

République Algérienne Démocratique et Populaire

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

UNIVERSITE DES SCIENCES ET DE LA TECHNOLOGIE d'ORAN -Mohamed BOUDIAF



**Faculté de Génie Civil et d'Architecture
Département de Génie Civil**

Polycopié de cours

**Eléments de Chimie
(Structure de la matière)**

Réalisé par :

D^r Kourdache Hayat

Destiné aux étudiants de 1^{ère} année

Socle commun Sciences et Technologie

Année universitaire : 2023/2024

Avant-propos

Le présent polycopié de cours est destiné non seulement aux étudiants du tronc-communs Sciences techniques (ST), Sciences de la matière (SM), Hydraulique, Mines, des Génie des procédés, qui reçoivent un enseignement général de chimie mais également aux étudiants L1 Ingénieurs en Génie Civil et ainsi aux étudiants de L1 Ingénieurs (Sciences et Technologies ST), Génie électrique, Génie des procédés, Génie Mécanique)

Le contenu de ce polycopié résume tout ce qu'un étudiant doit connaître sur la structure de la matière qui fait une partie essentielle de la chimie générale.

L'enseignement de cette matière permet à l'étudiant d'acquérir les bases fondamentales de la chimie, en particulier sur la structure de l'atome, les liaisons chimiques, les éléments chimiques et le tableau périodique, ainsi que la quantification énergétique. Il vise à développer chez les étudiants des compétences pour résoudre efficacement des problèmes de chimie.

Le premier chapitre traite des notions fondamentales de la structure de la matière, les états de la matière, des différents types de transformations, ainsi que des concentrations et des types de solutions.

Le deuxième chapitre est dédié à l'étude de la structure de l'atome, avec un focus sur les expériences de J.J. Thomson et de Rutherford. Ce même chapitre traite les principaux constituants de la matière, donc de l'atome, de quelques propriétés physiques de la masse et de la charge. La fin de ce chapitre concerne les isotopes, leurs séparations et leurs stabilités.

Le troisième chapitre explore les divers types de radioactivité, le processus de la radioactivité, les réactions nucléaires, la loi de décroissance radioactive, finissant par les applications et les dangers de la radioactivité.

Le quatrième chapitre explique la structure électronique de l'atome de manière simple, en abordant la quantification de l'énergie dans le modèle semi-atomique. Il couvre la dualité onde-corpuscule, le spectre de l'hydrogène et les spectres des ions hydrogénoïdes. Ce chapitre prépare ensuite la transition vers le modèle quantique, en introduisant des concepts clés tels que la mécanique ondulatoire, l'hypothèse de De Broglie, le principe d'incertitude d'Heisenberg, l'équation de Schrödinger et les configurations électroniques.

Le cinquième chapitre est dédié à la classification périodique des éléments. J'y explique le principe de cette classification ainsi que l'organisation du tableau périodique moderne (en lignes et groupes). Il aborde également les familles chimiques et l'évolution périodique des propriétés physico-chimiques des éléments, telles que le rayon atomique et ionique, l'énergie d'ionisation, l'affinité électronique et l'électronégativité.

Le sixième chapitre traite des différentes liaisons chimiques, notamment la liaison covalente selon la théorie de Lewis, la liaison covalente polarisée, le moment dipolaire et le caractère partiellement ionique des liaisons. Il aborde également la géométrie des molécules avec la théorie VSEPR de Gillespie, ainsi que la liaison chimique dans le modèle quantique via la théorie des orbitales moléculaires (méthode LCAO) et les diagrammes énergétiques des molécules. L'étude des molécules polyatomiques est présentée à travers la théorie de l'hybridation des orbitales atomiