ca²⁺ $\equiv$ [18Ar] , gaz rare ; structure très stable

3- selon la réponse de la question 2, nous attribuons la valeur 2,2 A° au rayon de $_{19}\text{K}$ et la valeur 1,8 A° au rayon du $_{20}\text{Ca}$.

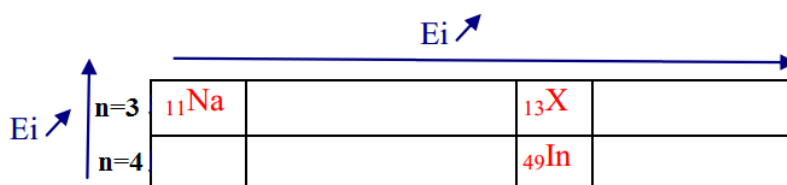
1- Il y'a au total 7 configurations possibles :

- $1X : 1s^1$
 $3X : 1s^2 / 2s^1$
 $5X : 1s^2 / 2s^2 2p^1$
 $9X : 1s^2 / 2s^2 2p^5$
 $11X : 1s^2 2s^2 2p^6 / 3s^1$
 $13X : 1s^2 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^1$
 $17X : 1s^2 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^5$
2- $49\text{In} : [36\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^1$; Groupe : III_A (Famille des non métaux)
 $11\text{Na} : [10\text{Ne}] 3s_1$; période : 3

Si X appartient à la même famille que l'indium (même groupe III_A) et la même période que le sodium (n=3), sa configurations sera : $1s^2 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^1$, il s'agit donc de ${}_{13}\text{X} = {}_{13}\text{Al}$

- 3- $Z(X) = 13$; sa période $n = 3$; son groupe III_A ; bloc : P et famille des non métaux.
- 4- l'ion le plus stable de X est : ${}_{13}\text{Al}^{3+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 \equiv [{}_{10}\text{Ne}]$.
- 5- Classement des trois éléments (X, Na et In) dans l'ordre d'énergie d'ionisation croissant E_i

$$(\mathbf{Na}) > \mathbf{E_i(In)} > \mathbf{E_i(X)}$$

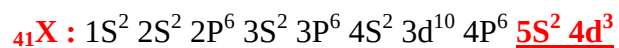


Exercice 4 :

- 1- La distribution électronique de l'élément X, sachant que X^{+5} a la même configuration électronique que celle du gaz rare de la quatrième période.

La configuration électronique du gaz rare de la quatrième période est : $[_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$;
Z = 36.

En ajoutant 5 électrons à cette configuration, on obtient la configuration électronique de X :



- 2- Situation de l'élément X dans le tableau périodique : bloc (**d**), période (**n = 5**) et groupe (**V_B**).

Chapitre V:
Liaisons chimiques

V.1. Introduction

Dans la nature, les atomes ne sont généralement pas trouvés à l'état isolé. Les seuls éléments présents sous forme d'atomes libres isolés sont les gaz inertes ou gaz rares de la famille VIII_A, qui se caractérisent par une stabilité exceptionnelle. Cette stabilité est due à leur couche externe totalement remplie car elle contient huit électrons, suivant ainsi la **règle de l'octet**. L'hélium constitue l'unique exception, possédant une couche externe remplie avec deux électrons, respectant ainsi la **règle du Duet**.

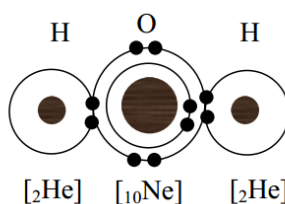
Contrairement aux gaz rares, la plupart des autres atomes du tableau périodique cherchent à atteindre la stabilité en obtenant une configuration électronique similaire à celle des gaz rares, généralement $ns^2 np^6$. Pour y arriver, les atomes peuvent former des liaisons avec d'autres atomes, soit en cédant leurs électrons externes, soit en captant les électrons d'autres atomes, soit en partageant des électrons avec d'autres atomes. Ces interactions conduisent à la formation de molécules, de composés ioniques ou de métaux, qui sont tous plus stables que les atomes isolés.

V.1.1. Définition

La liaison chimique résulte d'une force électrostatique d'attraction qui maintient ensemble un groupe d'atomes pour former une molécule ou une substance chimique. Cette liaison se forme par le partage ou le transfert d'électrons de valence entre les atomes, avec pour objectif de conférer à chaque atome lié une structure stable, tout en respectant la règle de l'octet ou la règle du Duet.

Exemple: Formation de la molécule d'eau (H_2O).

Dans cette molécule, on observe que chaque atome acquiert la structure électronique d'un gaz rare, respectant ainsi la règle de l'octet pour l'oxygène et la règle du Duet pour l'hydrogène. La nature de la liaison chimique formée dépend des valeurs d'électronégativité des atomes impliqués dans la liaison.



V.1.2. Valence d'un atome

La valence d'un atome est déterminée par la couche de valence, également appelée couche périphérique, qui est la dernière couche électronique partiellement remplie. Cette couche est caractérisée par le nombre quantique principal (n) le plus élevé. Les électrons présents dans la couche de valence sont désignés comme des "électrons de valence" et jouent un rôle crucial dans les liaisons chimiques.

La valence d'un atome correspond au nombre d'atomes avec lesquels cet atome peut former des liaisons. Cela dépend généralement du nombre d'électrons célibataires présents dans sa couche de valence, que ce soit dans son état fondamental ou excité.

Exemples : Valences de quelques atomes

- ${}_1\text{H} : 1s^1$, possédant 1 électron célibataire, il est monovalent (capable de former une seule liaison).
- ${}_8\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$, possédant 2 électrons célibataires, il est divalent (capable de former deux liaisons).
- ${}_7\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$, avec 3 électrons célibataires, il est trivalent (capable de former trois liaisons).
- ${}_6\text{C} : 1s^2 2s^1 2p^3$ (état excité), avec 4 électrons célibataires, il est tétravalent (capable de former quatre liaisons).

V.1.3. Règle de l'Octet :

La règle de l'Octet, fondée sur l'idée que les atomes formant des molécules doivent être entourés d'un maximum de huit électrons (ou quatre doublets d'électrons, liants ou non liants) pour atteindre une stabilité maximale, guide la formation des liaisons chimiques. Chaque atome cherche toujours à acquérir la configuration électronique la plus stable, similaire à celle du gaz rare le plus proche dans la classification périodique.

Cette règle est généralement applicable aux éléments des blocs s et p de la deuxième et troisième période du tableau périodique. Cependant, elle ne s'applique pas directement aux atomes d'hydrogène et d'hélium (première période), qui s'entourent d'un seul doublet conformément à la règle de Duet pour atteindre la configuration $1s^2$ de l'atome d'hélium.

❖ Exception à la règle de l'octet

Lors des transformations chimiques, des exceptions à la règle de l'Octet peuvent survenir :

- Octet incomplet :** Certains éléments de la deuxième période (comme Béryllium, Bore, etc.) peuvent avoir un octet incomplet. Par exemple, l'atome de bore est entouré de 6 électrons.
- Extension de l'octet :** Certains éléments de la troisième période (tels que le Phosphore, le Soufre, etc.) peuvent étendre leur octet au-delà de huit électrons. Par exemple, dans le PCl_5 , l'atome de phosphore est entouré de 10 électrons.
- Exceptions pour $n \geq 4$:** La règle de l'Octet présente de nombreuses exceptions pour les éléments des périodes $n \geq 4$ et pour ceux éloignés de la structure des gaz rares, notamment dans les blocs d et f et la colonne 14. Ces cas nécessitent une approche plus complexe.

V.2. Représentation de la liaison chimique : Modèle ou diagramme de Lewis**V.2.1. Représentation de Lewis pour les atomes**

La représentation de Lewis, introduite par le chimiste Gilbert Lewis en 1916, offre une manière schématique de représenter la structure électronique externe, spécifiquement la couche de valence, d'un atome. La valence de l'atome est déterminée par le nombre d'électrons célibataires.

- Les électrons appariés ou doublet libre sont représenté par des tirets (—).
- Les électrons célibataires sont représenté par des points (•).
- Une case quantique vide est représentée par un rectangle (Lacune électronique) $\square$.

Cette notation simplifiée permet de visualiser rapidement la distribution des électrons dans la couche de valence d'un atome, facilitant ainsi la compréhension des interactions électroniques et des liaisons chimiques.

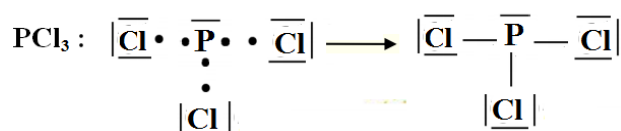
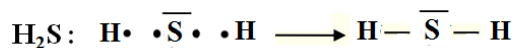
Exemples :

atome	Structure électronique	Cases quantiques des couches de valence	Structure de Lewis
${}_1\text{H}$	$1s^1$	$\boxed{\uparrow}$	$\text{H}\cdot$
${}_3\text{Li}$	$1s^2 2s^1 2p^0$	$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{} \boxed{} \boxed{}$	$\cdot\text{Li}\cdot$
${}_8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{}$	$:\text{O}: \text{ ou } \cdot\text{O}\cdot$
${}_{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{}$	$:\text{S}: \text{ ou } \cdot\text{S}\cdot$
${}_{15}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$	$\cdot\text{P}\cdot$
${}_{17}\text{Cl}$	$2p^6 3s^2 3p^5$	$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow}$	$ \text{Cl}\cdot$

V.2.2. Diagramme de Lewis des molécules

Lorsque deux atomes forment une liaison chimique, ils ont tendance à partager ou transférer des électrons de manière à atteindre une couche externe saturée, similaire à celle des gaz rares (ns^2np^6). Cela correspond à la règle de l'octet, où chaque atome impliqué dans la liaison aspire à atteindre huit électrons dans sa couche de valence pour obtenir une configuration électronique stable.

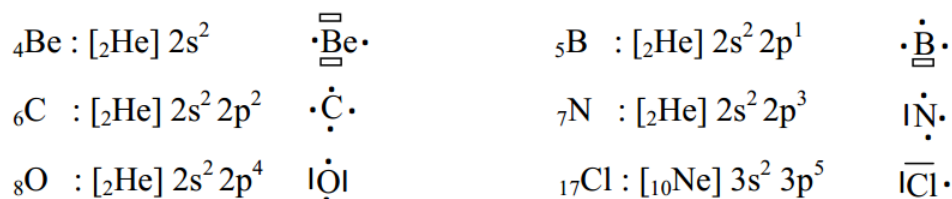
Exemple: H_2S et PCl_3 :



V.2.3. Méthode générale de la construction du diagramme de Lewis

La construction d'un diagramme de Lewis fournit une représentation simplifiée de la distribution des électrons de valence entre les atomes d'une molécule. Voici les étapes générales pour construire un diagramme de Lewis :

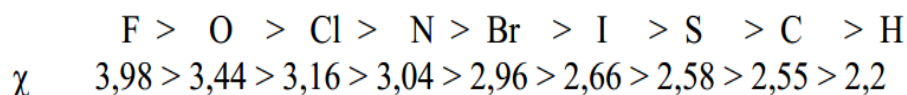
1. Ecrire la configuration électronique en différentes couches de chaque atome,
2. Représenter les électrons de valence : utilisez des traits pour représenter les doublets d'électrons partagés entre les atomes, utilisez des points pour représenter les électrons de valence non appariés (électrons célibataires) et si un atome ne possède pas d'électron de valence dans une certaine couche, utilisez une case vide symbolisée par un petit carré. Enfin, distribuez les électrons de valence un par un sur les quatre coins de l'atome. Si le nombre d'électrons de valence dépasse 4, commencez à doubler et formez des paires d'électrons.

Exemple :

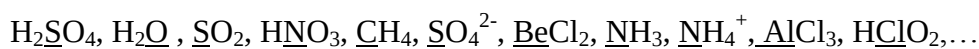
Cette méthode simple de distribution permet d'obtenir une schématisation claire des atomes, indiquant les électrons célibataires, les doublets et les cases vides. Cela facilite la visualisation des liaisons chimiques et de la structure moléculaire.

3. Choisir l'atome central : on prend celui qui possède le plus grand nombre d'électron célibataire. Dans le cas où il existe deux atomes qui ont le même nombre d'électron célibataire, l'atome central sera le moins électronégatif sauf l'hydrogène.

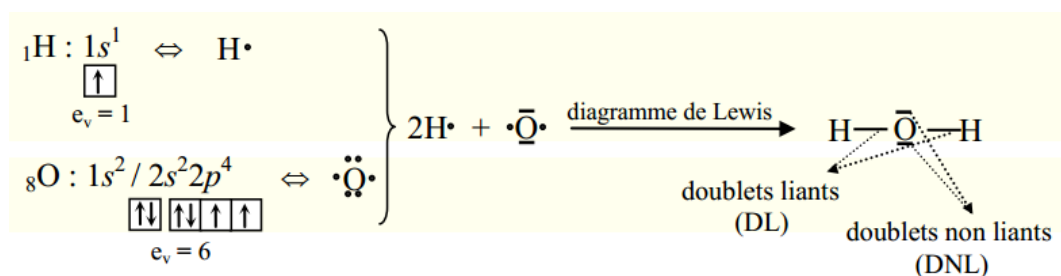
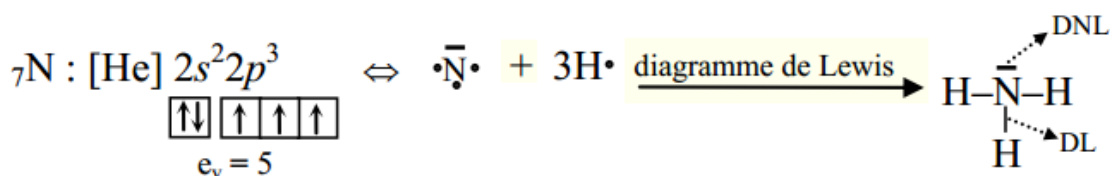
Note : Les éléments les plus électronégatifs sont :

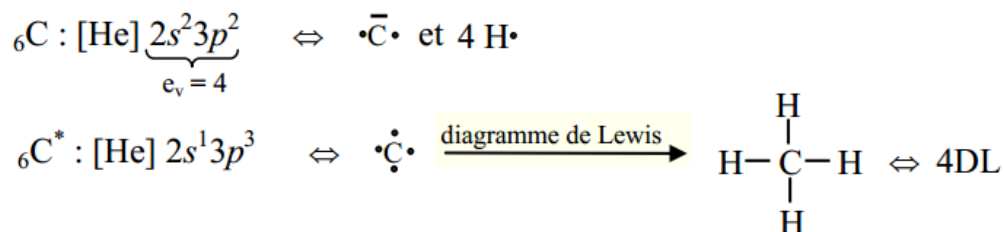
**Exemple :**

Soulignons l'atome central dans les espèces chimiques suivantes :



4. Repartir les doublets de la molécule en doublets **liants** (pour former de la liaison covalente) et en doublets **non liants**, en respectant la règle de Duet pour l'atome d'hydrogène et la règle de l'Octet pour les autres atomes.

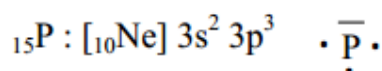
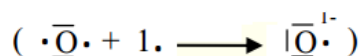
Exemples :**a) H₂O****b) NH₃**

c) CH_4 

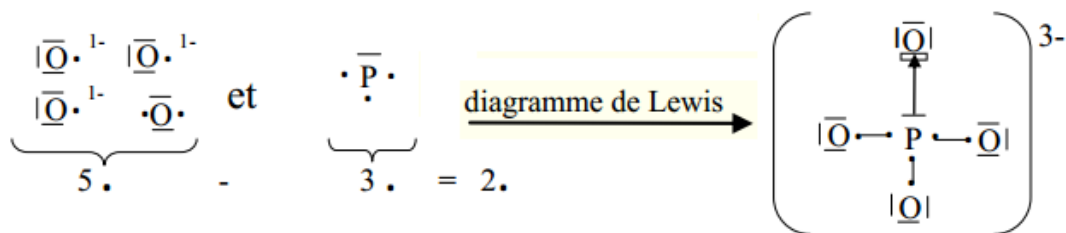
5. Pour les ions moléculaires, attribuer la charge négative (–) à l'atome le plus électronégatif et la charge positive (+) à l'atome le moins électronégatif.

Exemples :

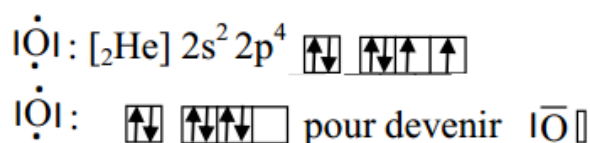
a) Dans le cas des espèces chargées négativement: PO_4^{3-} , chaque charge négative correspond à un O^{-1} .



La charge totale est 3-, ce qui équivaut à 3 x (-1), indiquant trois oxygènes de type O^{-1} et un O.

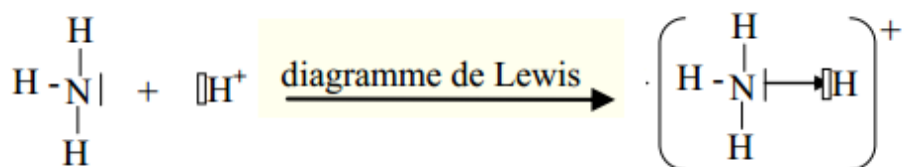


Il y a une différence de 2 électrons célibataires, donc une liaison dative entre un « O » et le « P ». L'oxygène, ne disposant pas de case vide, couple les électrons célibataires pour vider une case.



b) Dans le cas d'espèces chargées positivement, NH_4^+

Ici, l'azote (N) a capté un H^+ pour former NH_4^+ . Équation: $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$

**Remarque**

Pour représenter une espèce chargée positivement ou négativement, dessinez la molécule entre crochets et indiquez la charge électrique globale à l'extérieur en haut à droite.

V.3. Types des liaisons chimiques :

La nature d'une liaison chimique est déterminée par la différence d'électronégativité entre les atomes impliqués. On distingue généralement entre les liaisons fortes et les liaisons faibles.

V.3.1. Liaisons fortes :

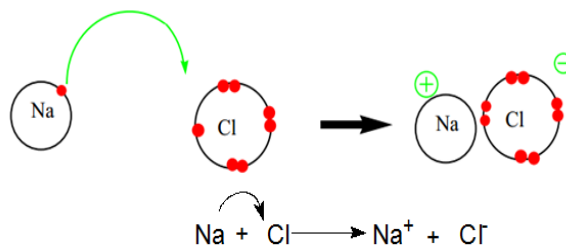
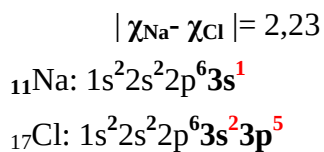
Ce type de liaison, également appelé liaison intramoléculaire, dépend de la différence d'électronégativité. Plus cette différence est importante, plus la liaison a un caractère ionique. Si l'électronégativité est faible, la liaison est covalente.

- **Liaison ionique** : $\Delta\chi > 1,7$

La liaison ionique se produit lorsque la différence d'électronégativité entre les atomes liés est élevée, généralement supérieure à 1,7 (certains ouvrages utilisent une limite de 2). Lorsque les électronégativités de deux atomes (A et B) dans une molécule (A-B) diffèrent considérablement, l'élément le plus électronégatif (par exemple, B) capte un électron de l'autre élément moins électronégatif. Cela conduit à la formation d'ions, où l'élément plus électronégatif devient un ion négatif (B^-) et l'élément moins électronégatif devient un ion positif (A^+).

Exemple :

La molécule de NaCl forme une liaison ionique car la différence d'électronégativité est :

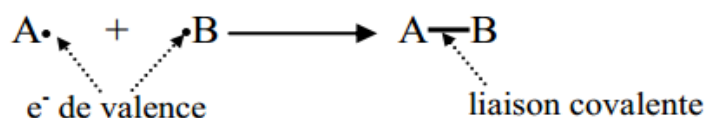


Lors de l'échange d'électrons, Na libère son électron de valence ($3s^1$) pour devenir un ion positif (Na^+ : [Ne]), tandis que Cl capture l'électron libéré par Na, acquérant ainsi une charge négative (Cl^- : [Ar]). Une attraction électrostatique entre Na^+ et Cl^- forme la molécule NaCl.

- **Liaison covalente** : $\Delta\chi < 1,7$

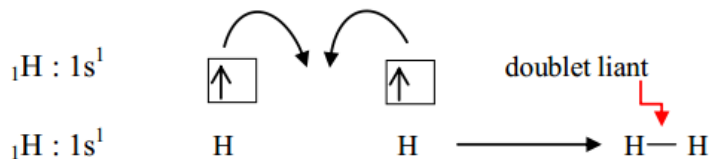
La liaison covalente se produit lorsque la différence d'électronégativité entre les atomes liés est faible, généralement inférieure à 1,7. Dans une liaison covalente, chaque atome partage un électron de sa couche externe pour former une paire d'électrons liant les atomes. Cette liaison se trouve principalement entre des atomes non métalliques.

Généralement, une liaison covalente est indiquée par un tiret (-).



Exemple :

La molécule H_2 : Chaque atome d'hydrogène possède un électron $H^\cdot$, 2 atomes ont tendance à s'unir pour donner une molécule très stable ($H^\cdot \cdot H$) qu'on représente par $H-H$.

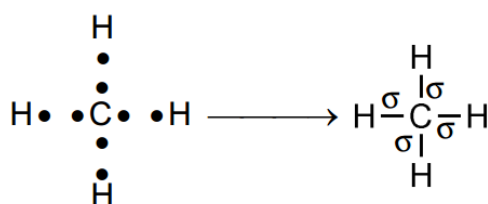


Les liaisons covalentes se caractérisent par des liaisons σ (sigma) considérées comme les plus fortes en raison du recouvrement axial prédominant sur le recouvrement latéral. Ainsi, entre deux atomes, seule une liaison σ peut être présente. En cas de formation de liaisons supplémentaires (liaisons multiples : $=$ ou $\equiv$), celles-ci sont moins fortes et relèvent du type de liaison π (pi) avec un recouvrement latéral accru.

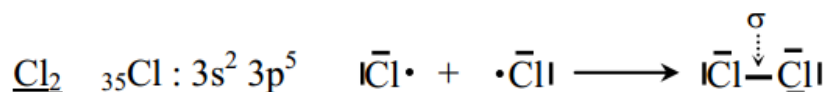
Les deux lobes des orbitales s (cas (1)) ou orbitales s + p (cas (2)) sont alignés le long du même axe, créant ainsi un recouvrement axial et générant une liaison σ	Les deux lobes des orbitales p sont orientés de manière parallèle, engendrant une liaison π de chaque côté de la molécule.

Remarques

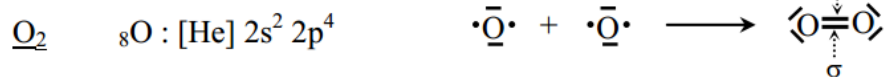
1. Si un seul doublet est partagé entre deux atomes différents, on parle ici de liaison covalente **simple** notée σ . Comme dans la molécule de méthane : 4 liaisons covalentes simple CH_4 .



2. Si un seul doublet est partagé entre deux atomes identiques, dans ce cas on parle de liaison covalente **pure ou parfaite** : H_2 , Cl_2 (la différence d'électronégativité entre les deux atomes est nulle).



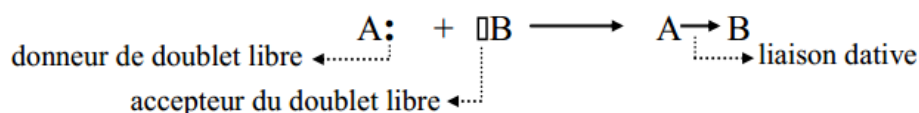
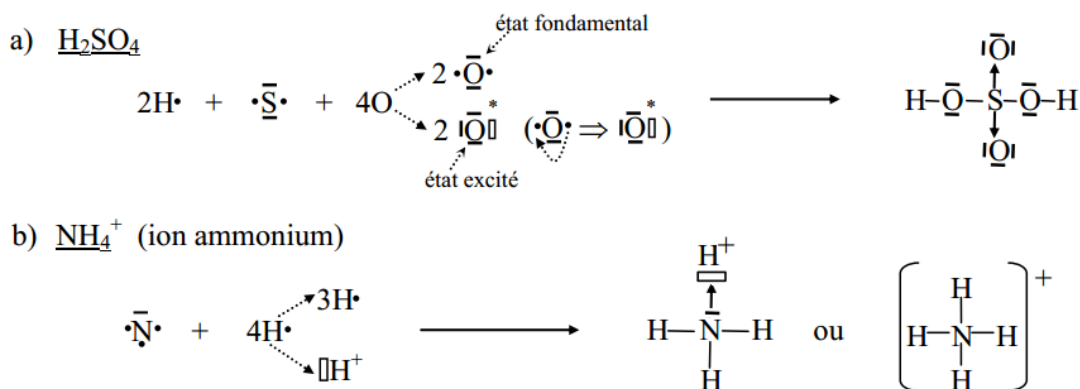
3. Si plusieurs doublets sont partagés, cela constitue une liaison covalente **multiple** (**double** ou **triple**), impliquant une liaison σ et une ou deux liaisons π . Un exemple de liaison covalente double est présente dans la molécule d'oxygène ($O_2 : O = O$), tandis qu'une liaison covalente triple est illustrée dans la molécule d'azote ($N_2 : N \equiv N$).

❖ *Liaison double (2 paires d'e⁻)*❖ *Liaison triple (3 paires d'e⁻)*• *Liaison covalente dative ou de coordination*

La liaison covalente dative, également appelée liaison de coordination, se forme lorsque les deux électrons impliqués dans la liaison proviennent d'un seul atome, désigné comme le **donneur**, tandis que l'autre atome, l'**accepteur**, présente une lacune électronique, établissant ainsi une liaison **donneur-accepteur**.

- ✓ le donneur doit posséder un doublet libre.
- ✓ l'accepteur doit avoir une case ou orbitale atomique vide (lacune électronique).

La liaison dative est représentée par une flèche orientant du donneur vers l'accepteur.

*Exemple :*

Dans le diagramme de LEWIS, liaisons covalentes et liaisons de coordination ne seront pas différenciées.

• *Liaison métallique*

La liaison métallique se forme entre des atomes ayant des électronégativités proches. Dans ce contexte, elle est caractérisée par un nombre d'électrons inférieur à une paire, ce qui la qualifie parfois d'« insaturée » en termes d'électrons. Il est essentiel de ne pas la confondre avec la notion d'une molécule « insaturée » en chimie organique, qui indique une molécule comportant des liaisons doubles ou triples en hydrogène.

La liaison métallique, un peu plus faible que d'autres types de liaisons, présente les caractéristiques suivantes :

- Elle se forme entre des atomes ayant une faible électronégativité et possédant peu d'électrons sur leur couche externe (1, 2 ou 3 électrons).
- Elle implique le partage d'électrons non pas entre deux atomes, mais plutôt entre un nombre illimité d'atomes.

En d'autres termes, la liaison métallique est intense et agit uniformément dans toutes les directions de l'espace. Ce type de liaison favorise la création de structures cristallines simples, hautement symétriques et très compactes. La présence d'électrons mobiles explique la conductivité électrique et thermique élevée des métaux (Figure V.1).

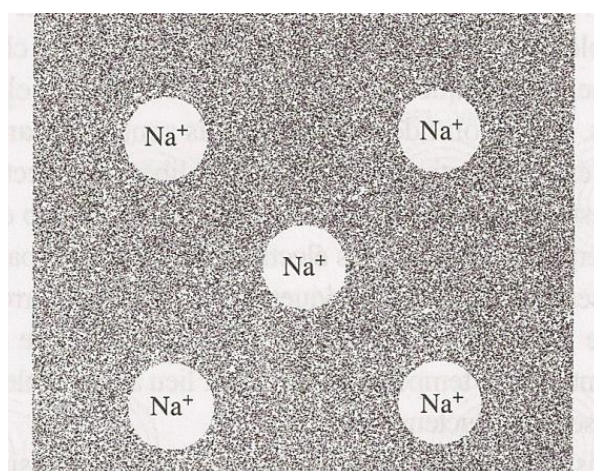


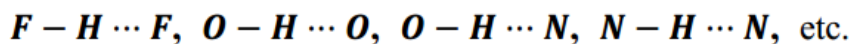
Figure V.1 : Liaison métallique - Les électrons de valence ne sont pas liés à des atomes spécifiques, mais sont partagés entre tous les atomes et se déplacent librement à l'intérieur du cristal.

V.3.2. Liaisons faibles

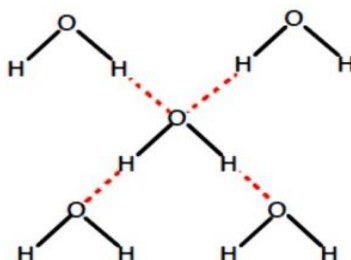
Les liaisons faibles sont caractérisées par des énergies de dissociation qui varient de 1 à environ 40 kJ/mol, ne dépassant pas 50 kJ/mol. Ces liaisons résultent de forces de cohésion entre des atomes incapables de former des liaisons de valence ou entre des molécules dont les possibilités de liaisons fortes sont déjà saturées. Parmi ces liaisons faibles, on peut mentionner:

- **La liaison hydrogène**

La liaison hydrogène, également appelée pont hydrogène, est une force intermoléculaire ou intramoléculaire qui se produit lorsqu'un atome électronégatif, possédant un ou plusieurs doublets libres, se trouve à proximité d'un atome d'hydrogène lié covalentement à un autre atome électronégatif. Les atomes très électronégatifs, tels que F, O, N et Cl, sont particulièrement susceptibles de participer à des liaisons hydrogène. Ces atomes, bien qu'étant déjà liés, attirent également l'hydrogène des molécules voisines lorsqu'il est lié à un atome électronégatif. Ainsi, l'hydrogène se partage entre les deux molécules, formant une liaison hydrogène.



Exceptionnellement, la liaison hydrogène peut être suffisamment forte pour placer le proton à mi-chemin entre les atomes des molécules auxquelles il est lié, comme dans le cas de l'ion ($F - H - F$). Un exemple concret de liaison hydrogène est observé dans les molécules H_2O .



- **Les liaisons de Van der Waals**

Les liaisons de Van der Waals sont des interactions électriques de faible intensité entre les molécules d'une substance présentant un moment dipolaire. Bien que ces molécules soient globalement neutres (comme les gaz inertes He, Ne, Ar sous forme liquide ou solide), elles présentent un pôle positif et un pôle négatif, entraînant une force électrique globalement attractive entre les pôles de signes opposés des différentes molécules. Les gaz tels que H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , etc., se condensent grâce aux liaisons de Van der Waals entre les molécules. Ces liaisons résultent de l'attraction entre les dipôles électriques permanents (pour les molécules polaires) ou induits dans les atomes ou molécules non polaires. La Figure V.2 illustre le schéma des forces de Van der Waals entre deux molécules polaires.

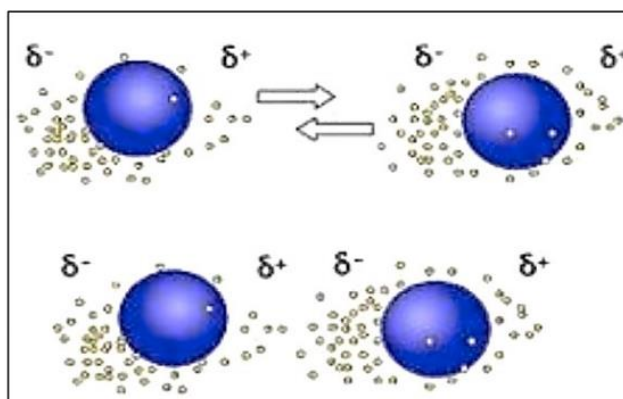


Figure V.2 : Schéma des forces de Van der Waals entre deux molécules polaires

V.4. Polarisation des liaisons

V.4.1. Molécules polaires et non polaires

Dans une molécule homodiatomique X_2 ($X-X$), telle que H_2 , Cl_2 , F_2 , le doublet électronique partagé est également réparti de manière **symétrique**, ce qui rend la molécule **apolaire**. Cependant, dans une molécule hétérodiamonique BA ($B-A$), par exemple HCl , où A est plus électronégatif que B , le doublet est fortement attiré par A , créant une **asymétrie** dans la densité électronique, et la molécule est qualifiée de **polaire**.

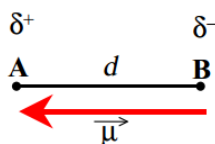
En général, on peut identifier trois types de liaisons chimiques en fonction de la valeur de la différence d'électronégativité ($\Delta\chi$), définie comme :

$$\Delta\chi = \chi_{\text{atome A}} - \chi_{\text{atome B}}$$

Valeur de $\Delta\chi$	Type de liaison chimique
$\Delta\chi < 0,4$	Liaison covalente non polaire
$0,4 < \Delta\chi < 1,7$	Liaison covalente polaire (avec descharges partielles)
$\Delta\chi > 1,7$	Liaison ionique (avec charges totales)

V.4.2. Moment dipolaire

Le moment dipolaire d'une molécule A-B représente la tendance du doublet d'électrons à se rapprocher de l'atome le plus électronégatif (B). La liaison devient non symétrique, conduisant à une charge négative accrue à l'atome B et une charge positive à l'atome A. La molécule peut être assimilée à un dipôle électrique, avec le vecteur μ dirigé de la charge négative vers la charge positive (ici $\chi_B > \chi_A$).



Le moment dipolaire réel est donné par la relation: $\mu = q \cdot d = (\delta \cdot e) \cdot d$

Avec :

μ : grandeur vectorielle exprimée en Coulomb.mètre (C.m) ou en Debye (D) ; (1 D = $3,33 \cdot 10^{-30}$ C.m).

q : charge électrique partielle en coulomb (C),

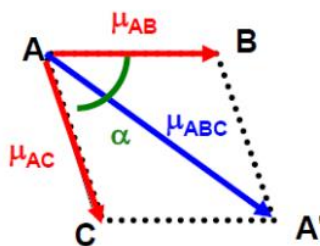
d : distance entre les centres des atomes A et B en (m),

e : chargé élémentaire de l'électron : $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C),

δ : caractère ionique (ou l'ionicté) de la liaison.

Remarque :

Le moment dipolaire permanent d'une molécule polyatomique est la somme vectorielle des moments dipolaires individuels de toutes les liaisons : $\mu = \sum \mu_i$.



$$\mu_{ABC}^2 = \mu_{AB}^2 + \mu_{AC}^2 + 2\mu_{AB}\mu_{AC}\cos\alpha$$

V.4.3. Caractère ionique d'une liaison covalente

Le caractère ionique (ou charge partielle relative), noté C.I. ou δ , d'une liaison covalente est défini comme le rapport entre le moment dipolaire expérimental de cette liaison et le moment dipolaire théorique de la même liaison considérée comme purement ionique. Le caractère ionique exprime en pourcentage le degré d'ionicté d'une liaison.

La formule pour le caractère ionique d'une liaison A-B est donnée par :

$$\text{C.I. (\%)} = \frac{\mu_{\text{exp}}}{\mu_{\text{thé}}} \cdot 100 = \frac{\delta \cdot e \cdot d}{e \cdot d} \cdot 100 = \delta \cdot 100$$

Où :

μ_{exp} : moment dipolaire expérimental,

$\mu_{\text{thé}}$: moment dipolaire théorique, considérant la liaison comme totalement polarisée ($\mu_{\text{théo}} = e \cdot d$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$),

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

Si $\delta = 0$, la liaison est purement covalente (100% apolaire)

Si $\delta = 1$, la liaison est purement ionique (100% polaire)

Si $0 < \delta < 1$, la liaison possède une dualité de caractère, avec $\delta\%$ ionique et $100 - \delta\%$ covalente

Exemple :

Considérons la molécule HCl avec un $\mu_{\text{exp}} = 1,08 \text{ D}$ et une longueur de la liaison H-Cl = $1,27 \text{ \AA}$:

- Le caractère ionique de la liaison dans la molécule H-Cl est calculé comme suit :

$$\text{C.I. (\%)} = \frac{1,08 \times 3,33 \cdot 10^{-30}}{1,6 \cdot 10^{-19} \times 1,27 \cdot 10^{-10}} \times 100 \Rightarrow \text{CI (\%)} = 17\%$$

Ainsi, la molécule de HCl présente un caractère ionique de seulement 17%, prouvant que malgré une certaine polarité, elle est principalement de nature covalente à hauteur de 83%.

V.5. Hybridation des orbitales atomiques

L'hybridation est la combinaison des orbitales atomiques (OA) d'un atome pour former un ensemble d'orbitales atomiques nouvelles, appelées orbitales hybrides ou mixtes. Ce concept est appliqué pour expliquer le schéma des liaisons dans une molécule, et il n'est pas pertinent pour les atomes isolés. Ainsi, Lors de la formation d'une molécule, les nuages électroniques s, p et d des atomes se mélangent pour créer des nuages électroniques hybridés. Chaque type d'hybridation correspond à une géométrie spécifique de la molécule dans l'espace.

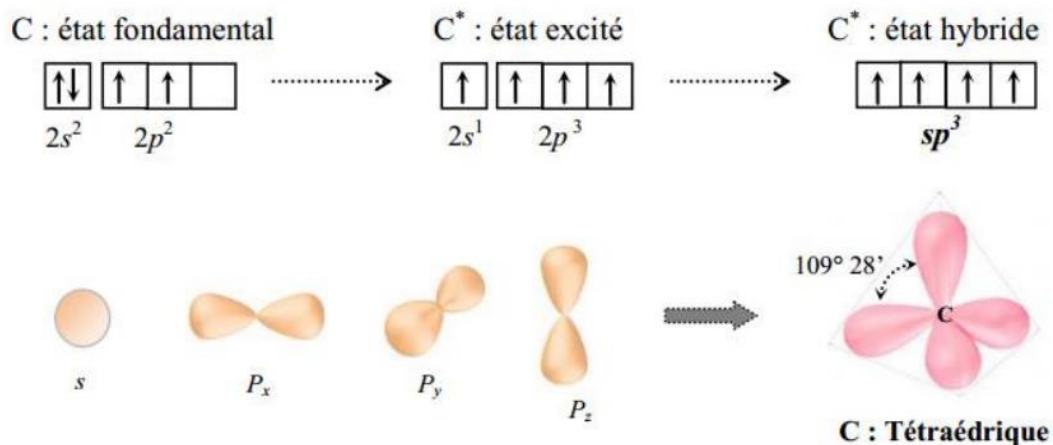
V.5.1. Hybridation sp^3 : (Tétraгонаle)

L'hybridation sp^3 résulte de la combinaison d'une OA s et de trois OA p. La forme de ces orbitales est distincte de celle d'une orbitale "s" ou "p", et l'hybridation adopte une configuration tétraédrique ou tétraгонаle.

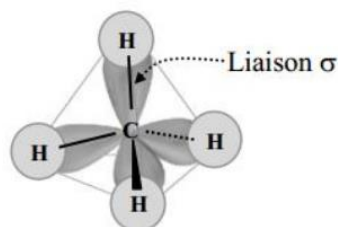
Exemple: CH_4 , NH_3 .

a) CH_4

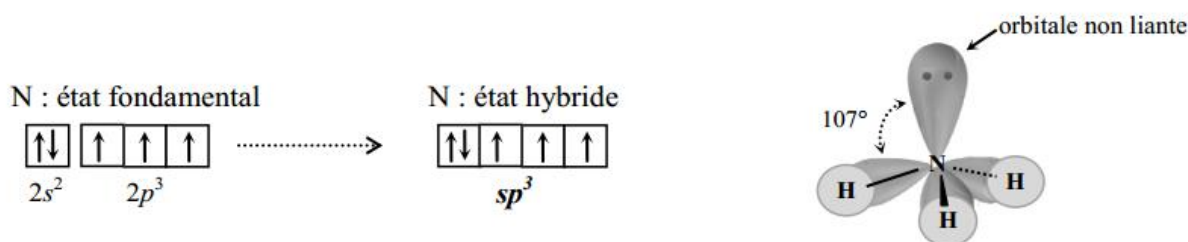
Dans la molécule de méthane (CH_4), quatre liaisons identiques C–H se forment. Ce processus est rendu possible par la présence de quatre orbitales identiques. L'orbital de valence s s'hybride avec les trois orbitales p (p_x , p_y , p_z), créant ainsi des orbitales hybrides identiques : $sp_x p_y p_z \equiv sp^3$. Ces orbitales adoptent une géométrie de tétraèdre équilatéral, avec des angles entre les axes de $109,5^\circ$. L'hybridation résultante présente ainsi une forme tétraédrique ou tétragonale.



Le recouvrement axial des quatre orbitales hybrides sp^3 du carbone avec l'orbitale atomique $1s$ de l'hydrogène forme quatre orbitales moléculaires (OM) σ , également appelées liaisons σ . Dans ces liaisons σ , une rotation libre autour de l'axe C–H est possible.

b) NH_3

Dans la molécule d'ammoniac (NH_3), on observe trois liaisons N–H. L'hybridation des orbitales de valence de l'atome d'azote conduit à des orbitales hybrides sp^3 , avec des angles d'environ 107° , qui sont proches des $109,5^\circ$ attendus pour une géométrie tétraédrique. Cependant, une légère différence peut être attribuée à la répulsion entre l'orbitale liante et l'orbitale non liante présente sur l'azote. Cette répulsion entraîne une légère compression des angles de liaison par rapport à la géométrie idéale du tétraèdre.

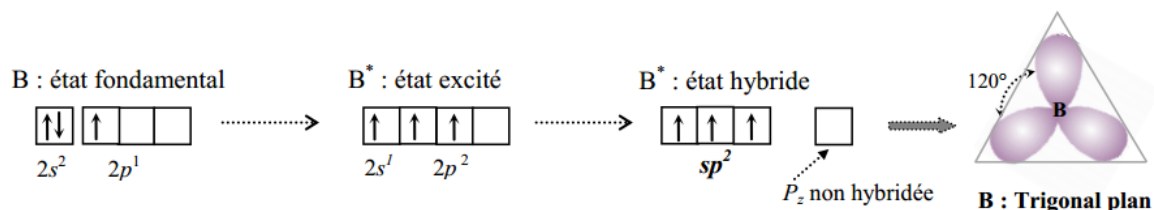


V.5.2. Hybridation sp^2 : (Trigonale)

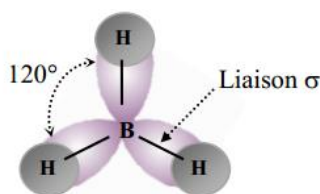
L'hybridation sp^2 résulte de la combinaison d'une OA s avec deux OA p. Cette hybridation implique le recouvrement de trois orbitales et conduit à la formation d'orbitales hybrides identiques sp^2 . La position de ces orbitales les unes par rapport aux autres adopte une géométrie de trigone équilatéral, avec des angles entre les axes de 120° . L'hybridation résultante présente donc une forme géométrique trigonale.

Exemple : BH_3 , C_2H_2 .

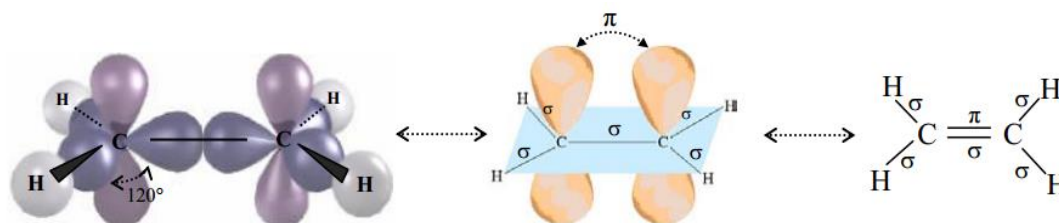
a) BH_3



Le recouvrement axial des trois orbitales hybrides sp^2 du bore avec l'orbitale atomique $1s$ de l'hydrogène forme trois orbitales moléculaires (OM) $\equiv$ 3 liaisons σ , également appelées liaisons sigma. Il est à noter que dans ces liaisons σ , une rotation libre autour de l'axe B–H est possible.



b) C_2H_4



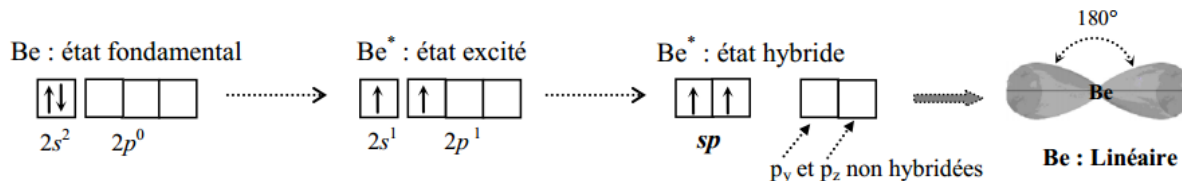
Le recouvrement axial donne 5 liaisons σ au total : 4 liaisons σ (C–H) + 1 liaison σ (C–C).

La disposition proche des orbitales $2p_z$ non hybridées (de chaque atome C) conduit à un recouvrement latéral qui donne une liaison π (rotation bloquée autour de l'axe C–C).

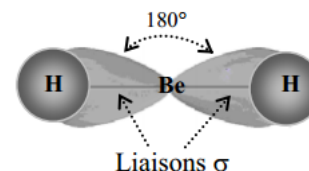
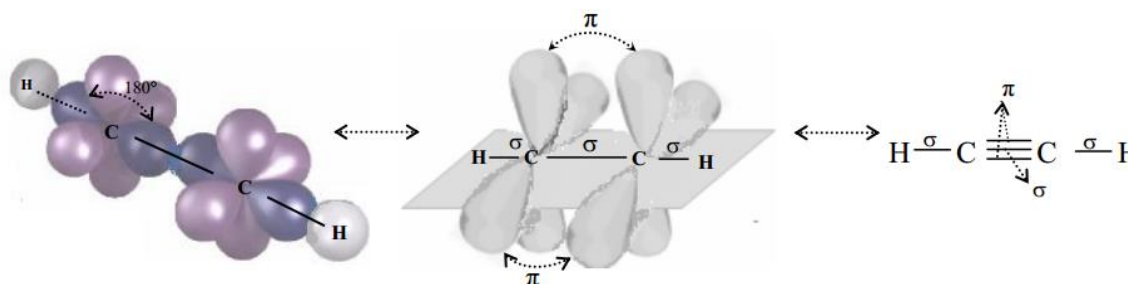
V.5.3. Hybridation sp : (Linéaire)

L'hybridation sp résulte de la combinaison d'une OA s avec une OA p. Cette hybridation implique le recouvrement de deux orbitales et conduit à la formation d'orbitales hybrides identiques sp . La position de ces orbitales les unes par rapport aux autres adopte une géométrie linéaire, avec des angles entre les axes de 180° . L'hybridation sp ainsi obtenue présente une forme géométrique linéaire.

Exemple: BeH_2 , C_2H_2 .

a) BeH_2 

Le recouvrement axial des deux orbitales hybrides sp du béryllium avec l'orbitale atomique $1s$ de l'hydrogène forme deux liaisons σ (Be–H). Dans ces liaisons σ , une rotation libre autour de l'axe Be–H est possible.

b) C_2H_2 

Le recouvrement axial donne 3 liaisons σ : 2 liaisons σ (C–H) + 1 liaison σ (C–C).

La disposition proche des orbitales non hybridées $2p_y$ et de $2p_z$ (de chaque atome C) conduit à un recouvrement latéral pour donner deux liaisons π (rotation bloquée autour de l'axe C–C).

V.5.4. Hybridation spd : (dans les molécules ou ions complexes).

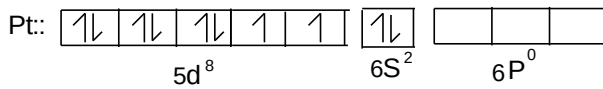
L'hybridation spd est observée dans les molécules ou ions complexes. Les atomes ayant ce type d'hybridation peuvent former cinq, six, sept liaisons, et ainsi de suite. Ce type d'hybridation est généralement observé chez les éléments de transition d, impliquant l'orbitale d dans le processus d'hybridation. L'hybridation spd est fréquemment observée dans la formation de complexes, tels que $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{PtCl}_4]^{2-}$ et PCl_5 . Le tableau V.I indique les principales hybridations des orbitales d dans ces contextes complexes.

Tableau V.I : Les principales hybridations des orbitales d :

Indice de coordination	Hybridation	Géométrie du complexe	Exemples
4	dsp^2 mélanger : 1 OA s et 2 OA p + 1OA d	Carré	$[\text{PtCl}_4]^{2-}$
6	d^2sp^3 mélanger : 1 OA s et 3 OA p + 2OA d	Octaèdre	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$
5	sp^3d mélanger : 1 OA s et 3 OA p + 1OA d	Bipyramide Triangulaire	PCl_5
7	sp^3d^3 mélanger : 1 OA s et 3 OA p + 3OA d	Bipyramide Pentagonale	IF_7
8	d^4sp^3	Dodécaèdre	$[\text{Zr}(\text{C}_2\text{O}_4)_4]^{4-}, (\text{C}_2\text{O}_4^{2-})$
9	d^5sp^3	Prisme trigonale	ReH_9^{2-}

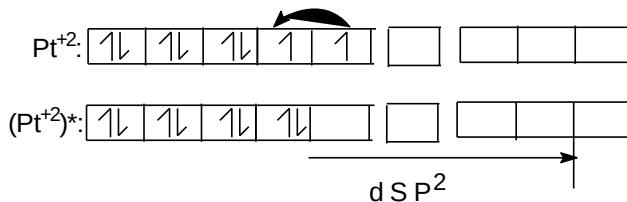
➤ **Hybridation dSP² :** Exemple [PtCl₄]⁻²

⁷⁸Pt : 1S² 6S² 4f¹⁴ 5d⁸ 6P⁰



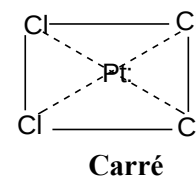
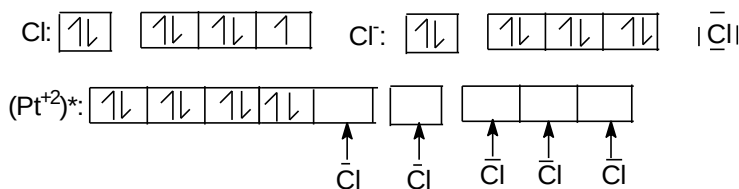
La charge de complexe = -2

La charge de Pt (nombre d'oxydation) : $x + [4(-1)] = -2 \rightarrow x = +2$



Pt : l'ion centrale

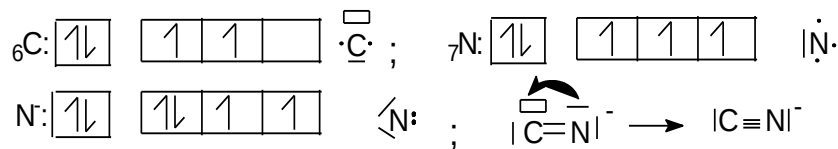
Cl⁻ : coordinats ou ligands



Il forme 4 liaisons → indice de coordination = 4.

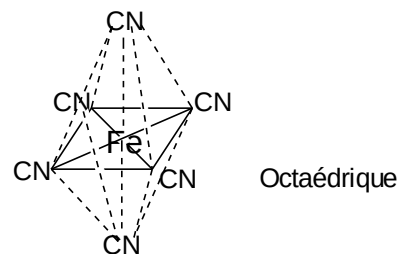
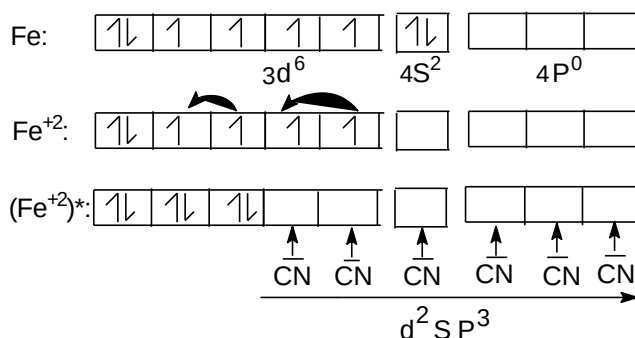
➤ **Hybridation d²SP³ :** Exemple : [Fe(CN)₆]⁴⁻

Les coordinats : CN⁻, $x_N > x_C \rightarrow$



²⁶Fe : 1S² 4S² 3d⁶ 4P⁰

$x + 6(-1) = -4 \rightarrow x = +2$



➤ Pour déterminer la géométrie d'un complexe de coordination, les étapes montrées dans les exemples ([PtCl₄]⁻² et [Fe(CN)₆]⁴⁻) sont à suivre.

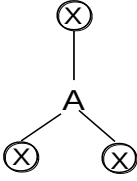
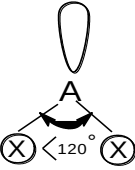
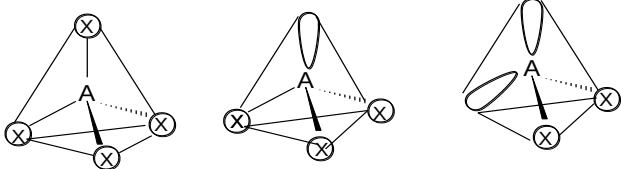
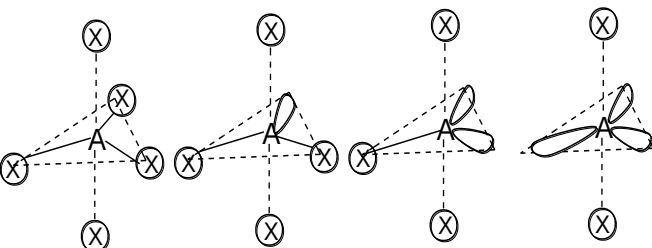
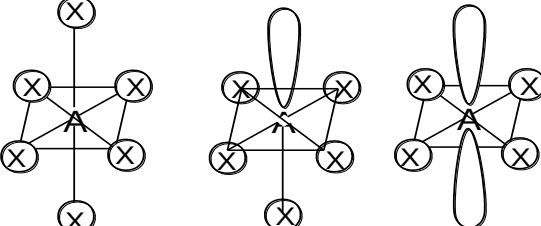
V.6. Géométrie des molécules : Théorie de VSEPR :

La méthode VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion) de Gillespie est utilisée pour prédire la géométrie des molécules ou des ions en se basant sur la théorie de la répulsion des paires d'électrons de la couche de valence autour de l'atome central. Cette méthode s'applique aux molécules ou aux ions de type : AX_mE_n .

Où: "A" représente l'atome central lié à "m" atomes X et possède "n" doublets libres (ou non liants).

La géométrie des molécules est classée en fonction de la somme $m + n$ issue de la formule AX_mE_n (tableau V.2). La molécule adoptera une forme **linéaire** lorsque ($n + m = 2$), une forme de **triangle** équilatéral lorsque ($n + m = 3$), une forme de **tétraèdre** lorsque ($n + m = 4$), etc.

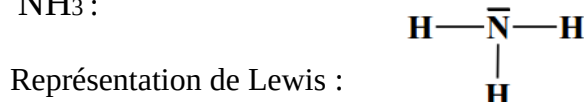
Tableau V.2 : Géométries de base pour des molécules de type AX_mE_n

m + n	Type AX_mE_n	Representation des molecules AX_mE_n ou AX_m	Géométrie	Angle	Exemple
2	AX_2		Linéaire	180°	$BeCl_2$, CO_2
3	AX_3 et AX_2E	 et 	Triangulaire	120° $< 120^\circ$	BF_3 , NO_3^- et $SnCl_2$, SO_2
4	AX_4 AX_3E AX_2E_2		Tétraédrique	$109,5^\circ$ $< 109^\circ$ $< 109^\circ$	CH_4 , NH_4^+ NH_3 , SO_3^{2-} H_2O , SCl_2
5	AX_5 AX_4E AX_3E_2 AX_2E_3		Bipyramide trigonale	120° et 90° $< 120^\circ$ et 90° 90° 180°	PCl_5 XeO_2F_2 , SF_4 ClF_3 , ICl_3 XeF_2 , I_3^-
6	AX_6 AX_5E AX_4E_2		Octaédrique	90° 90° 90°	SF_6 IF_5 , SF_5^- XeF_4

Exemple :a) BeH_2

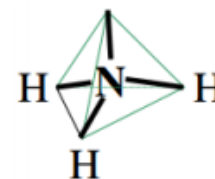
$\text{H}-\text{Be}-\text{H}$: deux atomes de H liés à l'atome central Be et séparés d'un angle de 180° , donc $m = 2$. Pas de doublets libres sur l'atome central, donc $n = 0$.

Type moléculaire : AX_2E_0 ou plus simplement AX_2 . La géométrie de la molécule BeH_2 est linéaire.

b) NH_3 :

Dans cette molécule : trois atomes de H liés à l'atome central N, séparés d'un angle $< 109^\circ$, donc $m = 3$ et un doublet libres, donc $n = 1$.

Type moléculaire : AX_3E_1 . La géométrie de la molécule NH_3 est tétraédrique.

**V.7. Exercices****Exercice 1 :**

- 1) Représenter selon Lewis les éléments suivants : ${}^3\text{Li}$, ${}^4\text{Be}$, ${}^5\text{B}$, ${}^6\text{C}$, ${}^7\text{N}$, ${}^8\text{O}$, ${}^9\text{F}$, ${}^{10}\text{Ne}$, ${}^{17}\text{Cl}$, ${}^{14}\text{Si}$; ${}^{16}\text{S}$, ${}^{15}\text{P}$
- 2) Donner les formules de Lewis des molécules suivantes : BF_3 ; SiO_2 ; NCl_3 ; HCN ; ClOH ; CO_2 .
- 3) Déduire les formules de Lewis des ions suivants : H_3O^+ ; NH_4^+ ; SO_3^{2-} ; O_2^{2-} .

Exercice 2 :

Considérons les espèces chimiques suivantes : CO_2 , COCl_2 , AlCl_3 , SO_2 , SCl_2 , SO_4^{2-} .

- 1- Donner la structure de Lewis de chaque espèce chimique. La règle de l'octet est-elle vérifiée pour l'atome central ?
- 2- Prévoir la géométrie de ces espèces chimiques d'après la théorie **VSEPR** et donner l'état d'hybridation de l'atome central dans chaque espèce chimique.

Données : ${}^6\text{C}$, ${}^8\text{O}$, ${}^{13}\text{Al}$, ${}^{16}\text{S}$, ${}^{17}\text{Cl}$

Exercice 3:

On connaît les molécules NCl_3 et PCl_3 , mais comment expliquer que NCl_5 n'existe pas alors que PCl_5 est une molécule parfaitement stable.

Exercice 4:

Le moment dipolaire d'une molécule peut être calculé par la somme vectorielle des moments dipolaires de ces liaisons.

- 1- Représenter selon VSEPR la géométrie de la molécule d'eau.
- 2- Sachant que l'angle de valence de la molécule d'eau a pour valeur de 105° , Calculer son moment dipolaire.
- 3- Calculer le pourcentage ionique (C.I) de la liaison O-H dans la molécule d'eau.

Données : $d_{\text{OH}} = 0,96 \%$; $\mu_{(\text{OH})} = 1,51 \text{ Debye}$.

V.8. Solution des exercices

Exercice 1 :

1) Structure de Lewis des atomes

Atome	configuration	Structure	Atome	configuration	structure
${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	$\cdot\text{Li}$	${}^9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\cdot\text{F}$
${}^4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$	$\cdot\text{Be}\cdot$	${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\cdot\text{Ne}\cdot$
${}^5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$	$\cdot\text{B}\cdot$	${}^{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$\cdot\text{Cl}\cdot$
${}^6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\cdot\text{C}\cdot$	${}^{14}\text{Si}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$\cdot\text{Si}\cdot$
${}^7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\cdot\text{N}\cdot$	${}^{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$\cdot\text{S}\cdot$
${}^8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\cdot\text{O}\cdot$	${}^{15}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$\cdot\text{P}\cdot$

2) Structure de Lewis des molécules

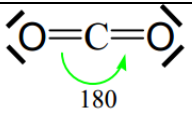
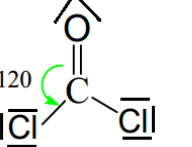
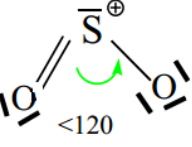
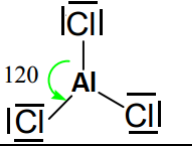
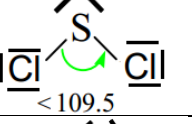
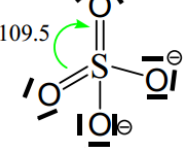
SiO_2	BF_3	NCl_3	HCN	CO_2	ClOH
$\text{O}=\text{Si}=\text{O}$	$\text{F}-\text{B}-\text{F}$ $\quad\quad\quad\text{F}$	$\text{Cl}-\text{N}-\text{Cl}$ $\quad\quad\quad\text{Cl}$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	$\text{Cl}-\text{O}-\text{H}$

3) Structure de Lewis des ions

H_3O^+	NH_4^+	SO_3^{2-}	O_2^{2-}
H^+ $\downarrow$ $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ $\quad\quad\quad\cdot$ $\rightarrow \left[\text{H}-\text{O}-\text{H} \right]^+$	H^+ $\downarrow$ $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ $\quad\quad\quad\text{H}$ $\rightarrow \left[\text{H}-\text{N}-\text{H} \right]^+$	$\left[\text{O}=\text{S}-\text{O} \right]^{2-}$ $\quad\quad\quad\text{O}$	$\left[\text{O}-\text{O} \right]^{2-}$

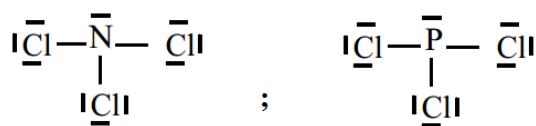
Rappelle : N'oublions pas que lorsqu'il s'agit d'une espèce portant une charge positive ou négative, il est usuel de représenter la molécule entre des crochets, avec la charge électrique globale positionnée à l'extérieur, dans le coin supérieur droit.

Exercice 2 :

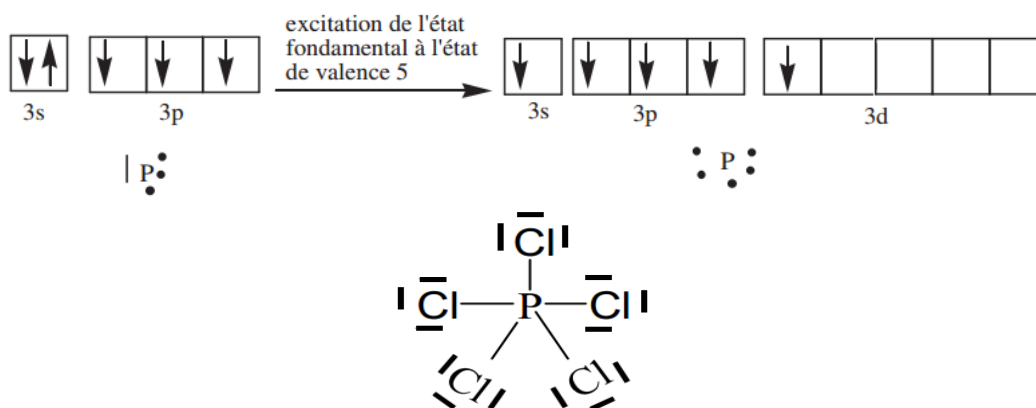
Espèce chimique	Structure de Lewis	Règle d'octet	VSPER	hybridation	Géométrie
CO ₂		Vérifiée	AX ₂	sp	Linéaire
COCl ₂		Vérifiée	AX ₃	sp ²	trigonal
		Vérifiée	AX ₂ E	sp ²	Forme en V
AlCl ₃		Non Vérifiée	AX ₃	sp ²	Triangulaire plan
SCl ₂		Vérifiée	AX ₂ E ₂	sp ³	Coudée
SO ₄ ²⁻		Vérifiée	AX ₄	sp ³	Tétraédrique

Exercice 3:

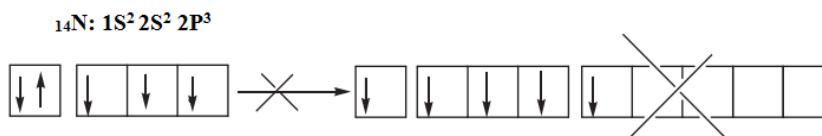
Au sein des molécules NCl₃ et PCl₃, l'atome central (N et P), entouré de trois électrons célibataire et une paire d'électrons, a la capacité de former trois liaisons covalentes simples avec les trois atomes de Cl.



Quant à la molécule PCl₅, l'atome de phosphore subit une transition de l'état trivalent à l'état pentavalent, permettant ainsi la formation de cinq liaisons covalentes.



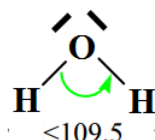
L'azote (${}_{14}\text{N}$) ne peut pas effectuer une transition de son état de valence trois à l'état de valence cinq afin de former la molécule NCl_5 . Ce changement d'état des électrons se limite à une migration au sein du même niveau orbital, sans possibilité de passer à un niveau orbital supérieur.



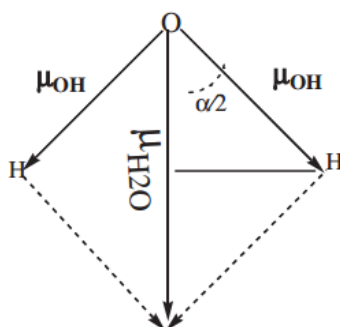
Dans le sous-niveau 2p, il n'y a pas d'orbitales vacantes pour accueillir un électron provenant de la 2s du même niveau. Le déplacement vers un niveau orbital supérieur, comme le 3s, est énergétiquement non favorable. En conséquence, l'azote reste trivalent et ne peut pas former la molécule NCl_5 , contrairement au phosphore (P).

Exercice 4:

- 1- La forme géométrique de l'eau est coudée (ou forme) car est de type AX_2E_2 .



- 2- Calcul du moment dipolaire total de la molécule d'eau.



$$\cos(\alpha/2) = \frac{(1/2)\mu_{\text{H}_2\text{O}}}{\mu_{\text{OH}}} \Rightarrow \mu_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \mu_{\text{OH}} \cos(\alpha/2) = 2 \times 1,51 \times \cos(105/2)$$

$$\Rightarrow \mu_{\text{H}_2\text{O}} = 1,84 \text{ D}$$

- 3- Le caractère ionique (C.I) de la liaison OH représente le taux d'ionicté de cette dernière:

$$\text{C.I} (\%) = \frac{\mu_{\text{exp}}}{\mu_{\text{thé}}} \times 100 = \frac{\mu_{\text{exp}}}{e.d} \times 100 = \frac{1,51 \times 3,33 \times 10^{-30}}{1,6 \times 10^{-19} \times 0,96 \times 10^{-10}} \times 100$$

$$\Rightarrow \text{C.I} (\%) = 32,44\%$$

La liaison OH possède un taux d'ionicté de 32,44% et un taux de covalence de 67,56%.

Chapitre VI:
Composés organiques,
Formules, Fonctions,
Nomenclature

VI.1. Composés organiques

VI.1.1. Définition

La chimie organique se définit comme la branche de la chimie étudiant les composés, qu'ils soient naturels ou synthétiques, constitués principalement d'atomes de carbone, à l'exception de quelques composés spécifiques tels que le monoxyde de carbone (CO), le dioxyde de carbone (CO₂), les carbonates et bicarbonates (Na₂CO₃, NaHCO₃), les cyanures (KCN, NaCN), le dissulfure de carbone (CS₂) et les carbures (CaC₂), qui sont catégorisés comme composés inorganiques.

Ces composés organiques comprennent également d'autres éléments, notamment l'hydrogène, formant ainsi les hydrocarbures (composés de carbone et d'hydrogène). Ils peuvent également inclure des hétéroatomes tels que l'oxygène, l'azote, le phosphore, le soufre, les halogènes ou les métaux. L'agencement spécifique des atomes de carbone constitue le squelette carboné de la molécule organique. Cette chimie organique concerne une diversité de domaines d'application, allant des protéines, sucres, et graisses aux domaines industriels tels que le pétrole, les plastiques, et les composés organométalliques.

Il est également important de noter que le carbone occupe une position centrale dans la deuxième période du tableau périodique de Mendéléiev, situé entre le bore (B) et l'azote (N).

Familles →	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
périodes ↓								
1	1,008 1 H							4 2 He
2	6,94 3 Li	9,01 4 Be	10,81 5 B	12,01 6 C	14,01 7 N	16 8 O	19 9 F	20,18 10 Ne
3	22,99 11 Na	24,31 12 Mg	26,98 13 Al	28,09 14 Si	30,97 15 P	32,06 16 S	35,45 17 Cl	39,95 18 Ar

Le carbone appartient à la 4^{ème} famille des éléments. Il a un numéro atomique Z égal à 6. La structure électronique du carbone à l'état fondamental est donnée par: $1s^2 2s^2 2p^2$.

Atome de carbone dans son état fondamental	Représentation de Lewis
${}_6\text{C} : [\text{He}] \underbrace{2s^2 3p^2}_{2s^2 \quad 2p^2} \Leftrightarrow \begin{array}{ c c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$	$\Leftrightarrow \cdot\bar{\text{C}}\cdot$

Cependant, les composés formés par le carbone à l'état de valence 2 sont souvent instable, car ils ne respectent pas la règle de l'octet (la couche périphérique incomplète avec seulement 6 électrons au lieu de 8). Pour remédier à cela, dans les composés organiques, le carbone a la capacité de former quatre liaisons, ce qui correspond à une valence de 4. Ce phénomène s'explique par la migration d'un électron de la sous-couche 2s vers la sous-couche 2p, induisant un état excité. Ainsi, le carbone peut atteindre une configuration électronique plus stable en formant des liaisons covalentes avec d'autres atomes, satisfaisant ainsi la règle de l'octet.

Atome de carbone dans son état excité	Représentation de Lewis
${}_6\text{C}^* : [\text{He}] 2s^1 3p^3 \Leftrightarrow \begin{array}{ c c c c c } \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$	$\Leftrightarrow \cdot\dot{\text{C}}\cdot$

VI.1.2. Formules des composés organiques:

Pour décrire une molécule organique, il existe plusieurs formules qui peuvent être utilisées : brute, développée, semi-développée et simplifiée ou topologique.

a) **Formule brute ($C_xH_yO_z$) :**

La formule brute d'un composé organique est une représentation générale indiquant le nombre d'atomes de carbone (C), d'hydrogène (H), et d'oxygène (O) dans la molécule. Par exemple, la formule brute $C_2H_4O_2$ signifie qu'il y a deux atomes de carbone, quatre atomes d'hydrogène et deux atomes d'oxygène dans la molécule. Ainsi, La formule brute est insuffisante pour définir le composé. Elle ne précise pas sur quel enchaînement sont liés les atomes.

b) **Formule développée**

La formule développée est une représentation géométrique plate d'une molécule organique. Elle utilise les symboles des éléments chimiques pour représenter chaque atome, et les liaisons covalentes sont indiquées par des tirets entre les atomes. La valence propre à chaque atome est respectée dans cette représentation, par exemple, le carbone (C) est tétravalent (4 liaisons), l'hydrogène (H) est monovalent (1 liaison), l'oxygène (O) est divalent (2 liaisons), et l'azote (N) est trivalent (3 liaisons).

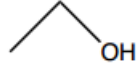
c) **Formule semi-développée :**

La formule semi-développée représente toutes les liaisons de la formule développée à l'exception de celles avec les atomes d'hydrogène. Elle offre une vision simplifiée de la molécule en montrant les liaisons entre les atomes autres que l'hydrogène.

d) **Formule topologique :**

La formule topologique est une représentation simplifiée des molécules organiques, souvent utilisée pour les chaînes carbonées plus importantes. Les liaisons carbone-carbone sont indiquées par des segments en zig-zag, et les ramifications peuvent être représentées. Les atomes de carbone et d'hydrogène ne sont généralement pas représentés, sauf indication contraire. Les atomes autres que C et H sont indiqués par leur symbole. Les liaisons multiples peuvent également être spécifiées.

Exemples :

Molécule	Formule brute	Formule développée	Formule semi-développée	Formule topologique
Propane	C_3H_8	$ \begin{array}{ccccc} & H & H & H & \\ & & & & \\ H & - C & - C & - C & - H \\ & & & & \\ & H & H & H & \end{array} $	$CH_3-CH_2-CH_3$	
Éthanol	C_2H_6O	$ \begin{array}{ccccc} & H & H & & \\ & & & & \\ H & - C & - C & - O & - H \\ & & & & \\ & H & H & & \end{array} $	CH_3-CH_2-OH	
Éthylène	C_2H_2	$ \begin{array}{ccccc} & H & & H & \\ & & & & \\ & C & = & C & \\ & & & & \\ & H & & H & \end{array} $	$CH_2=CH_2$	

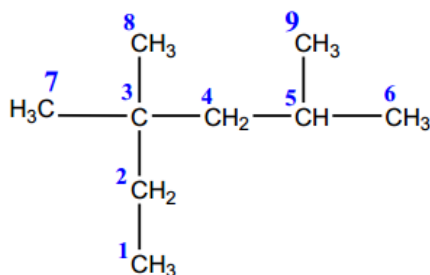
VI.1.3. Classification des atomes de carbone:

La classification des atomes de carbone est basée sur le nombre d'atomes de carbone auxquels un atome de carbone donné est lié dans une molécule. Voici les différentes classifications :

- ✓ **Carbone primaire** : Un atome de carbone lié à un seul autre atome de carbone ; ex : CH_3 .
- ✓ **Carbone secondaire** : Un atome de carbone lié à deux autres atomes de carbone; ex : CH_2 .
- ✓ **Carbone tertiaire** : Un atome de carbone lié à trois autres atomes de carbone; ex : CH .
- ✓ **Carbone quaternaire** : c'est un atome de carbone lié à quatre autres atomes de carbone.
- ✓ **Carbone nullaire**: Un atome de carbone n'est lié à aucun autre atome de carbone ; ex : CH_4 .

Exemples :

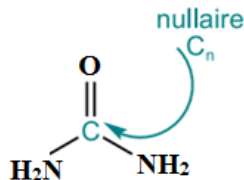
a) *Dans la molécule :*



- Les CH_3 : ^1C , ^6C , ^7C , ^8C et ^9C ; sont des atomes de **carbone primaires** ;
- Les CH_2 : ^2C et ^4C ; sont des atomes de **carbone secondaires**.
- Les CH : ^5C ; est un atome de **carbone tertiaire**.
- Les C : ^3C ; est un atome de **carbone quaternaire**.

b) *Dans la molécule : CON_2H_4*

Le C_n est un carbone nullaire



VI.1.4. Nombre d'insaturation ou degré d'insaturation :

Le degré d'insaturation d'une molécule est le nombre de cycle et de liaisons multiples qu'elle comporte.

Une molécule organique qui possède n_{C} atomes de carbone est saturée lorsque elle possède $n_{\text{H}} = (2n+2)$ atomes d'hydrogène, ce qui correspond à la formule brute $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ de l'alcane acyclique en C_n .

Une molécule de formule C_nH_{2n} présente un déficit de 2 atomes H, soit une molécule de dihydrogène par rapport à la formule $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$: on dit qu'elle possède une insaturation.

Une insaturation correspond donc à un défaut de deux atomes d'hydrogène par rapport au composé saturé. La présence d'une insaturation dans la molécule C_nH_{2n} indique que celle-ci possède une double liaison $\text{C}=\text{C}$ (éthylène : C_2H_4 , propène : C_3H_6 ...) ou qu'elle est cyclique (cyclopropane : C_3H_6 , cyclohexane : C_6H_{12} ...). Il peut aussi s'agir d'une double liaison $\text{C}=\text{O}$ dans les composés contenant de l'oxygène.

Lorsque la molécule possède des atomes autres que C et H, on peut également évaluer le nombre d'insaturations en utilisant la formule suivante:

$$n_I = (2n_C - n_H - n_X + n_N + 2) / 2$$

- avec :
- n_C : le nombre d'atome de carbone,
 - n_H : le nombre d'atome d'hydrogène,
 - n_N : le nombre d'atome d'azote (ou d'un autre élément trivalent comme P),
 - n_O : le nombre d'atome d'oxygène (ou d'un autre élément divalent comme S),
 - n_X : le nombre d'atome de carbone (ou X : est un halogène).

On remarque que:

- ✓ le nombre d'atome d'oxygène O, voire de soufre S, n'intervient pas dans ce calcul.
- ✓ un atome d'halogène F, Cl, Br, I compte comme un atome d'hydrogène.
- ✓ un atome d'azote, voire de phosphore P.

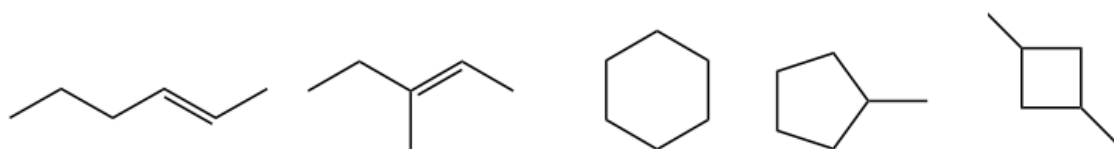
Donc le calcul du nombre d'insaturation d'une molécule est facile à évaluer et permet tout de suite de valider ou d'infirmer l'existence de liaisons multiples ou de cycles dans une molécule.

Exemple:

- Le nombre d'insaturation de C_6H_{12} : $n_I = (2 \times 6 - 12 + 2) / 2 = 1$

- Une insaturation peut correspondre à :

- ✓ Une double liaison
- ✓ Un cycle On peut donner les structures suivantes

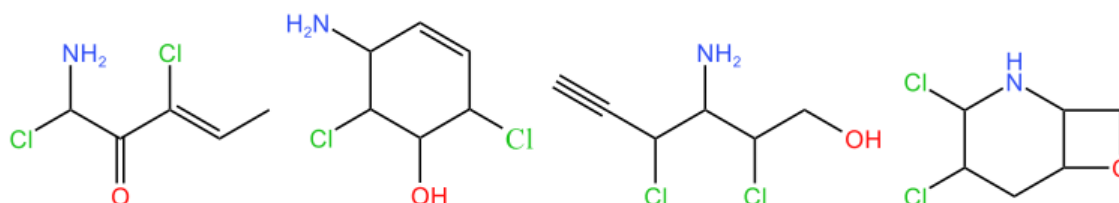


- Le nombre d'insaturation de $C_6H_9Cl_2NO$: $n_I = (2 \times 6 - 9 - 2 + 1 + 2) / 2 = 2$

- Deux insaturations peuvent correspondre à :

- ✓ Une liaison triple
- ✓ Deux doubles liaisons
- ✓ Deux cycles
- ✓ Une double liaison et un cycle.

On peut donner les structures suivantes:



VI.2. Grandes classes des composés organiques:

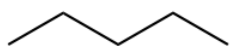
Les grandes classes des composés organiques comprennent plusieurs catégories distinctes :

- ✓ Hydrocarbures saturés et insaturés cycliques ou acycliques (alcane, alcène ou alcyne),
- ✓ Hydrocarbures aromatiques (benzène),
- ✓ Composés fonctionnels.

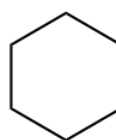
VI.2.1. Hydrocarbures (C_xH_y):

Les hydrocarbures sont des composés organiques constitués uniquement d'atomes de carbone (C) et d'hydrogène (H). Ils servent de référence pour définir les principales fonctions organiques. Il existe différentes familles d'hydrocarbures, notamment :

- **Alcane**: dans lesquels toutes les liaisons carbone-carbone sont **simples**. Ils ont une formule brute de C_nH_{2n+2} pour les alcanes aliphatiques (acycliques) et C_nH_{2n} les alcanes cycliques.

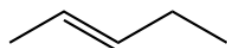


alcane aliphatique

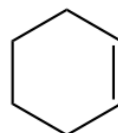


alcane cyclique

- **Alcène** : Ils comportent une liaison **double** carbone-carbone. Leur formule brute : C_nH_{2n} pour les alcènes aliphatiques et C_nH_{2n-2} pour les alcènes cycliques.

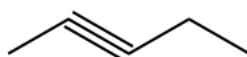


alcène aliphatique

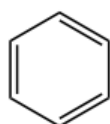
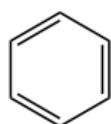


alcène cyclique

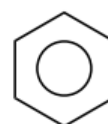
- **Alcyne** : Ils possèdent une liaison triple carbone-carbone ($C\equiv C$) et ont une formule brute de C_nH_{2n-2}



VI.2.2. Hydrocarbures aromatiques : Ils sont des composés cycliques possédant un nombre impair de liaisons doubles conjugués. Le **benzène** est le représentant le plus courant de cette classe.



ou

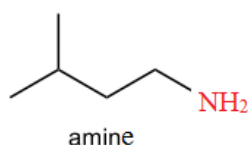
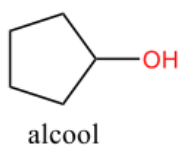
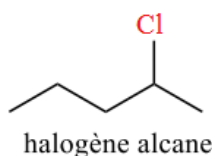


VI.2.3. Composés fonctionnels

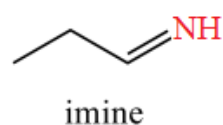
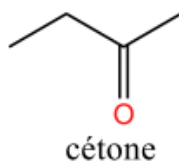
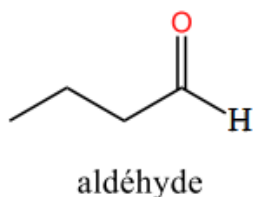
Les composés fonctionnels résultent du remplacement d'un ou plusieurs atomes d'hydrogène d'un hydrocarbure par un groupement fonctionnel contenant un ou plusieurs hétéroatomes. Les composés fonctionnels définissent différentes familles de composés organiques, chacune caractérisée par des propriétés spécifiques et des réactivités distinctes.

Quelques groupes fonctionnels importants de la chimie

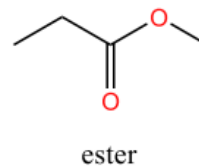
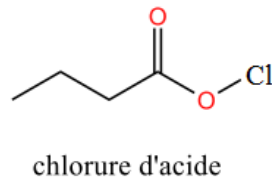
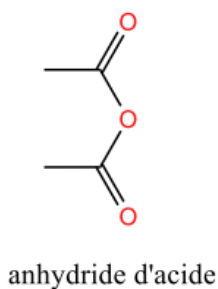
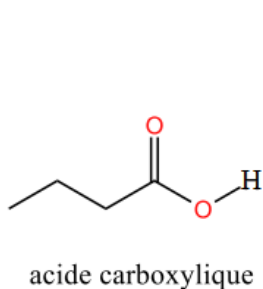
- Groupes caractéristiques où le carbone est lié par liaison simple à un hétéroatome, par exemple :



- Groupe caractéristiques où le carbone est lié par une double liaison à un hétéroatome comme exemple :



- Groupe caractéristiques où le carbone est lié par une des hétéroatomes par exemple les acide carboxyliques et leurs dérivés :

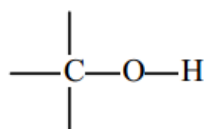
**VI.3. Fonctions, groupes fonctionnels****VI.3.1. Définition**

Les fonctions organiques sont signalées dans la composition du nom d'un dérivé polyfonctionnel d'hydrocarbure soit par un préfixe (au début du nom) soit par un suffixe (à la fin du nom).

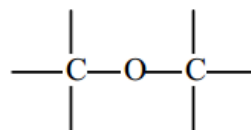
- La fonction principale d'une molécule organique est indiquée par un suffixe dans le nom du composé. Par exemple, dans le nom "éthanol", le suffixe "-ol" indique la fonction alcool.
- Toutes les autres fonctions sont en préfixe selon une structure bien définie. Par exemple, dans le nom "chloroéthanol", le préfixe "chloro-" indique la présence d'un groupe chloro en plus de la fonction alcool.

Un groupement fonctionnel, également appelé fonction chimique, est un atome ou un groupe d'atomes qui caractérise une famille de composés organiques et détermine leurs propriétés et leur réactivité. Par exemple, Si en plus du carbone et de l'hydrogène, on considère l'oxygène, élément bivalent, trois enchaînements sont envisageables :

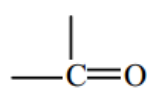
Exemple :



Exemple : $\text{H}_3\text{C---O---H}$ méthanol



Exemple : $\text{H}_3\text{C---O---CH}_3$ éther méthylique



Exemple : $\text{H}_3\text{C---}\overset{\text{H}}{\underset{|}{\text{C}}}\text{=O}$ acétaldéhyde

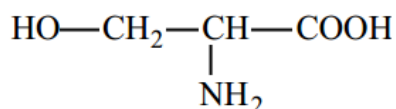
Ces trois fonctions confèrent aux molécules qui les comportent des propriétés différentes. Toutes les molécules contenant l'une de ces fonctions ont des propriétés analogues et constituent une famille homogène.

Le carbone qui porte la fonction est appelé carbone fonctionnel.

VI.3.2. Fonctions principales

Lorsqu'une molécule comporte plusieurs fonctions chimiques, l'une de ces fonctions sera considérée comme fonction principale et les autres comme fonctions secondaires.

Exemple :

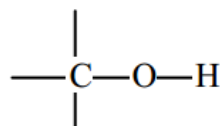


Cette molécule comporte trois groupes fonctionnels différents : acide carboxylique, amine et alcool. Le groupement acide carboxylique a une valence plus élevée que l'amine et l'alcool, donc il est considéré comme fonction principale et les deux autres sont considérés comme substituants. De ce fait, les fonctions chimiques sont classées selon leur valence. Une fonction est dite principale lorsqu'elle a la valence la plus élevée.

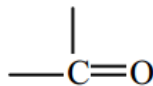
VI.3.3. Valence d'une fonction chimique:

La valence d'une fonction chimique est définie comme le nombre d'atomes d'hydrogène substitués sur le carbone fonctionnel par des hétéroatomes (atomes autres que le carbone et l'hydrogène). Les hétéroatomes comprennent des éléments tels que l'oxygène (O), l'azote (N), le soufre (S), et les halogènes (X : F, Cl, Br, I). La valence d'une fonction est liée à sa capacité à accepter des substituants.

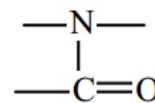
Exemples:



fonction monovalente



fonction bivalente



fonction trivalente

VI.3.4. Classement des fonctions organiques

Le classement des fonctions organiques est basé sur le degré d'oxydation du carbone portant la fonction et la différence d'électronégativité qui varie proportionnellement avec la priorité. Cette différence d'électronégativité est toujours calculée entre le C et les autres atomes.

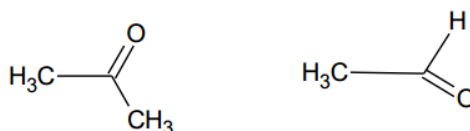
Exemple :

Dans la fonction carboxylique -COOH ($\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$) le carbone fait 3 liaisons avec l'hétéroatome qui est l'oxygène (hétéroatome = atome différent du carbone et de l'hydrogène). Donc son degré est égale à 3. Cependant, dans la fonction aldéhyde il est égale à 2 car il fait deux liaisons avec l'oxygène ($\text{C}=\text{O}$).

Dans le cas où les hétéroatomes sont différents, on les classe selon l'électronégativité:

$$\chi_{\text{F}} > \chi_{\text{O}} > \chi_{\text{Cl}} > \chi_{\text{N}} > \chi_{\text{C}} > \chi_{\text{H}}$$

Exemple:



Dans le cas des fonctions aldéhydes et cétone, la différence d'électronégativité entre le carbone et l'oxygène dans le groupe aldéhyde est supérieure, donnant ainsi une plus grande priorité à la fonction aldéhyde.



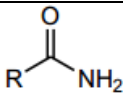
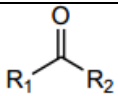
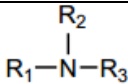
La fonction alcool est classée avant la fonction amine car $\Delta\chi(\text{C-O}) > \Delta\chi(\text{C-N})$.

De même, entre les fonctions alcool et amine, la différence d'électronégativité ($\Delta\chi$) entre le carbone et l'oxygène dans la fonction alcool est plus grande que celle entre le carbone et l'azote dans la fonction amine, établissant ainsi une priorité en faveur de la fonction alcool.

Le classement des groupements fonctionnels par ordre de priorité décroissante est mentionné dans le tableau VI.1.

Tableau VI.1 : Classement des fonctions chimique

Ordre	Fonction chimique	Formule	Suffixe	Préfixe	Valence
1	Acide carboxylique		oïque	carboxy	Fonctions trivalentes
2	Anhydride d'acide		anhydride		
3	Ester		oate	alkyloxy	
4	Halogénure d'acide		oyale	formyl	

5	Amide		amide	Amino formyl	Fonctions bivalentes
6	Nitrile	$R-C\equiv N$	nitrile	cyano	
7	Aldéhyde		al	formyl	
8	Cétone		one	oxo	Fonctions monovalentes
9	Alcool	$R-OH$	ol	hydroxy	
10	Amine		Amine	Amino	
11	Ether oxyde	R_1-O-R_2	-	oxa	
12	Composés halogénés	$R-X$	-	halo	

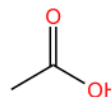
R , R_1 , R_2 et R_3 peuvent être des atomes d'hydrogènes, des groupements alkyles ou phényles.

Une fonction prioritaire est nommée par sa terminaison ou suffixe, les autres fonctions sont nommées par leurs préfixe.

VI.4. Nomenclature des composés organiques

Le nom usuel (ou trivial) d'un composé est un nom consacré par l'usage, il a souvent une origine historique, ou évocateur de sa source naturelle.

Exemple : acide acétique, du latin acetum (vinaigre).



Beaucoup de composés organiques importants possèdent des noms courants qui ne donnent aucune indication précise de leurs structures. Ceci exige d'établir un langage commun à l'ensemble de la communauté scientifique mondiale. En effet, la nomenclature systématique en chimie organique permet de dénommer tous les composés quelle que soit leur complexité en appliquant des règles fixées par l'IUPAC « Union Internationale de la Chimie Pure et Appliquée » (International Union of Pure and Applied Chemistry). Ces règles permettent de nommer les composés organiques en prenant les alcanes comme référence.

Ainsi, la nomenclature permet de :

- Trouver le nom d'une molécule connaissant la structure.
- Trouver la structure d'une molécule connaissant le nom.

VI.4.1 Règles systématiques de nomenclature des composés organiques

Généralement, le nom d'un composé fonctionnel est dérivé du nom de l'hydrocarbure correspondant, auquel on ajoute des préfixes et/ou des suffixes. Le nom systématique d'un composé fonctionnel se compose de trois parties :

Préfixe

Chaîne carbonée principale

Suffixe

- La partie **Préfixe** : Regroupe tous les substituants, classés par ordre alphabétique, avec chaque substituant portant l'indice de son emplacement dans la chaîne carbonée principale.
- La partie **Chaîne carbonée principale (Unité Structurale Fondamentale - USF)** : Indique le nombre d'atomes de carbone dans la chaîne principale la plus longue qui contient le groupement fonctionnel. C'est également la partie où le suffixe de la fonction principale est localisé.
- La partie **Suffixe** : Désigne la fonction principale présente sur l'unité structurale fondamentale. Les suffixes indiquent la nature spécifique de la fonction, tels que "-ol" pour les alcools, "-one" pour les cétones, "-oïque" pour les acides carboxyliques, etc.

VI.4.2. Procédure de nomination d'un composé organique :

Pour nommer un composé organique fonctionnalisé, suivez généralement les étapes suivantes selon les règles de la nomenclature IUPAC

- 1) Identifiez **la chaîne ou le cycle principal** ; celle contenant la fonction principale.
- 2) **Classer les différents groupes fonctionnels** selon l'ordre de priorité (voir tableau ci-dessous). La fonction prioritaire est désignée par le suffixe correspondant précédé de l'indice de position du carbone fonctionnel (carbone qui porte la fonction) encadré par deux traits d'union.
- 3) **Désigner les Autres Groupes ou Fonctions par des Préfixes** : Tous les autres groupes ou fonctions présents dans la molécule sont désignés par des préfixes et assemblés selon l'ordre alphabétique.

VI.5. Etude des fonctions organique

VI.5.1. Hydrocarbures saturés : Alcanes

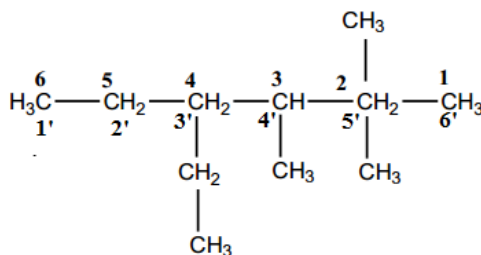
Les alcanes sont des composés moléculaires constitués d'atomes de carbone et d'hydrogène, de formule générale C_nH_{2n+2} , caractérisant ainsi les hydrocarbures saturés. Ces molécules peuvent être sous forme linéaire ou ramifiée. L'identification des alcanes est facilitée par la présence du suffixe **-ane** dans leurs noms, comme illustré par des exemples tels que le méthane et l'éthane (tableau VI.2).

La nomenclature systématique recommandée par l'IUPAC suit les règles suivantes:

- Rechercher et nommer la chaîne carbonée continue la plus longue, en prenant comme base le nom de l'alcane. En cas d'équivalence entre deux chaînes, on choisit celle qui a le plus de substituants;
- Nommer tous les groupes attachés à cette chaîne principale en tant que substituant alkyle;
- Numérotter les atomes de carbone de la plus longue chaîne en débutant par l'extrémité la plus proche d'un substituant, afin que les carbones portant des substituants aient les indices les plus faibles possible. En cas d'égalité de distance entre les deux extrémités, on utilise l'ordre alphabétique pour déterminer le sens de numérotage ;

- Lorsqu'une molécule contient des substituants identiques, on fait précéder son nom d'un préfixe indiquant la multiplicité du groupe, comme par exemple: di-, tri-, tétra-, penta-,...

Exemple:



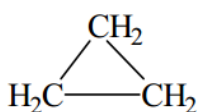
Les indices de position des deux ramifications sont dans les deux numérotations, à savoir (2, 3 et 4) et (3', 4' et 5').

En choisissant la première numérotation (2, 3, et 4) car les indices de position sont plus bas aux substituants par rapport à la deuxième numérotation [(2+3+4) < (3'+4'+5')]. Cela conduit à la désignation correcte du composé comme : 4-éthyl, 2,2,3-triméthylhexane.

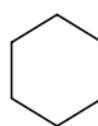
Tableau VI.2 : Nomenclature des douze premiers alcanes et groupes alkyles dérivés.

Formule brute C_nH_{2n+2}	Hydrocarbures saturé	Formule semi-développé	Groupe alkyle	Nom
CH ₄	Méthane	CH ₄	CH ₃ -	Méthyle
C ₂ H ₆	Ethane	CH ₃ -CH ₃	C ₂ H ₅ -	Ethyle
C ₃ H ₈	Propane	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃	C ₃ H ₇ -	Propyle
C ₄ H ₁₀	Butane	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	C ₄ H ₉ -	Butyle
C ₅ H ₁₂	Pentane	CH ₃ -(CH ₂) ₃ -CH ₃	C ₅ H ₁₁ -	Pentyle
C ₆ H ₁₄	Hexane	CH ₃ -(CH ₂) ₄ -CH ₃	C ₆ H ₁₃ -	Hexyle
C ₇ H ₁₆	heptane	CH ₃ -(CH ₂) ₅ -CH ₃	C ₇ H ₁₅ -	Heptyle
C ₈ H ₁₈	octane	CH ₃ -(CH ₂) ₆ -CH ₃	C ₈ H ₁₇ -	Octyle
C ₉ H ₂₀	nonane	CH ₃ -(CH ₂) ₇ -CH ₃	C ₉ H ₁₉ -	Nonyle
C ₁₀ H ₂₂	décane	CH ₃ -(CH ₂) ₈ -CH ₃	C ₁₀ H ₂₁ -	Décyle
C ₁₁ H ₂₄	undécane	CH ₃ -(CH ₂) ₉ -CH ₃	C ₁₁ H ₂₃ -	Undécyle
C ₁₂ H ₂₆	dodécane	CH ₃ -(CH ₂) ₁₀ -CH ₃	C ₁₂ H ₂₅ -	Dodécyle

Les hydrocarbures saturés à chaîne cyclique sont désignés en ajoutant le préfixe "cyclo" au nom de l'alcane correspondant.

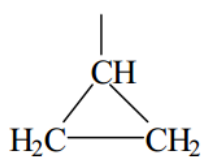


cyclopropane

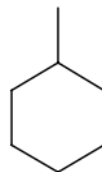


cyclohexane

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



cyclopropyle



cyclohexyle

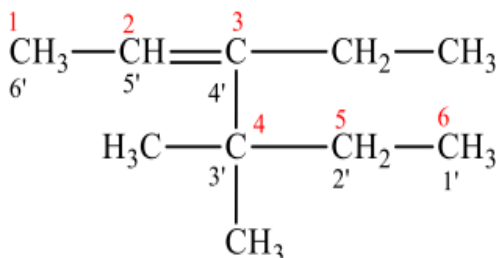
VI.5.2. Hydrocarbures insaturés: alcènes et alcyne

• Alcènes

La liaison double carbone-carbone constitue le groupe fonctionnel caractéristique des alcènes, également appelés oléfines, avec une formule générale de C_nH_{2n} . Pour nommer les alcènes, il est nécessaire de substituer le suffixe "**-ane**" de l'alcane correspondant par le suffixe "**-ène**". Les règles de base de la nomenclature des alcènes comprennent :

- Identifier et nommer la plus longue chaîne contenant le groupe fonctionnel;
- Nommer tous les groupes attachés à cette plus longue chaîne en tant que substituant alkyle en préfixe;
- La position de la double liaison, caractérisée par l'indice le plus bas, détermine le sens de la numérotation.

Exemple :



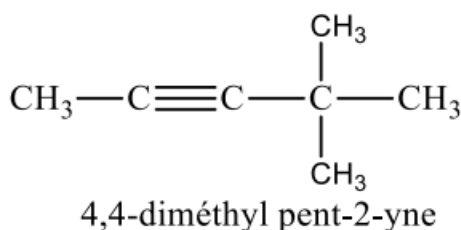
Le nom du composé est (3-éthyl, 4,4-diméthyl hex-2-ène) et non pas (4'-éthyl, 3',3'-diméthyl hex-4'-ène).

• Alcynes

La liaison triple carbone-carbone constitue le groupe fonctionnel caractéristique, avec une formule générale de C_nH_{2n-2} . Pour les nommer, il faut substituer le suffixe "**-ane**" de l'alcane correspondant par la terminaison "**-yne**".

Les règles de nomenclature sont identiques à celles des alcènes.

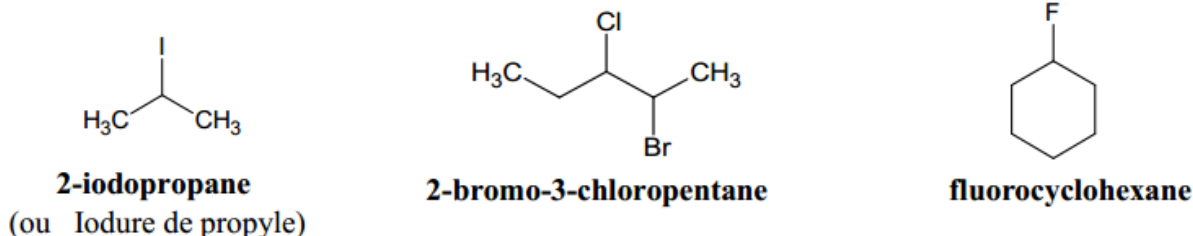
Exemple:



VI.5.3. Dérivés halogénés : « R-X »

Ce sont des composés dont le groupe $-X$ ($X = F, Cl, Br, I$) est toujours désigné en position de préfixe. Le nom systématique des dérivés halogénés est soit **halogénoalcane** ou **halogénure d'alkyle**.

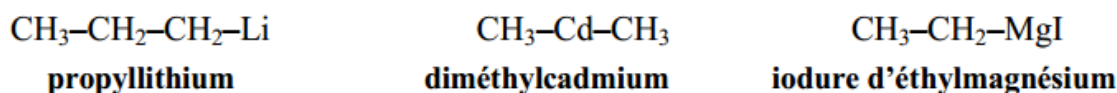
Exemples:



VI.5.4. Halogénures : « R-M »

Les halogénures d'alkyle sont des composés organiques qui contiennent des métaux ($M = Li, Mg, Cu, Zn, \text{etc.}$). Ils sont nommés alkylmétal. Pour le magnésium (Mg), toujours accompagné d'un halogène, le nom est "halogénure d'alkyle magnésium".

Exemples :

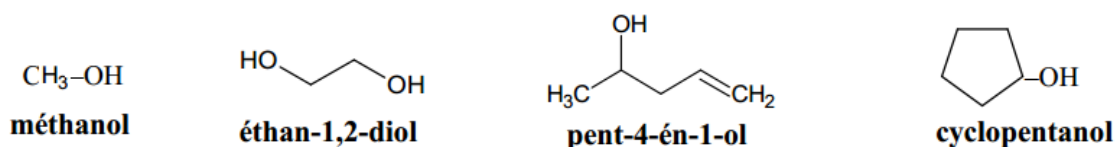


VI.5.5. Alcools : « R-OH »

Les alcools sont des composés ayant le groupement $-OH$ comme groupe principal. Il existe trois types d'alcool : primaire (I (porté par C_I)), secondaire (II (porté par C_{II})) et tertiaire (III (porté par C_{III})).

- Lorsque le groupement $-OH$ est le groupe principal, le nom correspond à celui de l'alcane, en remplaçant le "e" final par "-ol".
- Lorsqu'il est en position secondaire, il est considéré comme préfixe, et le nom de la chaîne principale est précédé de "hydroxy-".

Exemple:



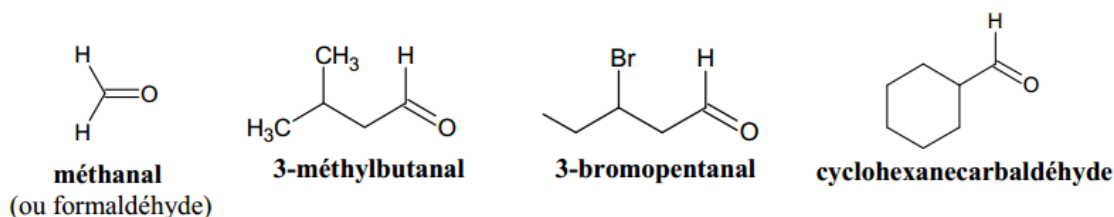
VI.5.6. Aldéhydes : « R-CHO »

Les aldéhydes ont le groupe principal $-CHO$. Dans ce cas :

- ❖ Quand $-CHO$ est porté par une chaîne linéaire et est en position de groupe :
 - **principal**, l'aldéhyde est considéré comme suffixe : **-al** (terminaison)
 - **secondaire**, l'aldéhyde est considéré comme préfixe : **formyl-**

- ❖ Quand -CHO est porté par un cycle, on ajoute la terminaison **carbaldéhyde** au nom du composé dans lequel -CHO est remplacé par H.

Exemple :

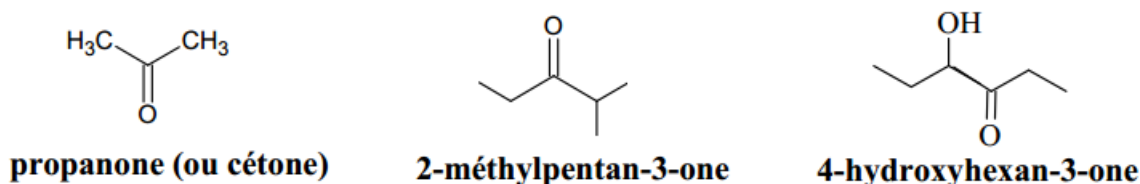


VI.5.7. Cétones: « R-CO-R' »

Les cétones sont des composés comportant un atome d'oxygène doublement lié à un seul atome de carbone, ce dernier étant lié à deux atomes de carbone.

- ❖ Quand le -CO- est en position de groupe :
 - **principal**, il est considéré comme suffixe : **-one** (terminaison) avec indice de position le plus faible.
 - **secondaire**, il est considéré comme préfixe : **oxo-**

Exemple:

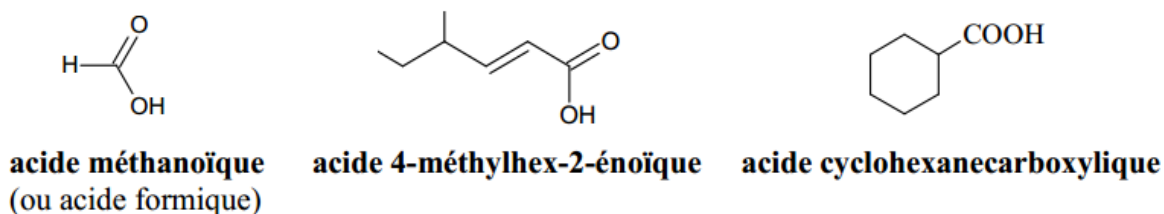


VI.5.8. Acides carboxyliques « R-COOH »

Les acides carboxyliques ont le groupe principal $\text{-CO}_2\text{H}$ au bout de la chaîne carbonée. Comme pour les aldéhydes et les amides l'indice 1 est omis.

- ❖ Quand $\text{-CO}_2\text{H}$ est porté par une chaîne linéaire et est en position de groupe :
 - **principal**, l'acide est considéré comme suffixe : **acide -oïque** (deux mots)
 - **secondaire**, l'acide est considéré comme préfixe : **carboxy-**
- ❖ Lorsque $\text{-CO}_2\text{H}$ est porté par un **cycle**, on ajoute la terminaison **carboxylique** au nom du composé en remplaçant H par $\text{-CO}_2\text{H}$.

Exemples :



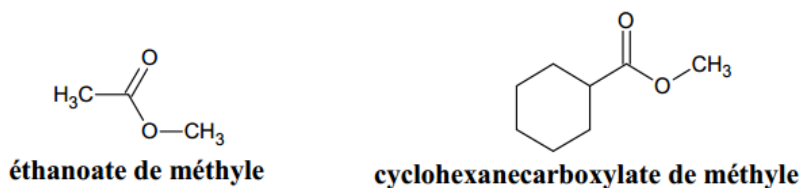
VI.5.9. Esters : « R-COO-R' »

Les esters ont le groupe principal $\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}-\text{O}-\text{R}'$. Ils comportent deux chaînes carbonées séparées par un atome d'oxygène et issus de la déshydratation entre le groupe hydroxyle d'un acide organique et celui d'un alcool.

Dans la nomination d'un ester, les deux chaînes doivent être nommées séparément. Il apparaît ainsi deux termes : l'un est **alkanoate (R)**, avec la terminaison **oate** (ou **ate**) pour la chaîne principale de l'acide carboxylique et l'autre un groupe **alkyle** pour l'autre chaîne (**R'**).

❖ Lorsque $-\text{COO}-\text{R}'$ est porté par un **cycle**, on ajoute la terminaison **carboxylate** au nom du composé dans lequel $\text{R}-\text{CO}_2-\text{R}'$ est remplacé par H.

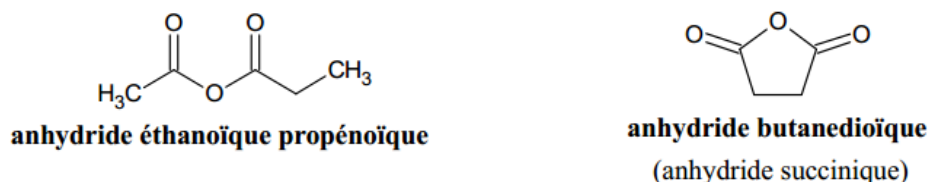
Exemples :



VI.5.10. Anhydrides : « RCOOOCR' »

Les anhydrides ont le groupe principal $\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}-\text{R}'$. Ils dérivent des acides carboxyliques par d'hydratation. Ils sont nommés comme les acides correspondants en remplaçant "**acide**" par "**anhydride**".

Exemples :

VI.5.11. Amines : « R-NH₂ »

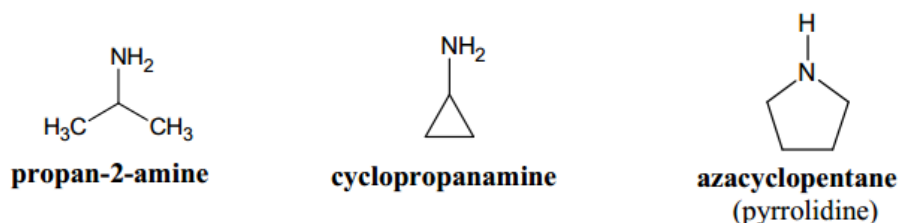
Les amines ont le groupement principal $-\text{NH}_2$.

❖ Quand $-\text{NH}_2$ est porté par une chaîne linéaire et est en position de groupe :

- **principal**, l'amine est considérée comme suffixe : **-amine** (terminaison)
- **secondaire**, l'amine est considérée comme préfixe : **amino-**

❖ Pour les **amines cycliques**, elles sont nommées avec le préfixe **aza** qui indique qu'un carbone du cycle a été remplacé par un azote et le nom du cycloalcane.

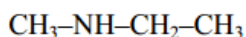
Exemples:



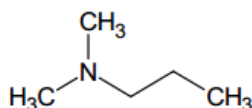
Généralement, on distingue trois types d'amines : primaire ($R-NH_2$), secondaire ($R-NH-R'$) et tertiaire ($R-N-R'R''$). Le groupe alkyle le plus important est choisi comme structure de base et les groupes restants sont traités comme substituants précédés de l'indice :

- ✓ **N-** dans le cas des amines secondaires
- ✓ **N, N-** dans le cas des amines tertiaires à deux substituants identiques
- ✓ **N-N-** dans le cas des amines tertiaires à deux substituants différents.

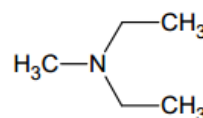
Exemples:



N-méthyléthylamine



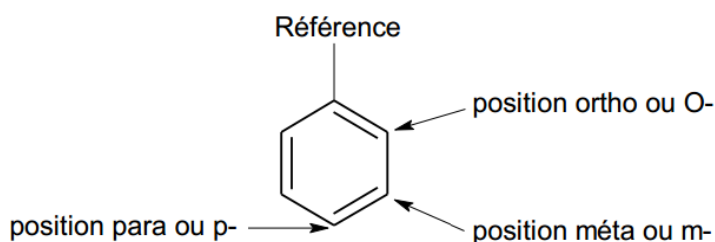
N,N-diméthylpropanamine



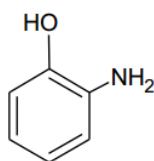
N-éthyl N-méthyléthylamine

Remarque :

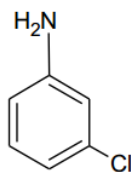
Dans le cas d'un cycle benzénique (ou phényle), on peut remplacer les indices ou numéros par les notations : ortho, méta et para qui définissent des positions par rapport un groupement de référence (généralement la fonction principale).



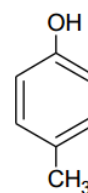
Exemples:



ortho-aminophénol
Ou 2-aminophénol



méta-chlorophénylamine
3-chlorophénylamine

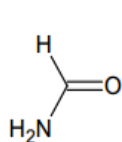
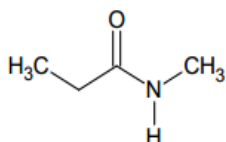


para-méthylphénol
4-méthylphénol

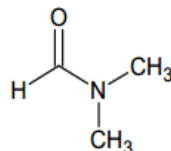
VI.5.12. Amides : « $R-CO-NH_2$ »

Les amides ont le groupe principal $\begin{array}{c} O \\ || \\ -C-NH_2 \end{array}$. Ils dérivent des acide carboxylique par remplacement du groupe $-OH$ par $-NH_2$. Dans ce cas, on parle d'amides primaires, nommés à partir du nom de l'acide correspondant en remplaçant la terminaison "acide oïque" par "amide".

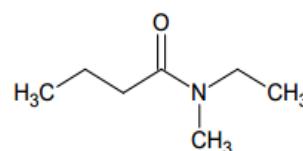
❖ Lorsque $R-CO-NH_2$ est porté par un **cycle**, on ajoute la terminaison **carboxyamide** au nom du composé dans lequel $-H$ est remplacé par $-CO-NH_2$.

Exemples:méthanamide
(formamide)

N-méthylpropanamide



N,N-diméthylméthanamide

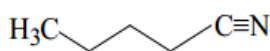


N-éthyl N-méthylbutanamide

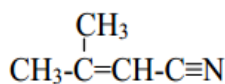
VI.5.13. Nitriles : « R-C ≡ N »

Les nitriles comportent le groupe cyano $\text{-C} \equiv \text{N}$. Ils sont également des dérivés d'acides carboxyliques car ils peuvent être hydrolysés en amides ou en acides carboxyliques. Dans ce cas :

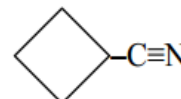
- ❖ Quand le $\text{-C} \equiv \text{N}$ est porté par une chaîne linéaire et est en position de groupe :
 - principal, le nitrile est considéré comme suffixe : **-nitrile** (terminaison).
 - secondaire, le nitrile est considéré comme préfixe : **cyano-**
- ❖ Quand le $\text{-C} \equiv \text{N}$ est porté par un cycle, on ajoute la terminaison **carbonitrile** au nom de l'hydrocarbure.

Exemples :

pentanenitrile



3-méthylbut-2-énenitrile



cyclobutanecarbonitrile

VI.6. Exercices**Exercices 1 :**

Nommer les molécules suivantes selon les règles de l'IUPAC :

a)	b)	c)
d)	e)	f)
g)	h)	i)

Exercice 2 :

Représenter les molécules suivantes

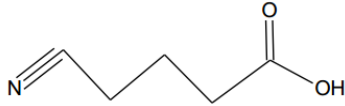
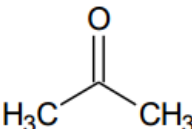
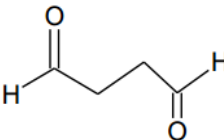
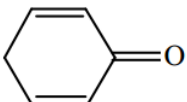
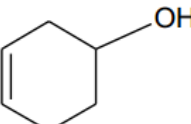
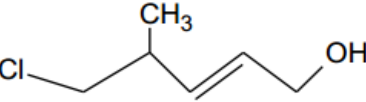
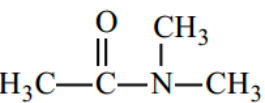
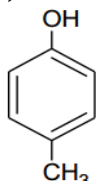
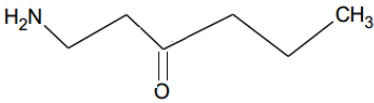
- a) 3-amino-6-hydroxy-2-methoxyheptan-4-one
- b) Acide 4-oxocyclohexane carboxylique
- c) diphényl cétone
- d) hexan-3-one
- e) 5-méthyl-hexanal

- f) 4-carboxyoctdioïque
- g) Acide 3-cyanoheptadicoïque
- h) but-1-yn-1-amine
- i) Acide p-aminobenzoïque

V.7. Solution des exercices

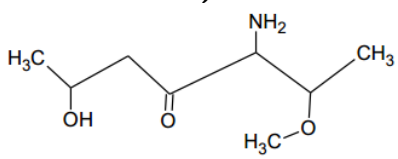
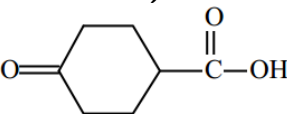
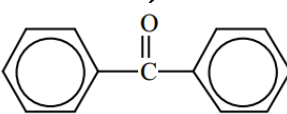
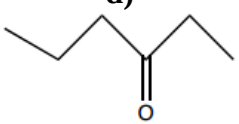
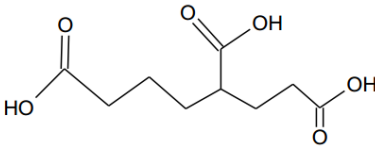
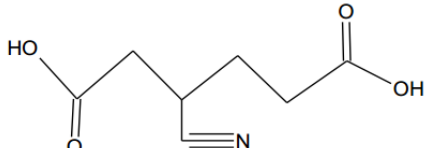
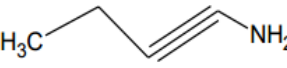
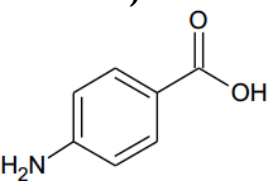
Exercices 1 :

Nommer les molécules suivantes selon les règles de l'IUPAC:

a)  4-cyano butanoïque	b)  Propan one	c)  Butan dial
d)  cyclohexa-2,5-dièn-1-one	e)  Cyclohex-3-èn-1-ol ou cyclohex-3-ènol	f)  5-chloro-4-méthyl pent 2-èn 1-ol
g)  N,N-diméthylacétamide	h)  para-méthylphénol	i)  1-aminohex-3- one

Exercice 2 :

Représenter les molécules suivantes

a) 	b) 	c) 
d) 	e) 	f) 
g) 	h) 	i) 

Chapitre VII:

Mécanismes

réactionnels en chimie

organique

VII.1. Isoméries et Stéréo-isoméries

Les composés partageant la même formule brute mais présentant des formules développées distinctes sont dénommés "isomères". Ces différences peuvent résulter de la nature des liaisons chimiques (isométrie plane) ou de l'arrangement spatial des atomes (stéréoisométrie).

Exemple :

Le propanone CH_3COCH_3 et le propanal $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$ sont des isomères car ils partagent la formule brute $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$.

Il existe deux grandes catégories d'isoméries :

- L'isométrie plane (structurale ou de constitution).
- L'isométrie stérique ou stéréoisométrie

VII.1.1. Isométrie plane ou isométrie de constitution

L'isométrie de constitution, également appelée isométrie plane, désigne deux molécules ayant la même formule brute mais des formules développées planes distinctes. Ces isomères présentent des propriétés physiques, chimiques et biologiques différentes, et on peut les classer en trois types : isomères de chaîne (ou de squelette), de position ou de fonction.

a) Isométrie de chaîne (de squelette) :

Les isomères de chaîne se distinguent par l'arrangement des atomes de carbone formant la chaîne carbonée ou le squelette carboné de la molécule. Bien que ces isomères partagent des fonctions identiques en nombre égal, leurs propriétés chimiques demeurent très similaires.

Exemples :

C_4H_{10}		
$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$		

b) Isométrie de position :

Dans ces isométries, les fonctions et le squelette sont identiques, seules les positions des fonctions et d'insaturations sur le squelette sont différentes.

Exemple :

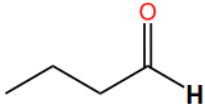
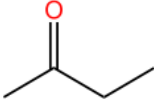
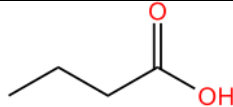
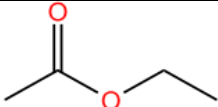
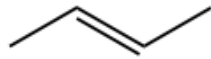
$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$		
C_4H_8		

Les isomères de chaîne et de position partagent les mêmes fonctions, ce qui entraîne des propriétés chimiques similaires, mais ils présentent des différences au niveau des propriétés physiques.

c) Isométrie de fonction :

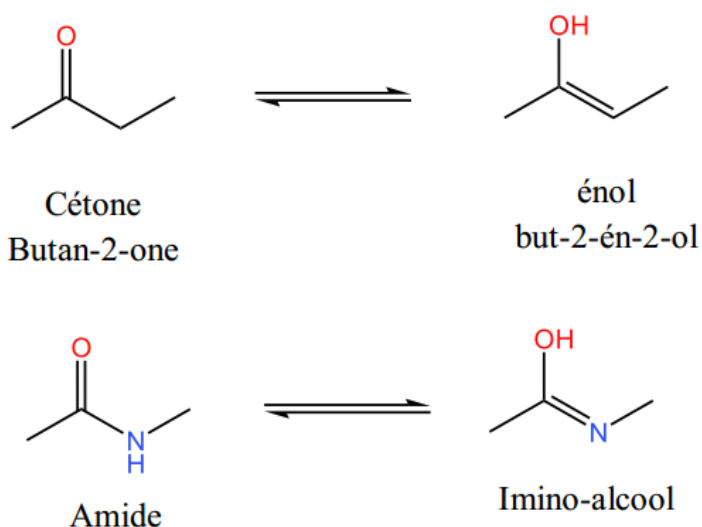
Les isomères de fonction possèdent la même chaîne carbonée, mais se distinguent par la nature de leur(s) fonction(s).

Exemples :

C_4H_8O		
$C_4H_8O_2$		
C_4H_8		

Cas particulier (tautomérie) :

La tautomérie est un cas particulier de l'isométrie de fonction, caractérisée par un équilibre chimique entre deux structures. En fonction des conditions, les formes tautomères existent en équilibre l'une avec l'autre. Ce phénomène résulte souvent d'un déplacement intramoléculaire d'un proton d'un atome à un autre.



VII.1.2. Stéréochimie ou stéréo-isométrie :(stéréo signifie dans l'espace)

Les stéréoisomères sont des isomères qui diffèrent uniquement par la disposition relative, dans l'espace, de leurs groupes ou atomes constitutifs, qui restent identiques. Il existe deux types de stéréoisométrie :

- ✓ Les stéréo-isomères de configurations
- ✓ Les stéréo-isomères de conformations

Il est important de noter que les représentations planes ne fournissent pas d'information sur la répartition spatiale des atomes dans une molécule. De ce fait, avant d'approfondir l'étude des différentes stéréo-isoméries, il est nécessaire de comprendre les divers modes de représentation des molécules dans l'espace.

❖ *Représentation des molécules dans l'espace :*

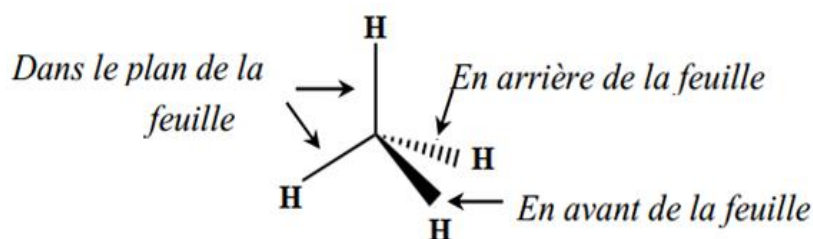
Il existe plusieurs méthodes pour représenter les stéréo-isomères dans l'espace, notamment la représentation perspective (cavalière), la représentation projective ou de Cram, la projection de Newman et la projection de Fischer.

a) Représentation de Cram (projective ou Coin Volant)

La représentation de Cram permet de représenter une molécule avec ces différentes liaisons dans l'espace selon une convention :

- Une liaison dans le plan de la feuille est indiquée par un trait simple (——).
- Une liaison qui est dirigée vers le lecteur est représentée par un triangle plein (▴).
- Une liaison s'éloigne du lecteur est représentée par un triangle hachuré (▤).

Exemple: molécule de méthane CH_4 (atome de carbone hybridé sp^3).



b) Représentation perspective (ou perspective cavalière) :

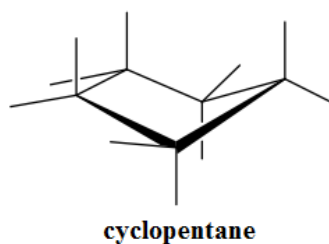
Cette représentation permet d'observer clairement la libre rotation entre deux atomes de carbone sp^3 . Dans cette perspective, toutes les liaisons sont représentées par des traits simples.

Exemple: la molécule de l'éthane $\text{CH}_3\text{-CH}_3$:

L'éthane peut être représenté en perspective sous deux formes : **éclipsée** et **décalée**.



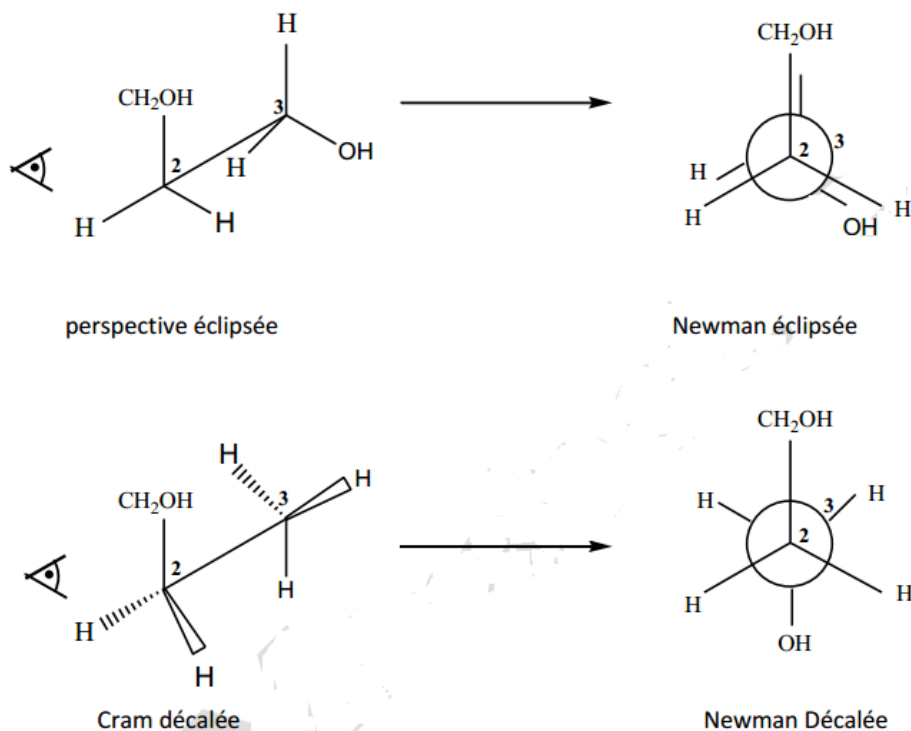
Cette représentation est également très utilisée pour les molécules cycliques :



c) *Projection de Newman*

La projection de Newman est une représentation dans laquelle on observe selon l'axe de la liaison C-C, en utilisant un plan de projection orthogonal à l'axe de la liaison, projetant ainsi les deux carbones en un point commun. Les deux atomes de carbone sont représentés par un centre et un cercle, et les liaisons forment des angles de 120° entre elles.

Exemple: propane-1,3-diol $\text{HOCH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$



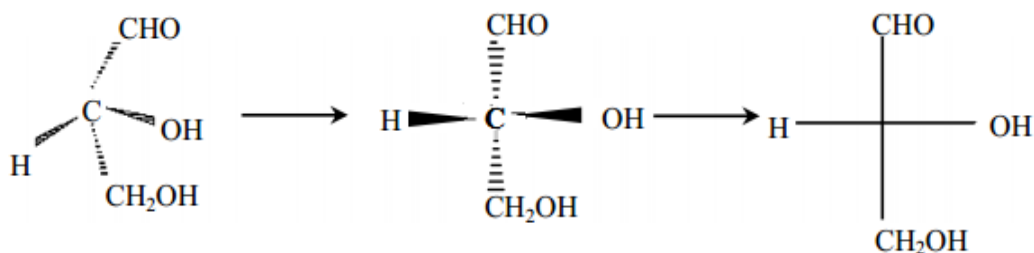
La projection de Newman d'un composé organique permet d'étudier ses différentes conformations par plusieurs rotations autour d'une liaison simple C-C.

d) *Projection de Fisher :*

En projection de Fischer, toutes les liaisons sont projetées avec des traits verticaux en arrière du plan et horizontaux en avant du plan. La chaîne principale la plus longue doit être présentée verticalement, avec le substituant contenant le degré d'oxydation le plus élevé placé en haut de la molécule. Cette représentation est souvent utilisée pour les sucres et les acides aminés.

Exemple :

2,3-dihydroxypropanal. L'atome de carbone du groupe -CHO porte le numéro 1.



a) Isomérisie de configuration

La configuration d'une molécule, ayant une constitution définie, se réfère à la disposition de ses atomes dans l'espace, en ne tenant pas compte des différentes rotations. Les stéréoisomères de configuration ne sont pas superposables ; ce sont des espèces isolables présentant des propriétés physico-chimiques distinctes. Pour passer d'une configuration à une autre, il est nécessaire de rompre les liaisons, ce qui demande une grande quantité d'énergie.

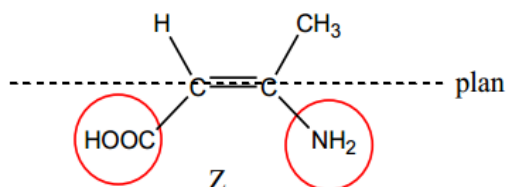
On distingue deux types d'isomérisie de configuration :

- Isomérisie géométrique (Z/ E) et cis/ trans)
- Isomérisie optique (S/ R)

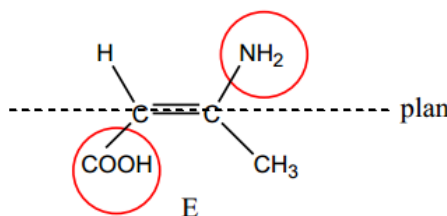
1) Isomérisie géométrique ou isomérisie (Z/E)

Il s'agit d'un cas particulier d'isomérisie possible dans une molécule comportant une double liaison entre deux carbones liés à des atomes ou groupes chimiques différents. La présence de cette double liaison empêche la libre rotation, donnant ainsi naissance à des diastéréoisomères (Z/E) ayant des propriétés physico-chimiques distinctes, telles que la température d'ébullition.

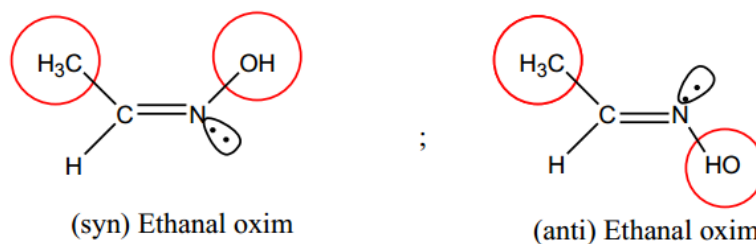
- **La configuration Z** : Caractérise les diastéréoisomères dont les groupes prioritaires sont du même côté du plan formé par la double liaison. "Z" provient de l'allemand "Zusammen", signifiant "ensemble".



- **La configuration E** : Caractérise les diastéréoisomères dont les groupes prioritaires sont du côté opposé de l'autre par le plan formé par la double liaison. "E" vient de l'allemand "entgegen", signifiant "opposé".



Remarque : Il est important de noter qu'il peut y avoir des différences entre l'ancienne nomenclature (cis, trans) et la nouvelle (Z, E). Dans le cas des composés comportant une double liaison entre un atome de carbone et un atome d'azote (imines et oximes), considérés comme isomères géométriques, le doublet non liant de l'azote est classé comme le moins prioritaire.

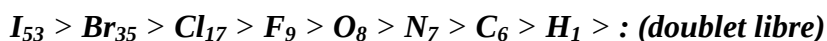


De plus, la désignation des configurations nécessite un classement des substituants portés par chaque atome de carbone hybridé en sp^2 (ou du composé cyclique) selon les règles séquentielles de Cahn, Ingold et Prelog.

❖ **Règles de priorité de CIP (Cahn, Ingold et Prelog).**

Le classement des substituants par ordre de priorité est basé selon les règles de CIP.

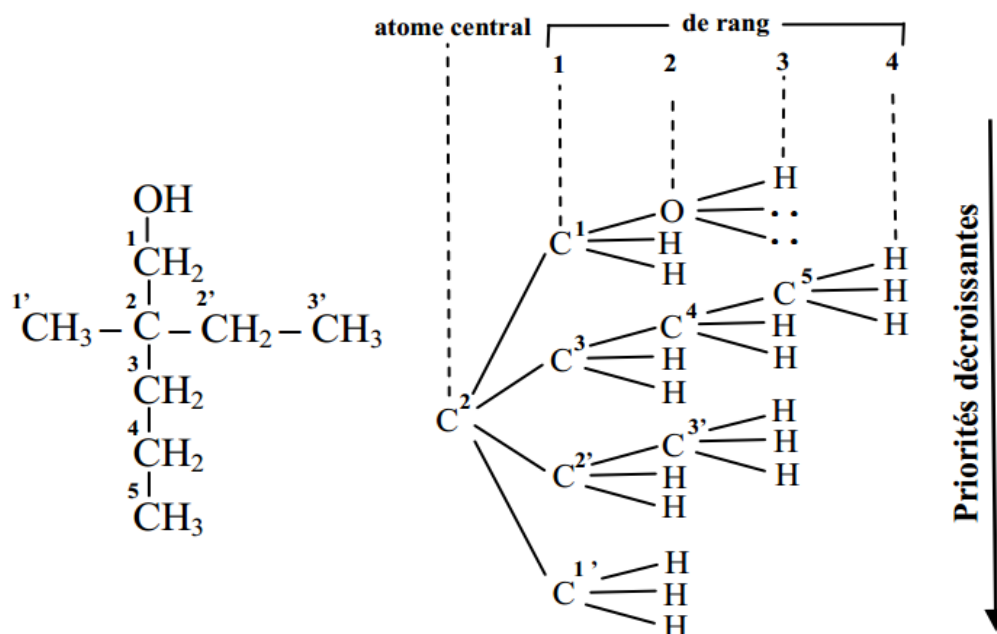
- **Règle 1** : Plus le numéro atomique Z de l'atome relié au carbone sp^2 est élevé, plus le substituant est prioritaire.



- **Règle 2** : Si deux atomes ayant le même numéro atomique interviennent sur le même centre d'isomérisie, on regarde les autres atomes auxquels ils sont liés et la **règle 1** s'applique.



Exemple : 2-éthyl-2-méthylpentan-1-ol



L'ordre séquentiel des substituants : $-CH_2OH > -CH_2CH_2H_3 > -CH_2CH_3 > -CH_3$

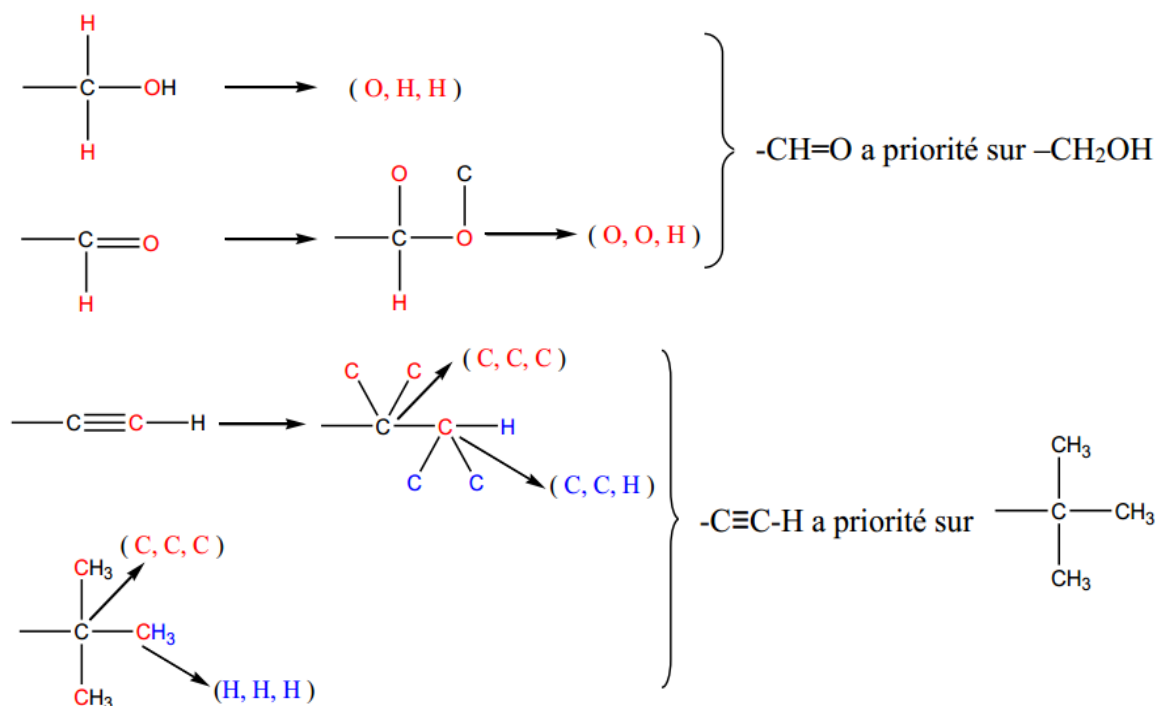
Règle 3 : Si un carbone porte un atome doublement (ou triplement) lié, ce dernier intervient pour deux (ou trois) fois.

Exemple :

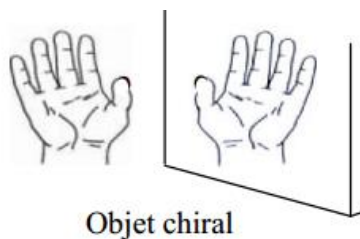
$-\text{COOH} \equiv -\text{C}(\text{O}_3)-\text{H} > -\text{CHO} > \text{CH}_2\text{OH}$; $-\text{C}\equiv\text{N} > -\text{C}-\text{NH}_2$

$-\text{C}=\text{A}$: A est doublé c'est-à-dire relié à deux atomes de même nature.

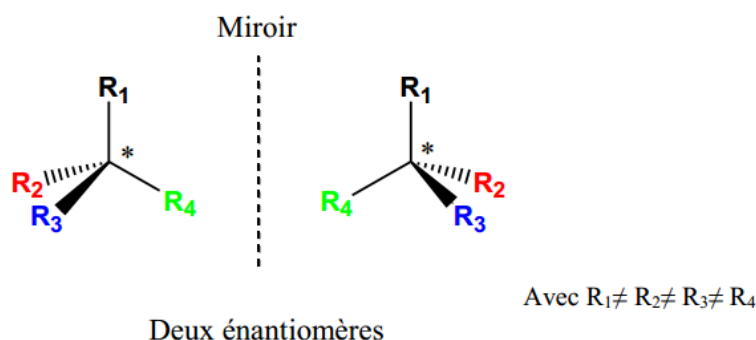
$-\text{C}\equiv\text{A}$: A est triplé c'est-à-dire à trois atomes de même nature.

**2) Isomérisie optique**

L'isomérisie optique intervient chaque fois qu'une molécule **ne possède ni plan, ni centre de symétrie**. Une molécule est dite chirale (du grec "cheir", la main) si elle n'est pas superposable à son image dans un miroir plan. L'analogie de la main gauche et de la main droite illustre bien le concept, où bien que ces images soient symétriques dans un miroir, elles ne peuvent être superposées.

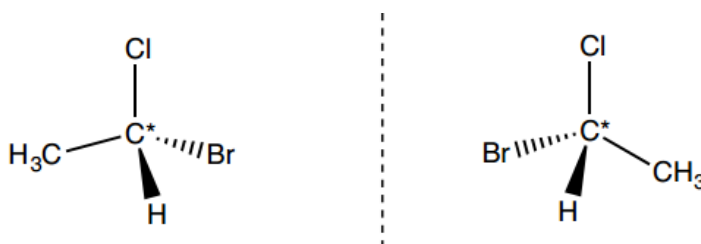


L'origine la plus fréquente de l'isomérisie optique (chiralité) est la présence d'un carbone asymétrique. Un carbone asymétrique (ou centre chiral) est un atome hybridé sp^3 portant quatre substituants différents, noté C^* .



Les 2 stéréoisomères, images non superposables, sont appelés **énantiomères** ou **isomères optiques**.

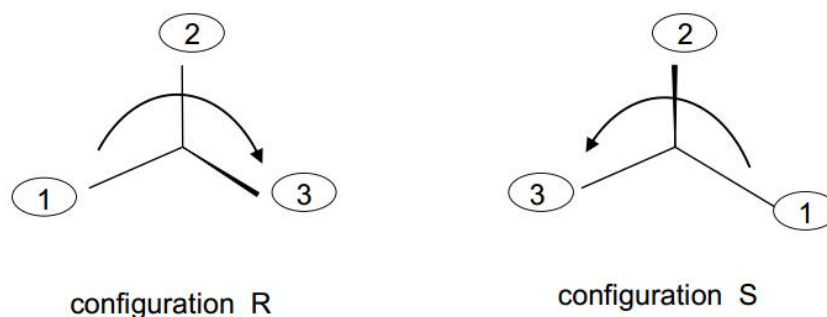
Exemple :



Détermination des configurations absolues R ou S

La détermination des configurations absolues R ou S implique plusieurs étapes après le classement des 4 groupements du carbone asymétrique. Ces étapes sont les suivantes :

a) Si le dernier groupement (le 4^{ième}) est en arrière du plan, on l'ignore et on se concentre sur les trois groupements restants. On suit le sens de rotation des groupements 1, 2 et 3 pour lire directement la configuration (R ou S). Ainsi, Une rotation dans le sens des aiguilles d'une montre donne une configuration R (du latin "rectus", signifiant « droite »), tandis qu'une rotation dans le sens inverse indique une configuration S (du latin "sinistre", signifiant « gauche »).

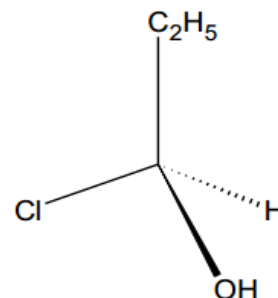


Dans la lecture de la configuration, le 4^{ième} groupement est ignoré car il est en arrière du plan, et on lit simplement 1→2→3.

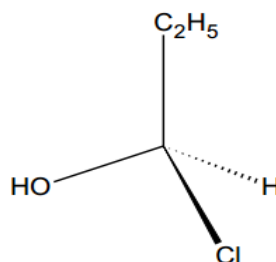
Remarque : Une permutation entre deux groupements d'un C* inverse sa configuration.

Exemple : Considérons la molécule suivante :

On classe les 4 substituants du C* par ordre de priorité décroissant selon les règles de CIP ($1 > 2 > 3 > 4$): $\text{Cl} > \text{OH} > \text{C}_2\text{H}_5 > \text{H}$ et le H est en arrière, donc on trouve une configuration S.



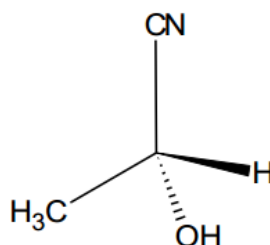
✓ Si l'on permute par exemple le Cl et le OH, la configuration devient R



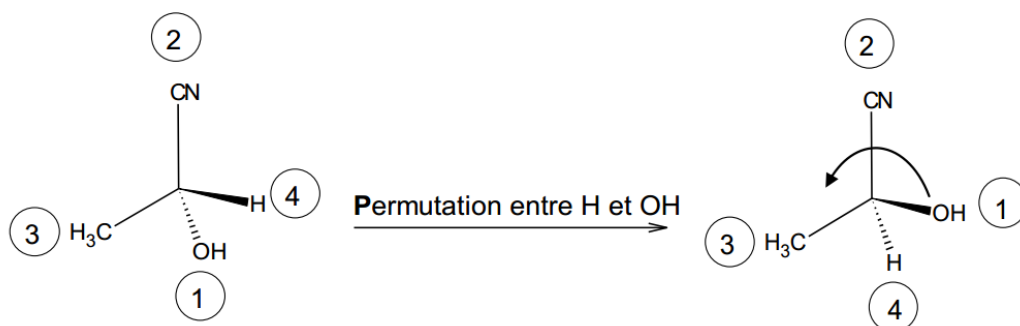
Si le 4^{ème} groupement n'est en arrière, on suit une procédure en trois étapes :

- Permutation entre le 4^{ème} groupement avec celui qui est en arrière pour pouvoir lire la configuration,
- Lecture la configuration du C*,
- Inversion la configuration trouvée, car la permutation entraîne un changement dans la configuration de la molécule de départ. C'est pour cela qu'on doit inverser la configuration lue.

Exemple :



Dans cette molécule, le 4^{ème} groupement est en avant de la représentation, c'est-à-dire devant le triangle formé par les atomes 1, 2, et 3. Par conséquent, il ne s'agit pas d'un carbone asymétrique de configuration S, mais au contraire d'un carbone asymétrique de configuration R.

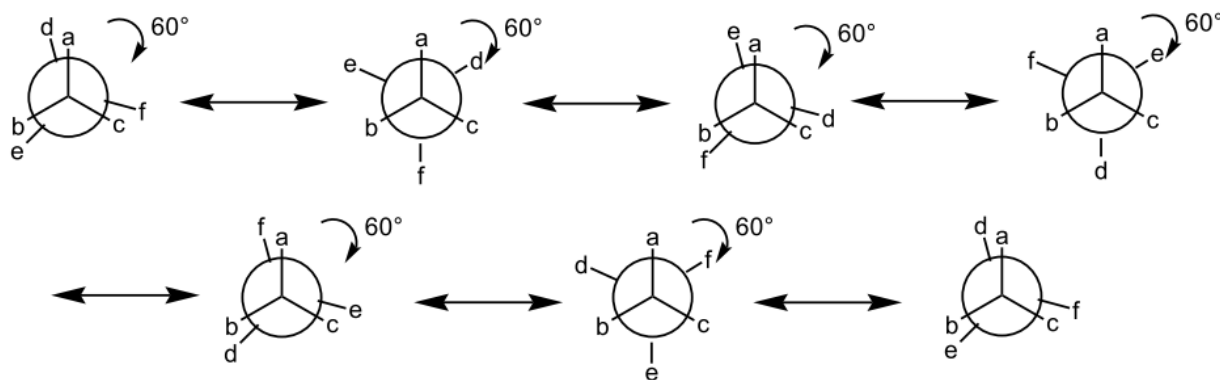


Lecture de la configuration, on trouve S et l'inversion de la configuration attribuée à cette molécule une configuration R.

b) Isométrie de conformation :

La conformation d'une molécule se réfère aux différentes dispositions des substituants qui la composent en raison de la libre rotation autour d'une liaison C-C. Le passage d'une conformation à une autre se fait par une simple rotation autour d'une liaison simple (liaison σ), sans rupture de liaison. Cette rotation nécessite seulement quelques kJ d'énergie et se produit rapidement à température ambiante. Le même composé peut donc exister sous différentes conformations en équilibre les unes avec les autres.

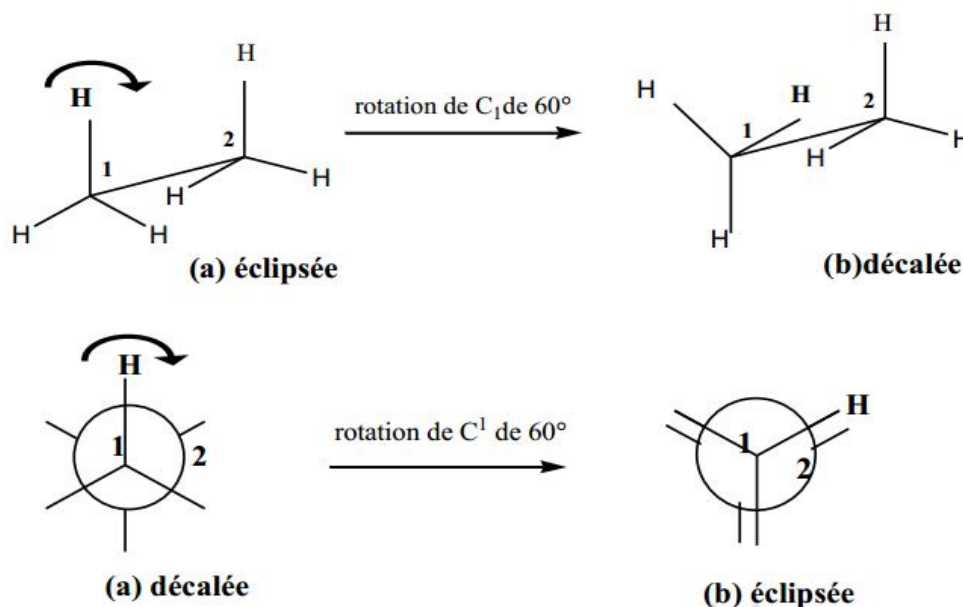
En général, les différents conformères d'une même molécule ne sont pas considérés comme des espèces chimiques distinctes. La faible barrière énergétique qui les sépare ne permet pas de les isoler dans des conditions normales (25°C, 1 atm).

**Remarque :**

Conformation décalée: Éloignement maximal des substituants des deux carbones.

Conformation éclipsée: Masquage des substituants des deux carbones.

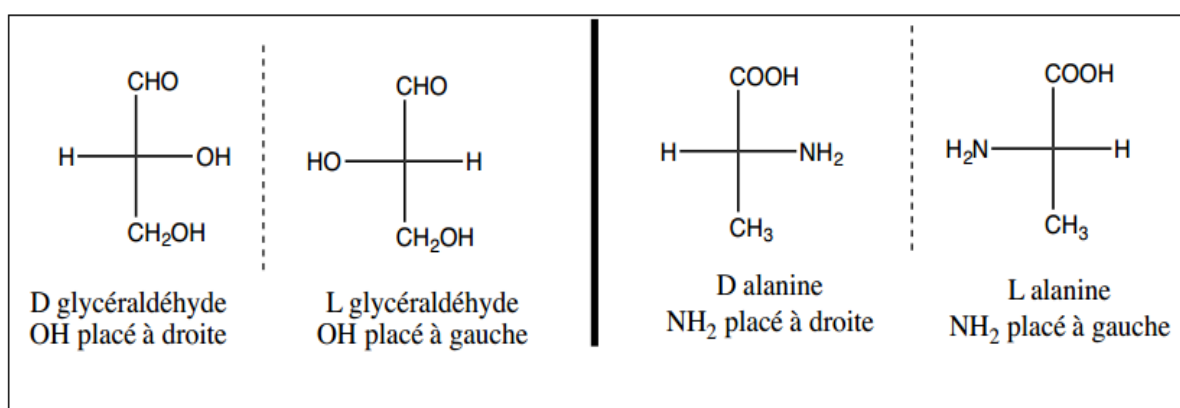
Exemple : Cas de la molécule de l'éthane : $\text{CH}_3\text{-CH}_3$



- Une rotation d'un angle $\alpha = \pi / 3$ autour de l'axe (liaison) C_1C_2 permet de passer de (a) à (b).
- L'arrangement des atomes est différent dans (a) et (b), donc ce sont des stéréo-isomères.
- Pour passer de (a) à (b), aucune liaison n'a été rompue. Il a suffi d'une simple rotation, donc ce sont des stéréo-isomères conformationnels (conformères).
- La conformation décalée est plus stable que la conformation éclipsée.
- L'angle de rotation α varie de 0 à 2π , donc pour chaque valeur de α , on aura un conformère.

Nomenclature D et L de Fischer

Cette nomenclature, introduite par FISCHER, est couramment utilisée pour décrire la configuration absolue des molécules, notamment celles d'intérêt biologique telles que les oses et les acides aminés.



Si une molécule possède un **C***, elle possède **2 stéréoisomères** ou énantiomères. Si elle possède **n C***, elle possédera **2ⁿ énantiomères**.

Selon la projection de Fischer, lorsque le groupe -OH est situé à droite, on utilise la nomenclature D. Cependant, s'il est situé à gauche, on utilise la nomenclature L. En référence au D-glycéraldéhyde, dans le cas des oses et de plusieurs C* dans une molécule, le -OH du carbone (n-1) est situé à droite.

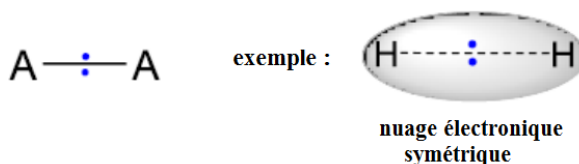
Dans le cas des acides aminés, le groupe amino est pris comme référence pour déterminer la configuration D ou L.

VII.2. Effets électroniques dans les molécules

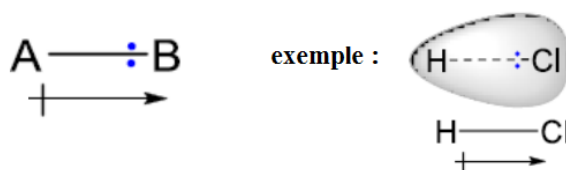
VII.2.1. Rappel : Polarité et Polarisabilité des liaisons

Dans n'importe quels édifices moléculaires, on peut rencontrer deux modèles de liaison différents, soit de même type ou différent.

a) Lorsqu'une liaison chimique réunit deux atomes identiques, les deux électrons qui la constituent se situent au milieu de la liaison chimique.



b) Si les deux atomes sont différents, les deux électrons qui constituent la liaison chimique se retrouvent proches de l'atome le plus électronégatif.



Le nuage électronique n'est plus symétrique.

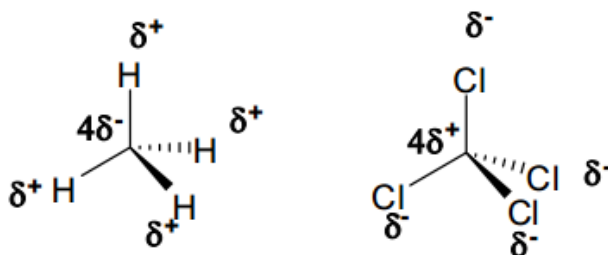
La liaison A-B est dite liaison polarisée car elle possède des charges électriques partielles positives et négatives.



La polarisation est la capacité d'un atome à attirer les électrons d'une liaison covalente vers lui. Ce déplacement électronique fait apparaître des charges partielles sur les deux atomes dont la liaison polarisée est le siège d'une polarisation permanente, caractérisée par son moment dipolaire

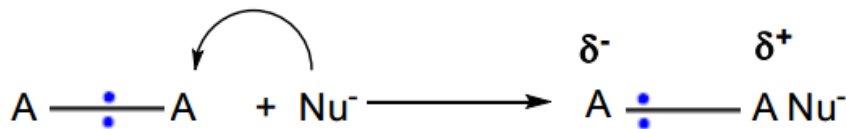
$$\vec{\mu} \text{ (D)}: \quad \vec{\mu} = |\delta| * \vec{l}$$

La valeur et le sens de $\vec{\mu}$ dépend de la nature des atomes qui forme la molécule.



Remarque :

Une liaison non polarisée (type A-A ; $\sigma, \vec{\mu} = \vec{0}$) peut être polarisée en présence d'un champ électrique résultant de l'approche d'un anion.



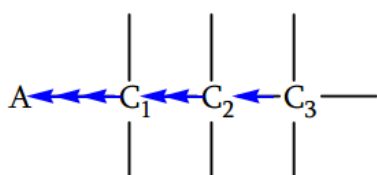
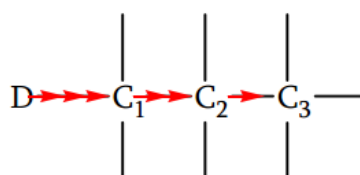
L'anion s'approche du côté de l'atome chargé positivement

Au sein des molécules organiques, on distingue deux types d'effets électroniques : les effets inductifs qui sont liés à la polarisation d'une liaison et les effets mésomères qui sont dus à la délocalisation des électrons (π ou p). Les deux effets peuvent exister ensemble dans une molécule. L'effet mésomère est toujours plus important qu'un effet inductif.

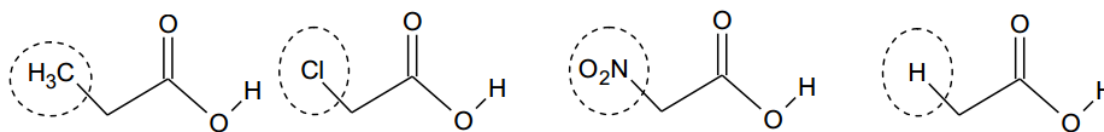
VII.2.2. Effet inductif

L'effet inductif est le déplacement des électrons le long de la liaison σ entre des atomes ou groupes d'atomes. Ce déplacement entraîne une déformation du nuage électronique d'une liaison, créant ainsi un dipôle entre les deux atomes qui forment la liaison. La différence d'électronégativité entre ces deux atomes est à l'origine de cet effet.

L'atome le plus électronégatif que le carbone exerce un effet inductif attracteur, noté $-I$. En revanche, l'atome le moins électronégatif que le carbone exerce un effet inductif donneur, noté $+I$.

Effet inductif attracteur ($-I$)Effet inductif donneur ($+I$)

- c) Les métaux (Na, Mg, ...), les groupes alkyles (CH_3 , C_2H_5 , $(\text{CH}_3)_3\text{C}\dots$), ces groupement exercent un effet ($+I$).
- d) F^- , Cl^- , Br^- , NO_2^- , OH^- , NH_2^- , CN^- , ces groupements exercent un effet ($-I$).

Exemple:

Dans ces molécules acides, la présence de groupements différents influe sur l'acidité.

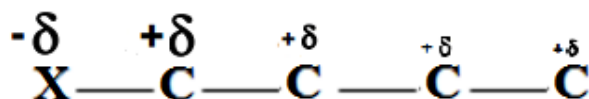
Le chlore est un attracteur par effet inductif.

Le groupement $-\text{CH}_3$ (alkyle en général) est un donneur par effet inductif.

Le groupement $-\text{NO}_2$ est un attracteur par effet inductif (très fort).

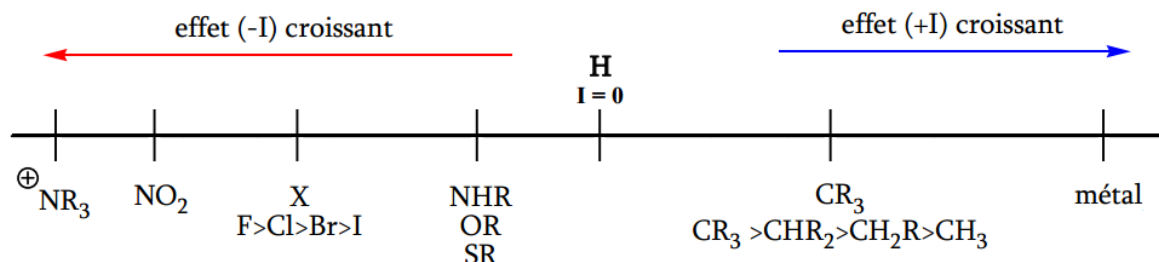
Le H est classé comme un groupement neutre, c'est-à-dire ni donneur ni attracteur.

Généralement, ce phénomène est une caractéristique de molécules saturées (liaisons σ). Il s'atténue avec la longueur de la chaîne carbonée, c'est-à-dire que l'effet inductif, dû à un élément très électronégatif (ou électropositif), devient négligeable après une suite de trois liaisons σ . Cet effet inductif peut être dû à un atome ou à un groupement d'atomes. Les liaisons π (double ou triple) sont riches en électrons et transmettent mieux l'effet inductif d'un atome ou d'un groupe d'atomes.



❖ **Classement des effets inductifs.**

On prend hydrogène (H) comme référence avec l'effet inductif nul (0). L'ordre est le suivant :



Avec : R : Alkyl = chaîne de carbones

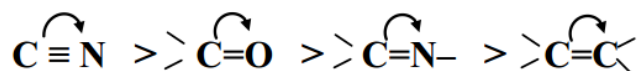
X : halogène (avec F > Cl > Br > I)

VII.2.3. Effet mésomère (résonnance)

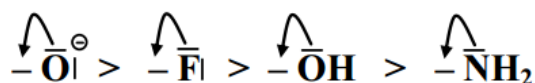
L'effet mésomère concerne les électrons π , les doublets d'électrons libres et les charges. C'est un effet électronique qui se transmet par les liaisons covalentes multiples (électrons π) ou les doublets non liants (électrons p). L'effet mésomère ou de résonance se transmet sur la chaîne moléculaire via la conjugaison électronique (alternance) entre la liaison simple et la double liaison et/ou le doublet p. L'intensité de l'effet mésomère diminue avec la distance, mais il se transmet généralement plus loin que l'effet inductif et est habituellement plus fort.

On symbolise l'effet mésomère par la lettre M et on le représente par une flèche courbe orientée du doublet libre π ou doublet non liant vers l'atome qui le reçoit. Par convention, considérant l'hydrogène comme référence, les groupements sont classés comme suit :

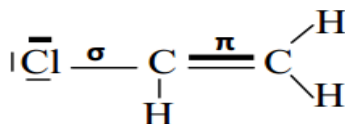
- Accepteurs d'électrons exercent un effet mésomère attracteur (**-M**). Plus un atome est électronégatif, plus son effet -M est important, car il est plus capable à accepter un doublet.



- Donneurs d'électrons exercent un effet donneur (**+M**). Cet effet est d'autant plus énoncé que l'électronégativité de l'atome est plus faible.

**Remarque :**

Lorsqu'un atome répond à la condition de conjugaison et possède plusieurs doublets, un seul doublet est conjugué, et les autres doublets restent libres.

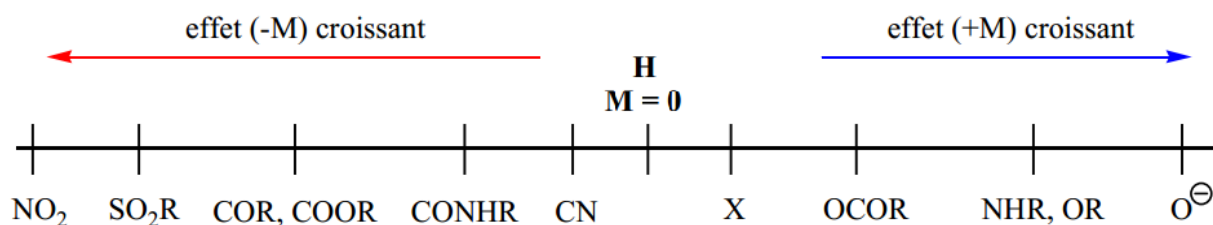
Exemple:

Dans cette molécule, le chlore possède un doublet conjugué et deux doublets libres.

Les attracteur par effet mésomère sont des groupements qui possèdent un hétéroatome très électronégatif lié à un carbone et présentent une conjugaison.

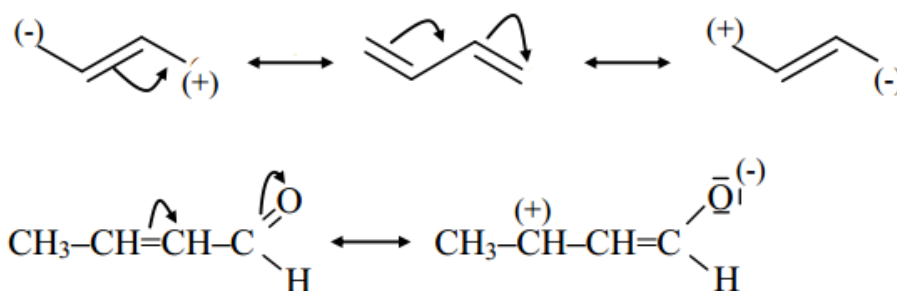
❖ Classement des effets mésomères

Les effets mésomères peuvent également être classés sur une échelle :



Notons que lors de l'écriture de formes limites mésomères, il est essentiel de respecter la neutralité de la molécule. Pour une molécule initialement neutre, toutes les formes mésomères doivent être globalement neutres (autant de charges positives que de charges négatives). La mésomérie (ou la résonance) due à la délocalisation des électrons se traduit par les formes limites indiquées par la flèche $\leftrightarrow$.

Exemple :



VII.2.4. Mésomérie et formes limites



Considérons la molécule du benzène (C_6H_6).

Dans cette molécule, il existe deux types de liaisons : C-C (liaisons simples) et C=C (liaisons doubles). Les longueurs expérimentales de ces liaisons sont données comme suit : Liaison C-C : 154 pm, Liaison C=C : 134 pm, où $1\text{pm} = 10^{-12}\text{ m}$.

Cependant, expérimentalement, on trouve que toutes les longueurs de liaison du benzène sont identiques, et leur valeur moyenne est d'environ 140 pm (C-C=140 pm). Le modèle classique de Lewis ne parvient pas à expliquer cette observation.

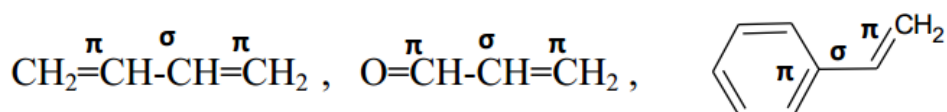
Le concept de "**délocalisation électronique**" est introduit pour compléter le modèle classique de Lewis. Dans certaines molécules, les électrons ne restent pas fixés à des liaisons ou à des atomes spécifiques, mais sont partagés ou conjugués entre plusieurs atomes de la molécule. Cette délocalisation électronique a des conséquences significatives sur la géométrie, la stabilité et la réactivité des molécules.

Lorsque les électrons conjugués se déplacent dans la molécule, elle passe par plusieurs formes appelées "**formes limites**" ou "**formes mésomères**". Ainsi, une molécule qui présente plusieurs formes limites est généralement plus stable. Dans le cas du benzène, la délocalisation des électrons entre les liaisons C–C et C=C donne lieu à plusieurs formes limites, toutes contribuant à la structure globale du benzène.

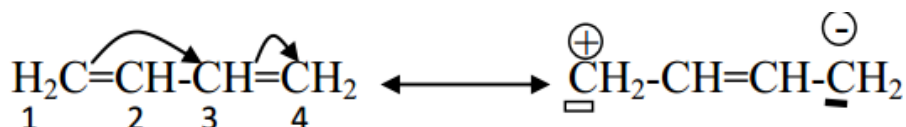
Le concept de mésomérie intervient dans les systèmes conjugués, où plusieurs structures de Lewis coexistent pour représenter une molécule ou un ion :

✓ **Alternance : liaison π - liaison simple σ – liaison π**

Exemples :



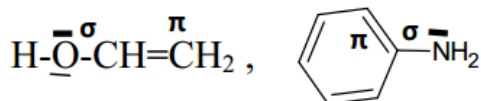
Dans la première molécule, On peut exprimer la forme limite de la manière suivante :



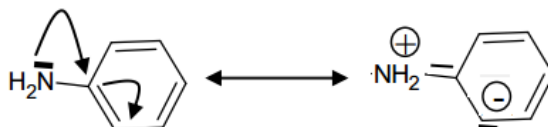
Dans cette molécule, l'électron de la liaison π du carbone 1 se déplace vers le carbone 3, créant une délocalisation des électrons π entre tous les carbones.

✓ **Alternance : doublet - liaison simple σ – liaison π**

Exemples :

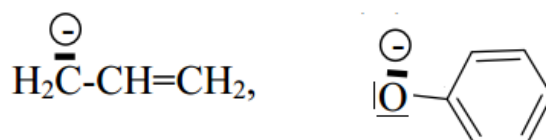


On peut exprimer la forme limite de la manière suivante :

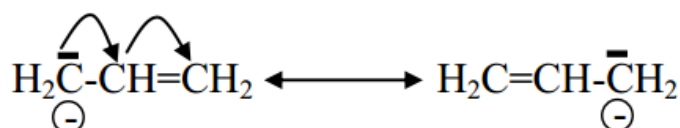


✓ **Alternance : Charge négative ($\ominus$) - liaison simple σ – liaison π .**

Exemple :

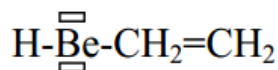


La charge négative est accompagnée d'un doublet sur l'ion chargé négativement. On peut exprimer la forme limite de la manière suivante :

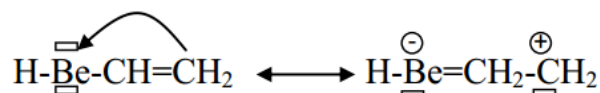


✓ **Alternance : liaison π - liaison simple σ – case vide ($\square$)**

Exemple :



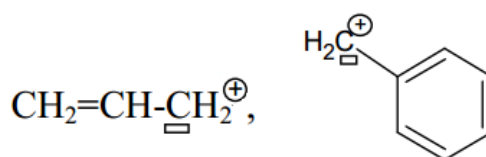
On peut exprimer la forme limite de la manière suivante :



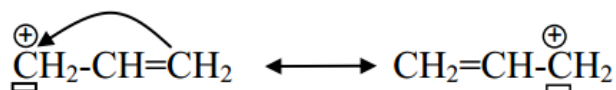
La formation d'une charge positive est accompagnée par la création d'une case vide.

✓ **Alternance : liaison π - liaison simple σ – charge positive ($\oplus$).**

Exemple :



On peut exprimer la forme limite de la manière suivante :



✓ **Alternance : case vide – liaison σ – doublet**

Exemple :



La formation d'une charge négative est accompagnée par la création d'un doublet.

Remarque :

Il est impératif de vérifier que la charge totale de la molécule ou de l'ion est conservée dans toutes les formes limites, assurant ainsi la neutralité globale.

Exemple:



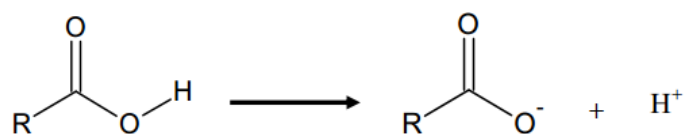
La charge de la molécule initiale est neutre. Ceci est conservé dans la forme limite (la somme des charges est égale à zéro).

VII.2.5. Application des effets électroniques

a) l'acidité

Une molécule est considérée acide lorsqu'elle libère facilement des protons H^+ dans une solution, car l'hydrogène (H) se lie à un atome fortement électronégatif.

Considérons l'acide carboxylique représenté par RCOOH , où R est un groupement autre que l'hydrogène (H).



L'influence de R sur l'acidité de cet acide peut être expliquée de la manière suivante :

Si R agit comme un donneur d'électrons, il renforcera la densité électronique autour de l'oxygène dans le groupement O—H. En conséquence, la liaison O-H deviendra plus résistante à la rupture, réduisant ainsi l'acidité de la molécule. Cependant, si R agit comme un attracteur d'électrons, il appauvrira l'oxygène de ses électrons, créant une charge partielle négative sur l'oxygène. Cette charge négative attirera davantage l'électron de l'hydrogène dans la liaison O-H, facilitant ainsi la rupture de cette liaison. En conséquence, la molécule deviendra plus acide.

Il est important de noter que lorsque l'acidité augmente, la constante d'acidité K_a augmente automatiquement, tandis que le pK_a ($pK_a = -\log K_a$) diminue. Cela signifie que plus la molécule est acide, plus la valeur de pK_a est basse. Logiquement, le raisonnement inverse s'applique à la basicité.

Groupement donneur et Groupement attracteur

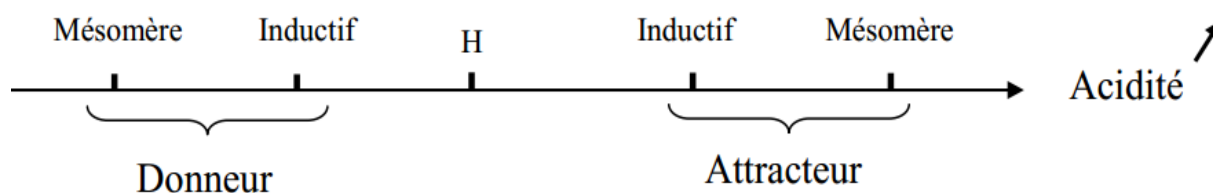
Pour déterminer si un groupement est donneur ou attracteur, on peut appliquer le test de donneur avec les critères suivants :

- 1) **Alkyl (chaîne de C)** : Dans ce cas, le groupement est considéré comme un donneur par effet inductif.
- 2) **Doublet conjugué** : Si le groupement possède un doublet conjugué, il est considéré comme un donneur par effet mésomère.

Remarque :

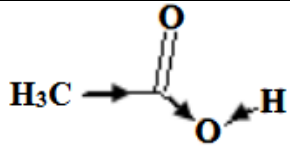
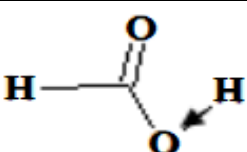
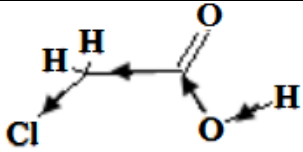
Il est à noter que si le doublet est libre, l'atome devient attracteur par effet inductif, car le plus électronégatif attire les électrons vers lui. Bien que l'effet mésomère soit généralement plus significatif que l'effet inductif, un donneur par effet mésomère aura un impact plus important sur l'acidité, rendant la molécule moins acide. Cependant, un attracteur par effet mésomère conduira à la molécule la plus acide.

On peut classer ces effets selon le schéma suivant :

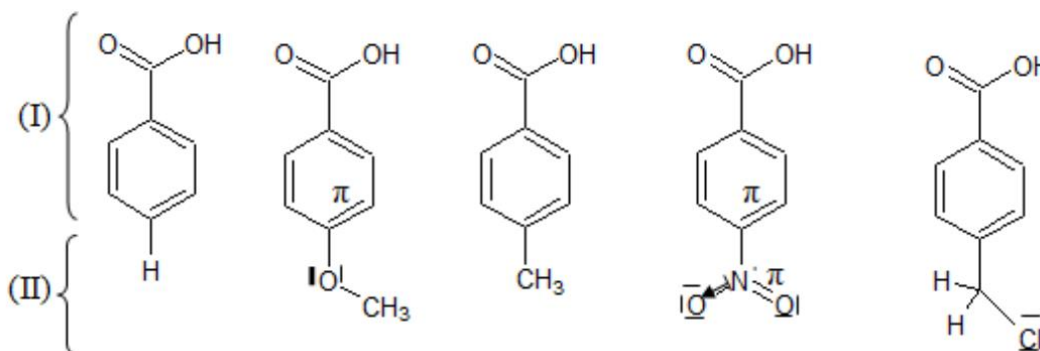


Exemples :

1- Pour chaque acide, attribuer la valeur de pK_a parmi ses valeurs : 2,8, 3,8 et 4,7.

		
Effet donneur +I du CH_3 $pK_a = 4,7$, le moins acide	Pas d'effet du H $pK_a = 3,8$	Effet attracteur -I du Cl $pK_a = 2,8$, le plus acide

2- Comparer l'acidité des acides carboxyliques suivants :



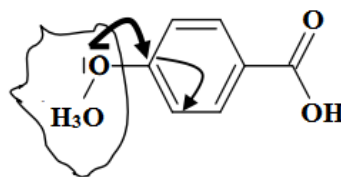
Dans ces acides, la partie (I) (cycle + fonction acide) est commune. Donc on doit comparer la partie (II) qui correspond à différents groupements.

Le H est un groupement sans effet sur l'acidité.

En faisant le test donneur pour les 4 groupements, on constate que:

- CH_3 : donneur par effet inductif car c'est un alkyl

- $O-CH_3$: donneur par effet mésomère car le doublet se conjugue avec le cycle.

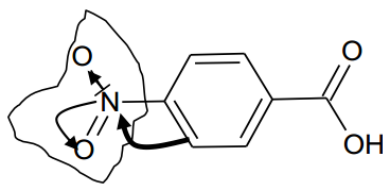


On observe que les flèches indiquent un mouvement du groupement vers le cycle, ce qui signifie que ce groupement agit comme un donneur. La présence de conjugaison nous conduit à conclure que ce groupement est un donneur par effet mésomère.

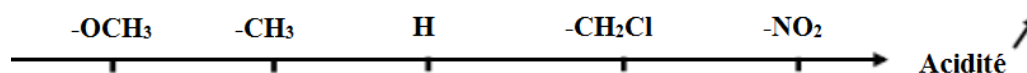
En ce qui concerne le groupement ($-CH_2Cl$), il ne peut être considéré comme un donneur car il ne répond à aucune des conditions requises : il n'est ni un alkyl (contient du chlore) ni ne possède de doublet conjugué. Par conséquent, il est classé comme un groupement attracteur par effet inductif, car le chlore, étant très électronégatif, attire les électrons.

Pour le groupement ($-NO_2$), il ne présente pas les caractéristiques d'un alkyl et ne possède pas de doublet conjugué (le doublet de l'azote est impliqué dans une liaison dative, devenant une liaison σ). Cependant, la présence de conjugaison indique un effet mésomère, et le fait que les

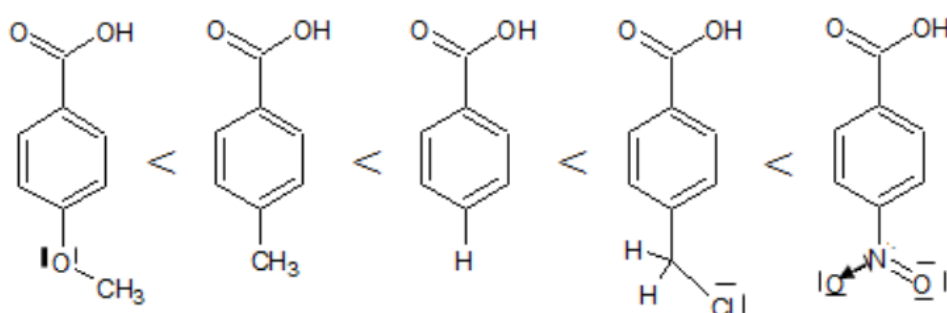
flèches se dirigent du cycle vers ce groupement suggère qu'il agit comme un attracteur par effet mésomère.



Donc, on peut établir le classement suivant :



Ainsi, on peut écrire :

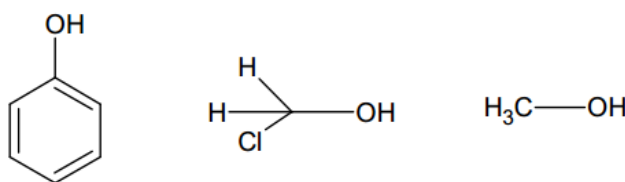


Remarque :

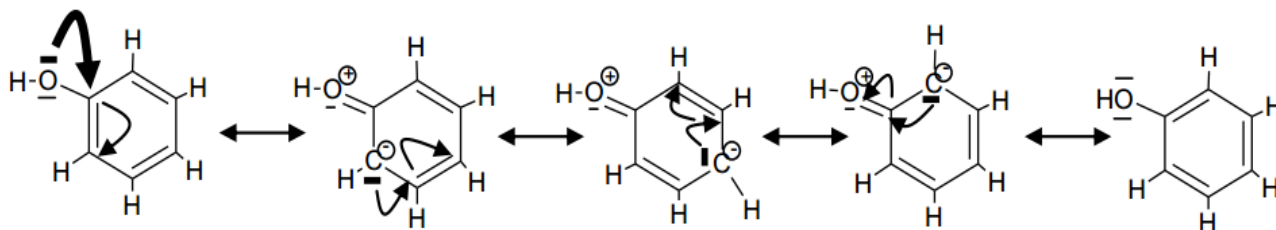
Dans le même contexte, le raisonnement s'applique également à la comparaison de l'acidité des alcools, où la fonction COOH est remplacée par la fonction OH.

Exemple :

Examinons l'acidité des molécules suivantes: Ph-OH, ClCH₂OH et CH₃OH.

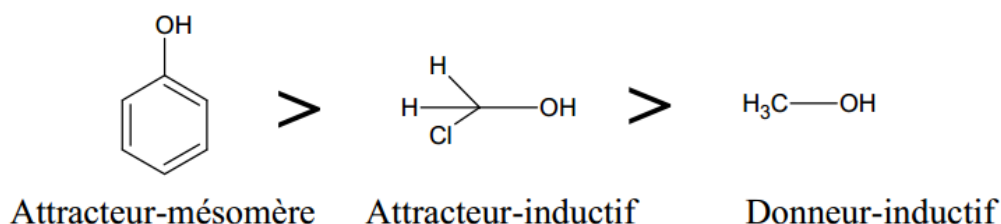


Pour le phénol (Ph-OH), on peut écrire les formes limites suivantes :



Cette délocalisation fait apparaître sur l'oxygène une charge positive qui le pousse à libérer facilement son H pour récupérer le déficit en électrons. Donc c'est la molécule la plus acide du fait qu'il y a mésomérie ou conjugaison et aussi le cycle du benzène joue le rôle d'attracteur par effet mésomère (la flèche se dirige du OH vers le cycle du benzène, donc celui-ci est attracteur).

Dans la molécule CH_3OH , le groupement $-\text{CH}_3$ est un alkyl, ce qui le qualifie comme donneur par effet inductif. En revanche, dans la molécule ClCH_2OH , la présence du chlore confère au groupement $-\text{ClCH}_2$ un caractère attracteur par effet inductif. Par conséquent, le classement d'acidité serait le suivant:



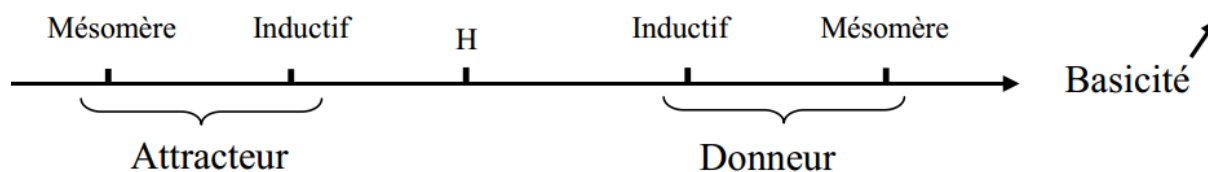
b) La Basicité :

Une base est une molécule qui peut fixer un proton par la présence d'un doublet sur l'azote. La force d'une base amine dépend de la nature de ce doublet :

1. Si le doublet du N est libre, la base sera relativement plus forte.
2. Si le doublet du N est conjugué, la base sera relativement plus faible.

Remarque :

Puisque la base est l'opposé de l'acide, nous faisons ici le raisonnement inverse.



Exemple :

Comparer la basicité des molécules suivantes :

(A)	(B)	(C)	(D)	(E)	(F)

Les deux molécules (A) et (B) possèdent les doublets du N conjugués. Ainsi, le cycle dans ces molécules joue le rôle d'attracteur par effet mésomère, et donc (A) et (B) sont les molécules les moins basiques. Plus le nombre de formes limites est grand, plus le doublet sur le N est moins disponible, ce qui attire moins le proton et rend la molécule moins basique. Ainsi, on peut dire que la molécule (A) est moins basique que la molécule (B).

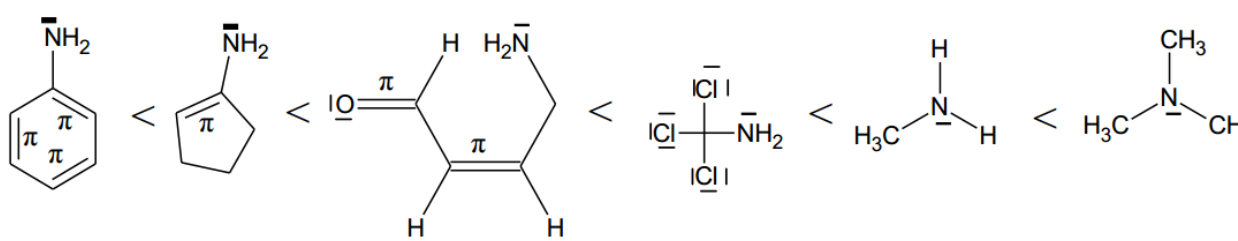
Les molécules restantes présentent un doublet électronique libre, cela indique une disponibilité d'électrons pour la donation lors d'une réaction acide-base. Par conséquent, ces

molécules sont plus basiques que les deux premières (A) et (B) qui n'ont pas de doublet électronique libre.

Pour les molécules (C) et (D) : les groupements liés à l'azote sont des attracteurs, car ce ne sont pas des alkyles et ne possèdent pas de doublet conjugué. Dans la molécule (C), le groupement présente une conjugaison, ce qui en fait un attracteur par effet mésomère (liaison π – liaison σ – liaison π). Cependant, dans la molécule (D), le groupement agit comme un attracteur par effet inductif.

D'autre part, la présence des groupements alkyles ($-\text{CH}_3$) dans les molécules (E) et (F) montre l'effet donneur inductif de ces groupements. Ainsi, plus le nombre de groupements $-\text{CH}_3$ est élevé, plus l'effet donneur inductif est important. Ces molécules sont donc les plus basiques.

Donc, le classement croissant de la basicité est le suivant :



Ce classement est établi en considérant que les groupements alkyles ($-\text{CH}_3$) exercent un effet donneur inductif, tandis que les groupements attracteurs par effet mésomère rendent la base moins basique.

VII.3. Principales réactions en chimie organique et leurs mécanismes

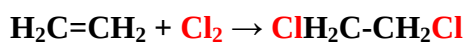
Les principales réactions en chimie organique impliquent la transformation d'un substrat, une molécule spécifique, par réaction avec un réactif, un agent de transformation. L'objectif est d'obtenir un produit dont l'arrangement atomique est le plus stable possible, en tenant compte des conditions de travail telles que la température et la pression. En chimie organique, ces réactions peuvent être regroupées en quatre grandes catégories.

VII.3.1. Réactions d'Addition

a) Définition

Dans les réactions d'addition, on observe l'ajout d'un atome ou d'un groupe d'atomes sur une molécule, représenté par l'équation $A + B \rightarrow C$. En général, ce type de réaction concerne les composés insaturés, c'est-à-dire ceux qui possèdent une double ou triple liaison.

Exemple :



B) Mécanismes

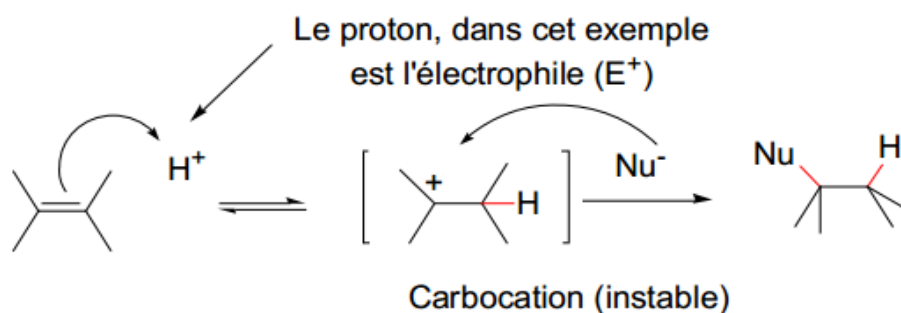
Au cours d'une réaction chimique, des entités chargées positivement, appelées électrophiles E^+ « **pauvre en électron** », ainsi que des entités chargées négativement, appelées nucléophiles (Nu^-) « **riche en électron** » ou des radicaux, se forment. La nature de la réaction dépend de l'entité réactive qui interagit avec le substrat en étude.

Trois grands types d'addition sont distingués : électrophile, nucléophile et radicalaire.

➤ **Addition électrophile (AE)**

Elle se produit généralement lors d'une addition en milieu ionique, où une entité électrophile (E) réagit avec une molécule contenant des doubles ou triples liaisons ($C=C$ ou $C\equiv C$), agissant en tant que nucléophiles. La réaction commence par une attaque électrophile, d'où le nom AE, suivie d'une compensation nucléophile.

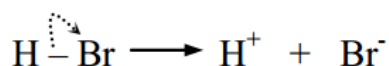
Il est important de noter que le réactif est composé de deux parties, électrophile (E) et nucléophile (N), pour assurer la neutralité électronique de l'espèce résultante. Dans le cas de composés éthyléniques ou acétyléniques simples, la partie électrophile du réactif se fixe sur le carbone de la liaison multiple le moins substitué. Cette réaction est dite régiosélective et obéit à la règle de Markovnikov, formulée en 1869, stipulant que l'atome d'hydrogène d'une molécule dissymétrique se fixe sur le carbone le plus hydrogéné (le moins substitué) de la liaison double.



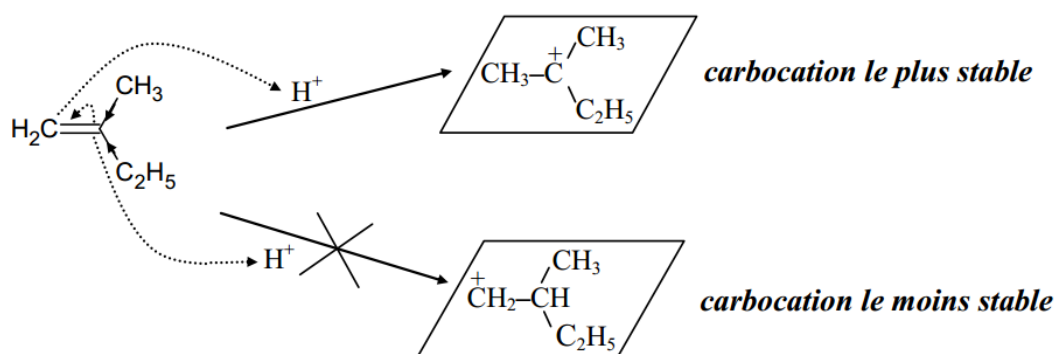
Le bilan de cette réaction est une addition de Nu^- et H^+ sur la double liaison. Deux liaisons σ sont formées, tandis qu'une liaison π est détruite, marquant ainsi le début du processus sous l'action d'un électrophile. En conséquence, on qualifie cette réaction **d'addition électrophile**.

Exemple : addition de HBr sur le 2-méthylbutène

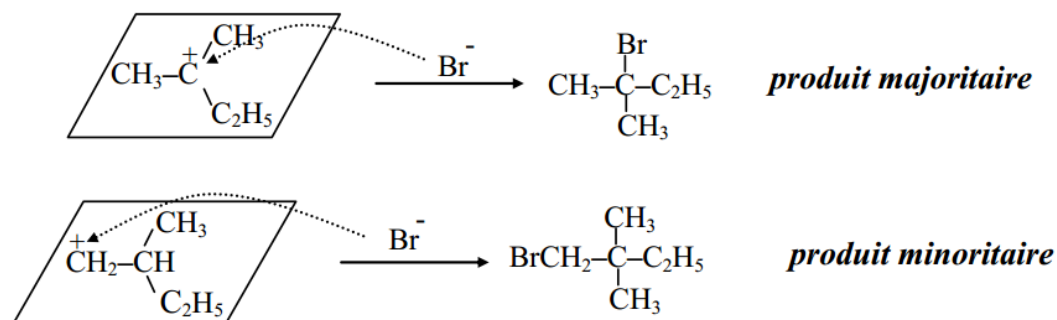
- le réactif HBr présente l'entité électrophile H^+ et l'entité nucléophile Br^-



- la réaction débute par l'attaque électrophile de H^+ et la formation d'un carbocation plan le plus stable qui suit la règle de Markovnikov (carbocation le plus substitué).

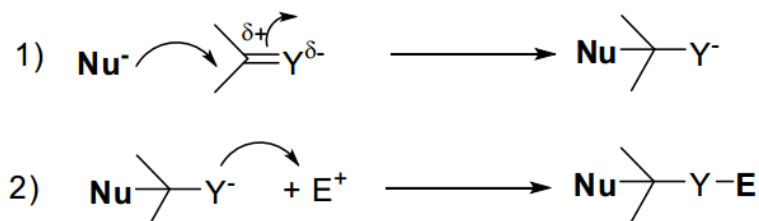


- suivie par une compensation nucléophile de Br^- .



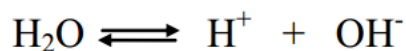
➤ Addition nucléophile (AN)

L'addition nucléophile est principalement observée lors de réactions avec les carbones oxygénés tels que les cétones, aldéhydes, acides, esters, ainsi que sur les imines ($\text{C}=\text{N}$) ou les nitriles ($\text{C}\equiv\text{N}$). Ce type de réaction débute par l'addition de la partie nucléophile (d'où le nom AN), suivie de la compensation électrophile, souvent impliquant un proton (H^+).

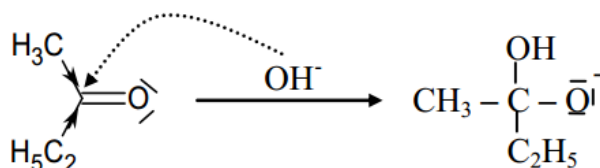


Exemple : addition de H_2O sur le butan-2-one

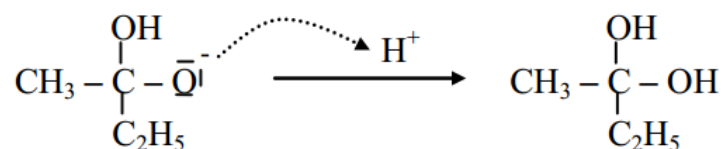
- la molécule H_2O présente l'entité nucléophile OH^- et l'entité électrophile H^+



- la réaction débute par l'attaque nucléophile de OH^-



- suivie par une compensation électrophile de H^+



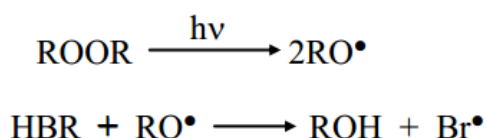
➤ **Addition radicalaire : (anti Markovnikov)**

L'addition radicalaire est une réaction qui présente une **sélectivité inverse** à celle observée dans l'addition Markovnikov, connue sous le nom d'anti-Markovnikov ou effet Karash. Cette réaction, qui se déroule en présence de lumière (UV, $h\nu$) et/ou de peroxydes (eau oxygénée, ROOR), induit la rupture homolytique de la double liaison. Contrairement à l'addition Markovnikov, l'addition radicalaire suit une réaction en chaîne comprenant les étapes d'initiation, de propagation, et de terminaison, conformément aux principes de la cinétique chimique.

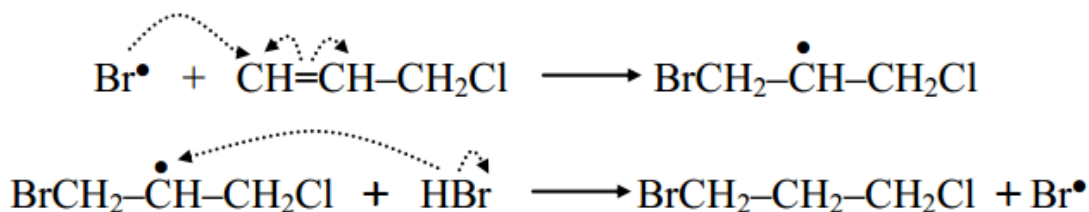
Exemple : Addition de HBr sur le 3-chloropropène en présence du peroxyde.

Le mécanisme de cette réaction se déroule en trois étapes :

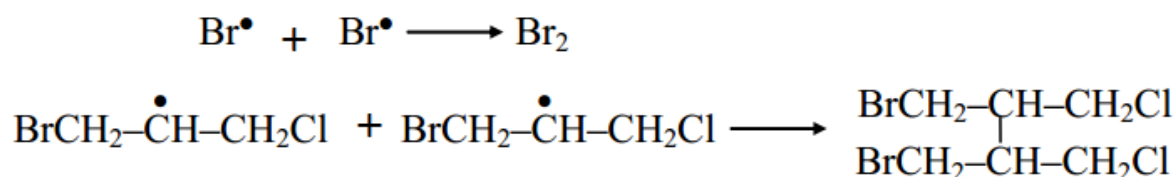
- **Initiation :** Au cours de cette première étape, des radicaux libres se forment.



- **Propagation :** Cette étape débute par l'attaque du radical $\text{Br}^\bullet$ sur la double liaison, suivant la règle anti-Markovnikov. Dans ce cas, l'attaque préférentielle de $\text{Br}^\bullet$ se produit sur le carbone le moins substitué (portant le plus d'hydrogène), de manière à ce que le radical libre soit localisé sur le carbone le plus substitué. Ensuite, l'hydrogène portant un radical forme une liaison avec le carbone qui lui-même porte un radical. Ainsi, le produit majoritaire est celui dans lequel l'atome d'hydrogène se fixe sur le carbone central.



- **Terminaison :** La dernière étape consiste en la recombinaison des radicaux. Lorsque tout le brome ou tous les alcènes sont consommés, la réaction s'arrête, mettant fin à la réaction en chaîne.

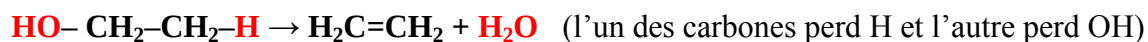


VII.3.2. Réactions d'élimination:

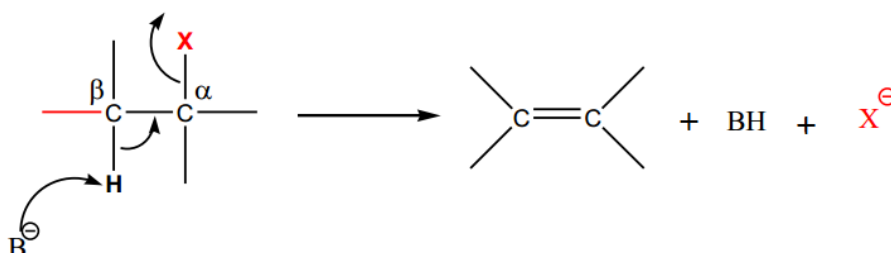
a) Définition

Les réactions d'élimination, également appelées β -élimination, représentent l'inverse des réactions d'addition. Elles consistent en le retrait d'un atome ou d'un groupe d'atomes d'une molécule, illustré par l'équation $A \rightarrow B + C$.

Exemple :



C'est une réaction qui transforme un alcane substitué, tel qu'un halogénoalcane ou un alcool, en un alcène. Le bilan d'une élimination sur un substrat saturé se traduit par le remplacement de deux liaisons σ par une liaison π .



Les réactions d'élimination sont favorisées par une élévation de température et la présence de groupements basiques puissants, tels que la soude (Na⁺, HO⁻), la potasse (K⁺, HO⁻) ou les ions alcoolates (Na⁺, RO⁻).

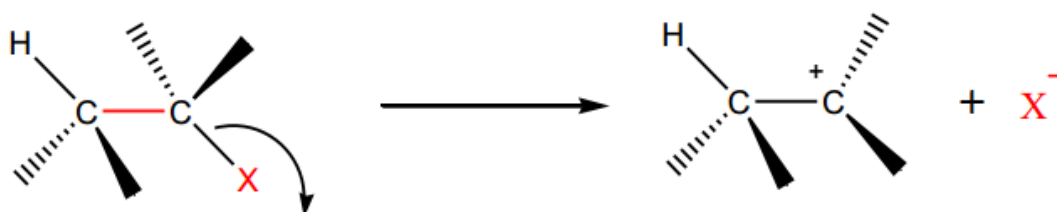
B) Mécanismes :

Concernant les réactions d'élimination, deux mécanismes distincts sont envisagés :

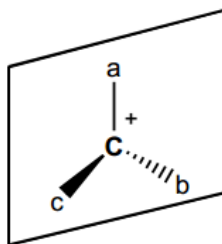
- Départ de X⁻ et formation d'un carbocation « mécanisme E₁ »
- Départ de H et X⁻ au même temps « mécanisme E₂ »

➤ **Mécanisme E₁ (élimination unimoléculaire) :** La réaction se déroule en deux étapes :

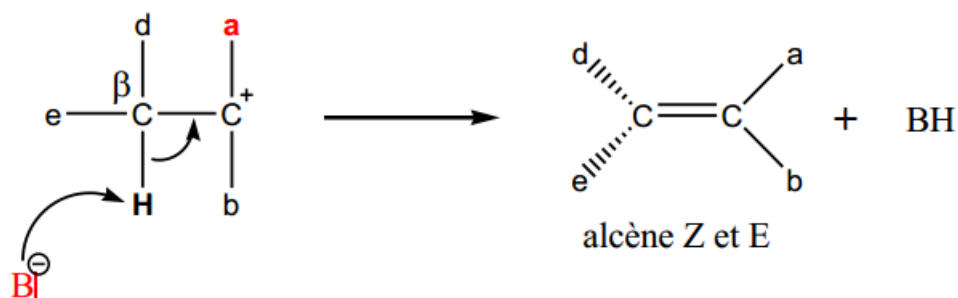
- **1^{ière} étape : Formation d'un carbocation (étape lente, déterminante) :** La liaison C-X se rompt sous l'influence d'un solvant polaire protique, conduisant à la formation d'un carbocation plan.



Formation d'un carbocation plan.

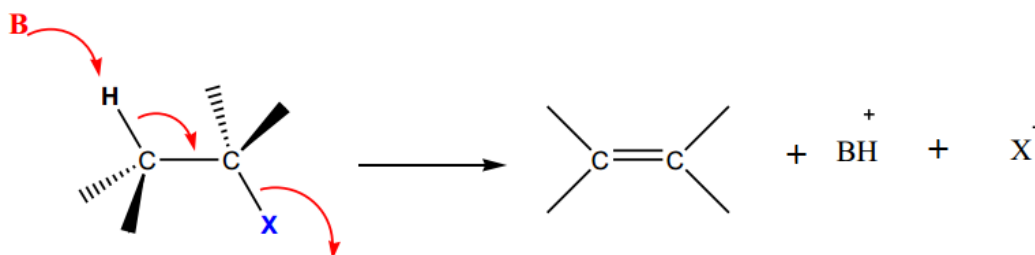


- **2^{ème} étape rapide : Arrachement du proton adjacent (en β) et formation de l'alcène (étape rapide) :** Le proton porté par un carbone voisin à la liaison C-X est éliminé, conduisant à la formation de l'alcène.

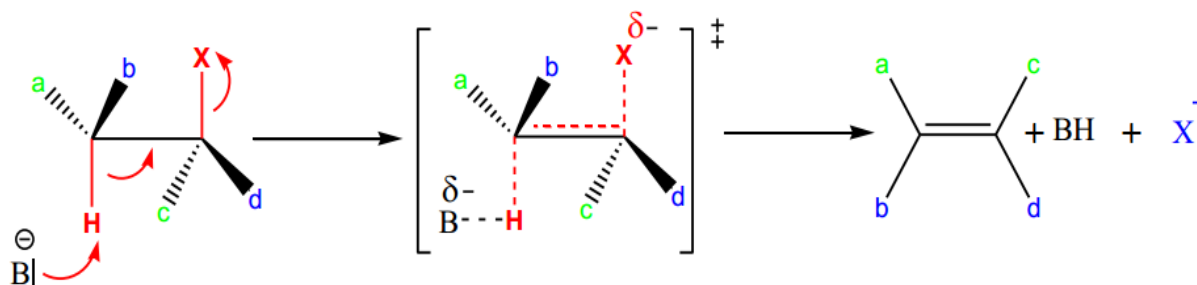


➤ **Mécanisme E₂ (élimination bimoléculaire)**

Le mécanisme E₂ est concerté, ce qui signifie que le départ de H et X se produit simultanément, passant par un état de transition. Les étapes sont les suivantes :



L'attaque de la base et la rupture des liaisons C-X et C-H se font simultanément : la base attaque de la liaison C-H qui s'affaiblit, pendant que la liaison C-X se polarise.



Les liaisons **C-X** et **C-H** doivent être antipériplanaires (même plan), X et H doivent se trouver sur deux côtés opposés (en position anti).

VII.3.3. Réactions de Substitution :

a) Définition

Il s'agit d'un processus réactionnel dans lequel un atome ou un groupe d'atomes d'un composé chimique est substitué par un autre atome ou groupe d'atomes, comme illustré par l'équation générale : $A - B + C \rightarrow A - C + B$.

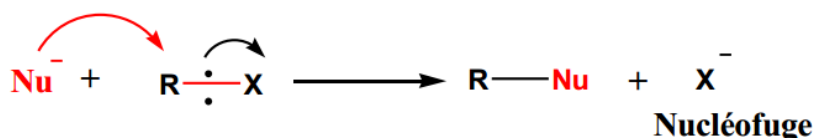
Exemple : $\text{CH}_3\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} + \text{NaCl}$

B) Mécanismes :

Selon les entités réactives, on distingue trois types de mécanismes de substitution : nucléophile (SN), électrophile (SE) et radicalaire (SR).

a) Réaction de substitution nucléophile (SN):

La réaction de substitution nucléophile résulte de l'attaque d'une entité riche en électrons, le « nucléophile Nu^- », sur un site pauvre en électrons. Cela entraîne le départ de ce dernier, appelé Nucléofuge **DN**, emportant avec lui le doublet qui le liait au carbone.

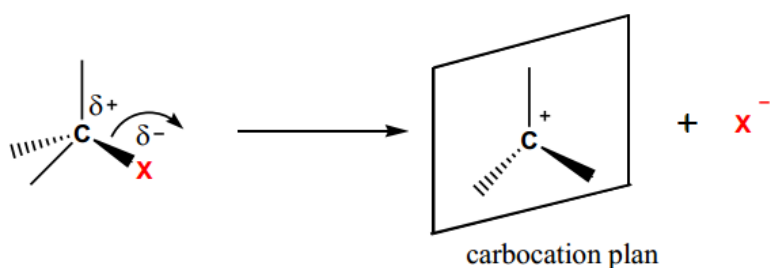


La substitution nucléophile est représentée par deux mécanismes différents : substitution Nucléophile d'ordre 1 (SN_1) et substitution Nucléophile d'ordre 2 (SN_2).

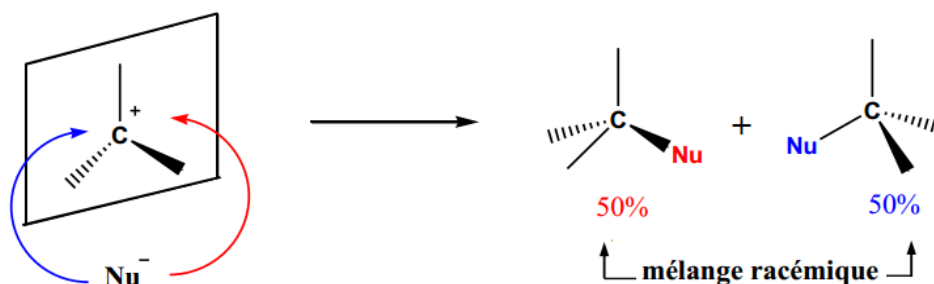
➤ Mécanisme SN_1

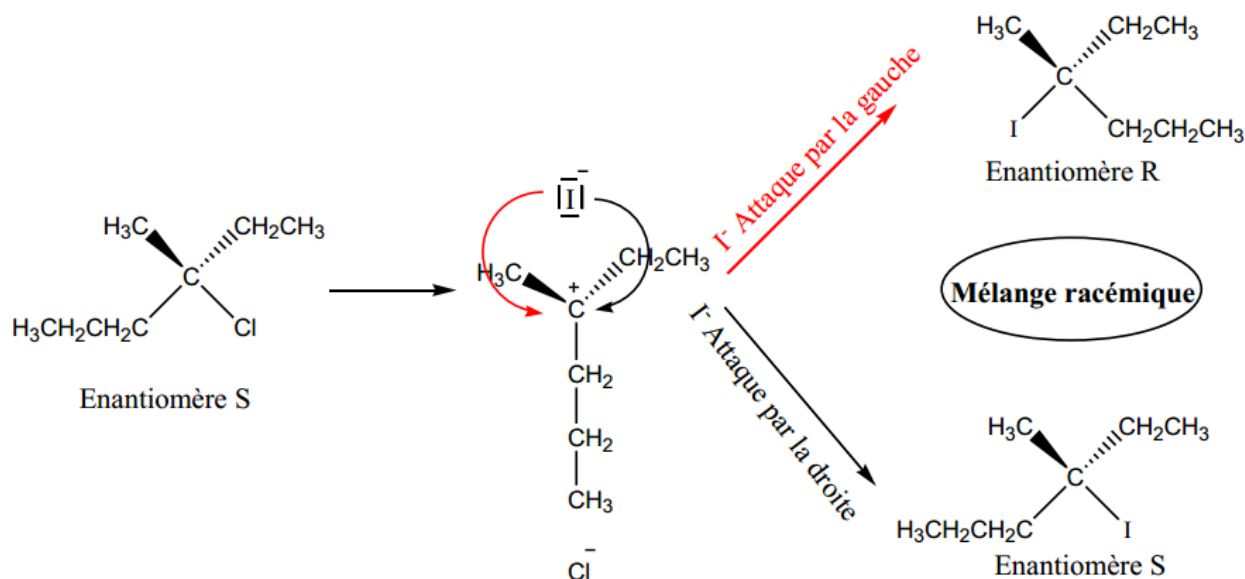
Ce mécanisme, se déroule en deux étapes :

- Première étape (lente ; limitante par sa vitesse) : départ du nucléofuge et formation d'un carbocation plan.



- Deuxième étape (rapide) : attaque du réactif nucléophile sur le carbocation, des deux côtés du plan.

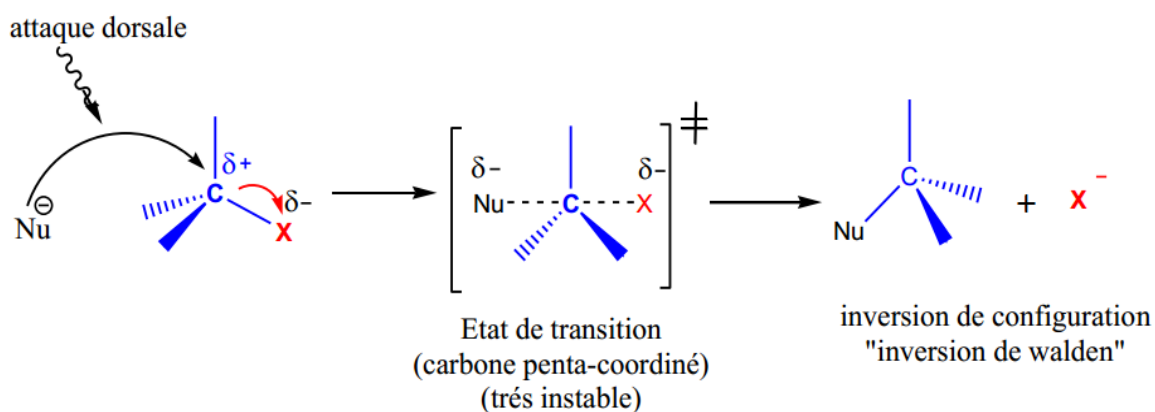


Exemple:**Observation :**

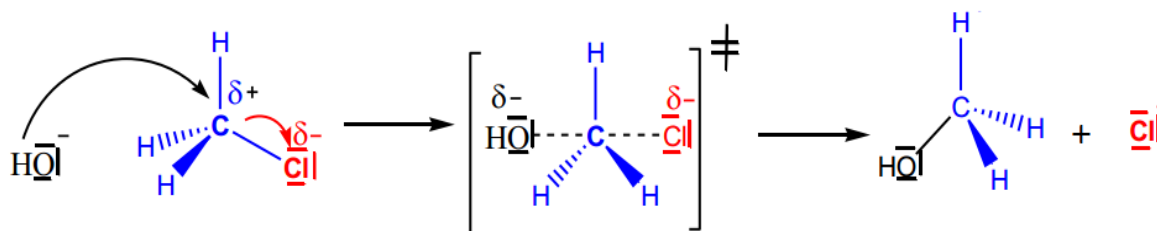
- Le carbocation formé adopte une hybridation sp^2 et sera attaqué par le nucléophile des deux côtés du plan. Il est crucial de prendre en compte la stéréochimie du carbone attaqué, surtout en présence de carbones asymétriques.
- La réaction est favorisée par l'utilisation d'un solvant polaire protique, un bon nucléofuge, ainsi que la présence d'un carbone tertiaire ou secondaire.
- En ce qui concerne la vitesse de réaction, la SN_1 est qualifiée d'ordre 1, car la loi de vitesse est du premier ordre, exprimée par l'équation $V = k [R-X]$.

➤ **Mécanisme SN_2**

La réaction se caractérise par l'attaque simultanée du nucléophile et le départ du nucléofuge. Il est important de noter que, pour des raisons stériques, le nucléophile effectue une attaque arrière par rapport au nucléofuge, provoquant ainsi une inversion de configuration connue sous le nom d'inversion de **WALDEN**, similaire au retournement d'un parapluie. De plus, la facilité d'une réaction SN_2 dépend de la force du nucléophile, de la faiblesse et de la stabilité du nucléofuge sous forme libre.



Exemple:



Observation :

- La réaction est favorisée par un solvant polaire aprotique, un bon nucléofuge et par un carbone nulaire (non substitué) ou primaire.

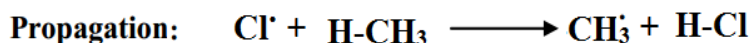
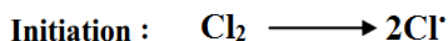
- **Vitesse de réaction** : la S_N2 est dite d'ordre 2 car la loi de vitesse est de second ordre :

$$V = k [R-X] [Nu].$$

c) substitution radicalaire :

La substitution radicalaire est une réaction en chaîne, où un ou plusieurs atomes d'hydrogènes d'un composé saturé peuvent être remplacés par un ou plusieurs atomes ou groupements.

Exemple : La chloration du méthane



Ces deux réactions vont se répéter un grand nombre de fois jusqu'à l'épuisement du substrat.

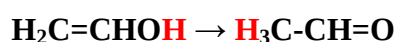
Terminaison : dans cette étape, il y'aura la disparition de tous les radicaux restants.

VII.3.4. Réactions de réarrangement (ou transposition) :

a) Définition

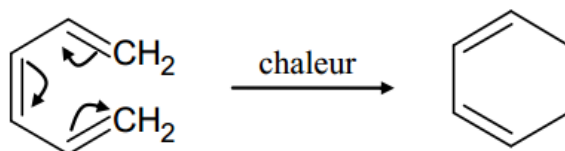
Au sein d'une même molécule, des atomes ou un groupe d'atomes changent de position, formant ainsi de nouvelles liaisons.

Exemple:



Généralement, ce type de réaction se produit dans des conditions spécifiques telles que la chaleur, les UV, la présence de catalyseurs, etc. Les carbocations initiaux et ceux stabilisés par transposition peuvent réagir avec un nucléophile présent dans le milieu, ou bien perdre un proton s'il existe des atomes d'hydrogène sur le ou les carbones α , conduisant à la formation d'alcènes.

Exemple:



B) Mécanismes

Les principaux mécanismes de réarrangement rencontrés sont :

➤ **Réarrangements nucléophiles ou anionotropiques** : ils sont très fréquents. Le groupe qui migre est un nucléophile, tel que : R^- et H^- . Ce groupe entraîne dans sa migration le doublet de liaison pendant sa migration.

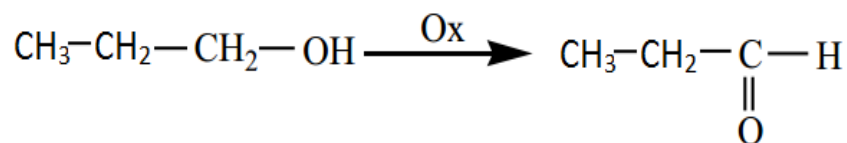
➤ **Réarrangements électrophiles ou cationotropiques** : ils sont très rares, et le groupe qui migre est un électrophile, tel que : R^+ et H^+ . Ce groupe ne transporte pas son doublet de liaison lors de sa migration.

➤ **Réarrangements radicalaires** : ils sont peu communs, et le groupe qui migre est un radical tel que $R^\bullet$ ou $H^\bullet$. Ce groupe ne transporte qu'un seul électron de liaison lors de sa migration.

D'autres types de réactions sont parfois cités, tels que : oxydations, réductions, condensations, cyclisation, etc... Cependant, ces réactions impliquent généralement plusieurs étapes successives qui entrent dans la classification précédente. Par exemple, une oxydation peut résulter d'une substitution suivie d'une élimination).

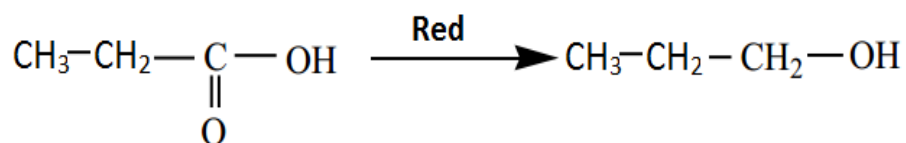
❖ **Réactions d'oxydation** : Dans ces réactions, le nombre d'oxydation de l'atome de carbone augmente.

Exemple:



❖ **Réactions de réduction** : Dans ces réactions, le nombre d'oxydation de l'atome de carbone diminue.

Exemple:



VII.4. Exercices

Exercice 1 :

Quelle relation d'isomérisie existe-t-il entre chaque paire de molécules :

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}$
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{H}_3\text{C}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$
$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}$

Exercice 2 :

Représenter les molécules suivantes selon la projection de Fischer :

- 1) (R) 2-bromopentane
- 2) (3S, 4R) 3, 4-dibromoheptane
- 3) (S) 1-fluoro-2-chloropropane
- 4) (2R, 3R) 3-méthylpentan-2-ol

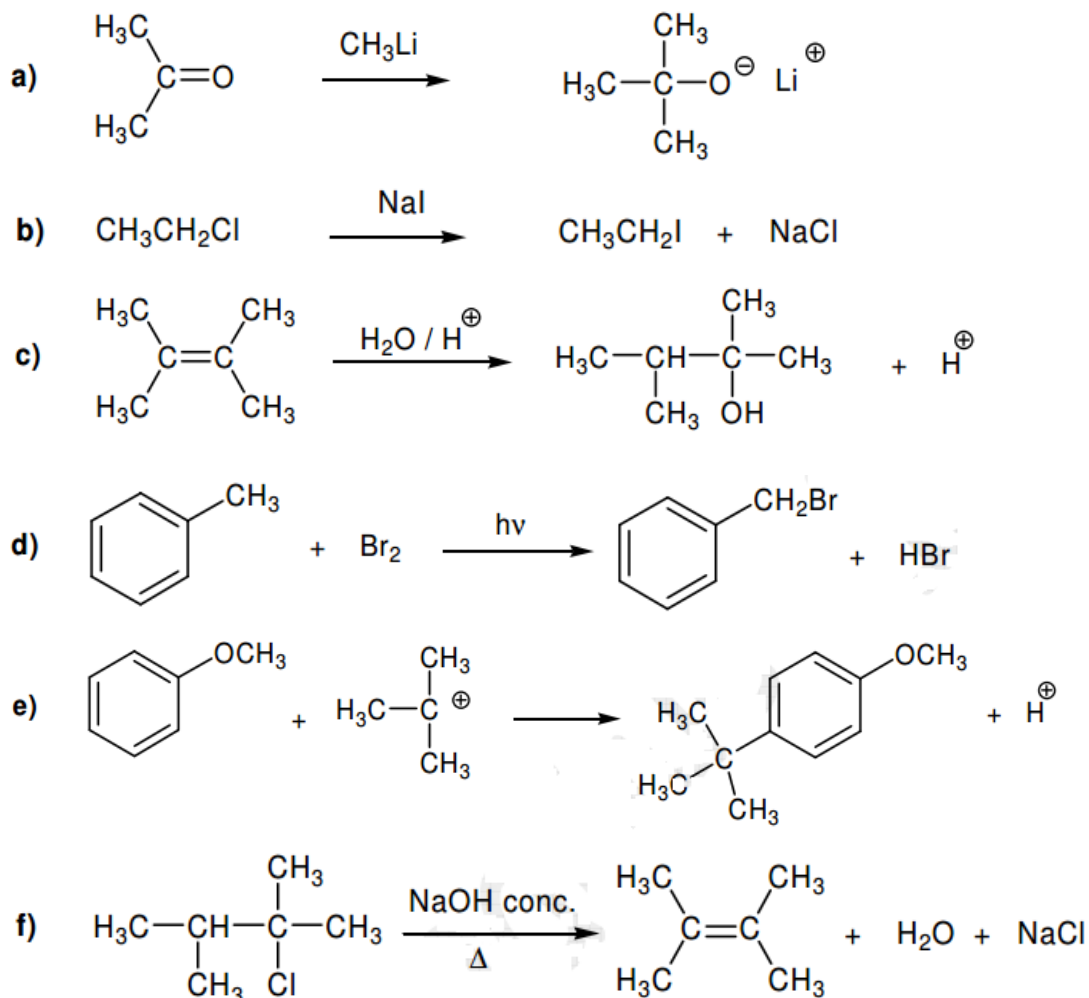
Exercice 3 :

Comparer la force d'acidité et de basicité :

- a. $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CN}}{\text{CH}}-\text{H}_2\text{C}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$ et $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CN}}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$
- b. $\text{O}_2\text{N}-\text{H}_2\text{C}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$ et $\text{H}_2\text{N}-\text{H}_2\text{C}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$
- c. $\text{C}_2\text{H}_5-\text{NH}-\text{C}_2\text{H}_5$ et $\text{H}_3\text{C}-\text{NH}-\text{H}_3\text{C}$
- d. $\text{Cl}-\underset{\text{Cl}}{\text{N}}-\text{C}_2\text{H}_5$ et $\text{Cl}-\underset{\text{H}}{\text{N}}-\text{C}_2\text{H}_5$

Exercice 4 :

Quel est le nom du mécanisme réactionnel auquel on peut associer ces réactions ?



3) Préciser le caractère électrophile ou nucléophile des réactifs utilisés dans les réactions a, b et e.

4) Proposer un mécanisme réactionnel plausible pour les réactions a, b et c

VII.5. Solution des exercices

Exercice 1 :

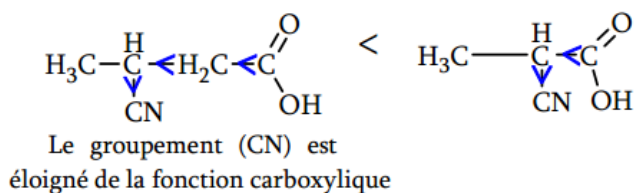
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array}$	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array}$	Isomères de fonction
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array}$	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array}$	Isomères de chaîne
$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array}$	Isomères de position

Exercice 2 :

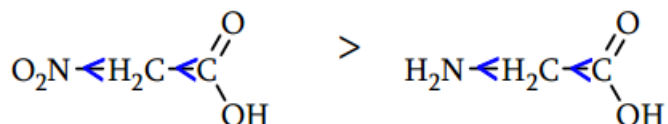
1)	2)	3)	4)

Exercise 3:

a. Le groupement (CN) a un effet inductif attracteur (-I)

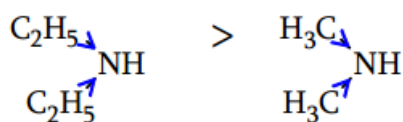


b) Les groupements (NO_2 et NH_2) ont un effet inductif attracteur (-I).



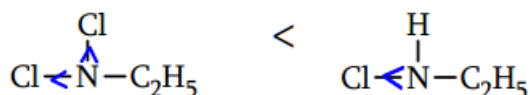
L'effet (-I) du groupement (NO₂) est plus important que l'effet (-I) du groupement (NH₂)

c. Les groupements (C_2H_5 et CH_3) ont un effet inductif donneur (+I)



L'effet (+I) du groupement (C_2H_5) est plus important que l'effet (+I) du groupement (CH_3)

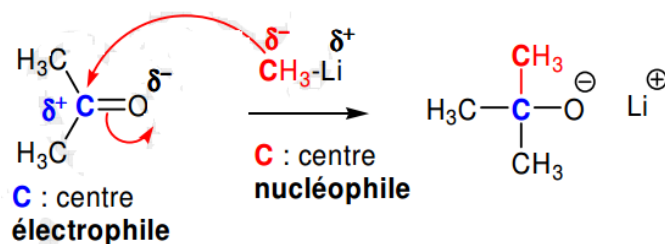
d. Le chlore a un effet inductif attracteur (-I)



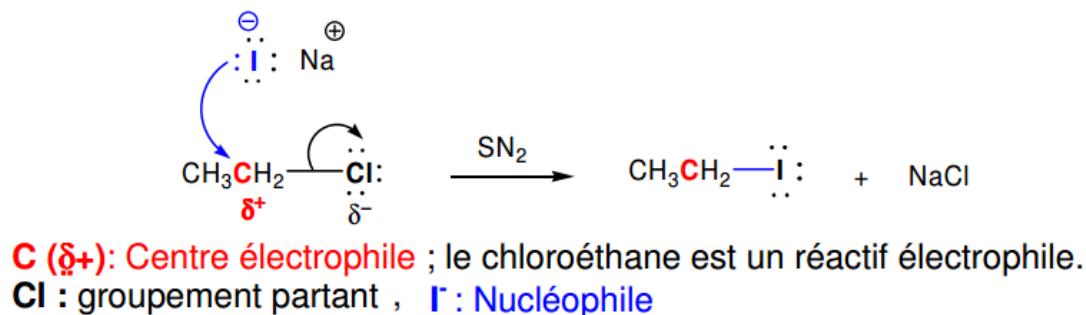
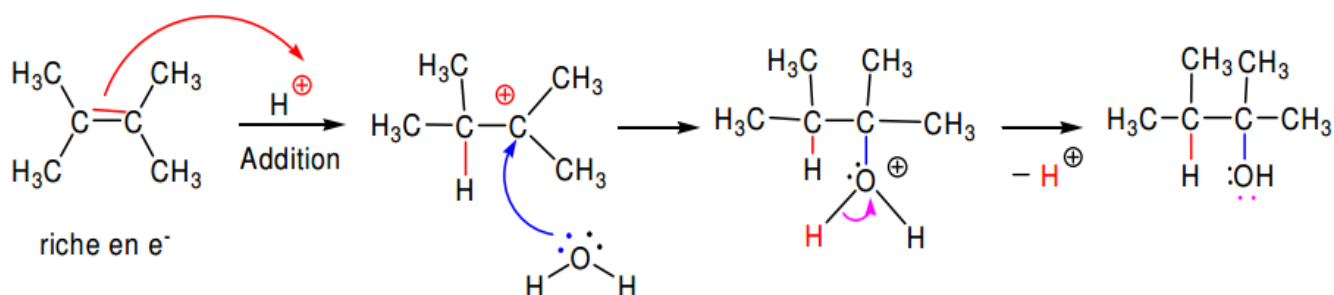
Les effets inductifs sont additifs

Exercice 4 :

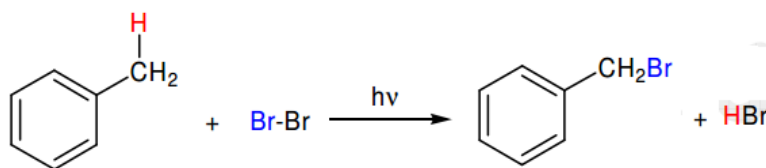
a) Addition nucleophile



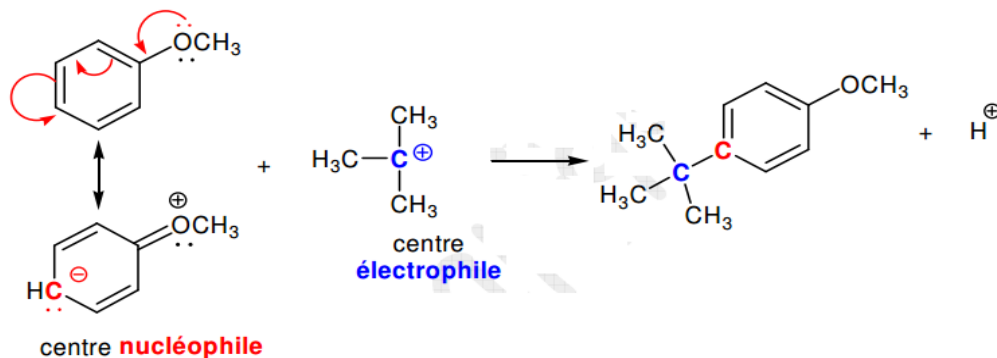
b) Substitution nucleophile

c) La 1^{ère} étape est une réaction d'Addition électrophile de H^+ sur l'alcène.

d) Substitution radicalaire



e) Substitution electrophile



f) Elimination

Références bibliographiques

Références bibliographiques

1. R. Ouahès, B. Dévallez, Chimie générale, 4^{ème} édition OPU Alger, 1988.
2. N. Glinka, Chimie générale, tome II, Ed. MIR-Moscou, 1981.
3. P. Arnaud, Cours de Chimie générale, Ed. Dunod, 2013.
4. G. Geiser, G. Delpin, P. Viaud, Chimie générale, Ed. DELTA et SPES–Lausanne, 1983.
5. S. Housecroft, Livre chimie inorganique, Ed. De Boek, Bruxelles, 2010.
6. G. Germin, R. Mari, D. Burnel, Chimie Générale « Cours & Exercices », Ed. Masson, 2001.
7. M. Kiel, Chimie Organique « Cours & Exercices corrigés », Ed. Estem De Boeck, 2004.
8. D.F. Sheriver, P.W. Atkins, Chimie Inorganique, Ed. De Boeck, 2001.
9. P.W. Atkins, L. Jones, L. Laverman, principes de chimie, Ed. De Boeck Supérieur, 2017.
10. A. Amechrouq, C. Sekate, M. A. Ajana, polycopié support de cours de chimie organique, 2018.
11. P. Arnaud, Cours de chimie organique, 19^{ème} Edition Dunod, 2015.
12. F. Rouquérol, G. Chambaurd, R. Lisslour, A. Boucekkine, Cours chimie générale, Ed. Dunod, 2013.
13. F. Rouquérol, G. Chambaurd, R. Lissilour, Exercices résolus de chimie générale, Ed. Dunod, 2008.
14. B. Faure, Cours chimie inorganique, Aix-Marseille Université, 2014.
15. J. Maddaluno, V. Bellosta, I. Chataigner, F. Couty, Chimie organique. Ed. Dunod, 2013.
16. J.F. Lambert, T. Georgelin, M. Jaber, Mini manuel de Chimie inorganique. Ed. Dunod, 2014.
17. E. Bardez, Mini Manuel de Chimie générale : Chimie des Solutions. Ed. Dunod, 2014.
18. P. Bruice, l'essentiel de la chimie organique, 2^{ème} édition Pearson, 2010.
19. J.-L. Migot, Chimie organique analytique. Ed. Hermann, 2014.
20. Y. Bookraa, polycopié support de cours de structure de la matière, Université Mohamed BOUDIAF d'Oron, 2018.
21. E. Flamand, J.L. Allard, Chimie générale, Ed. Québec : Modulo, 2004.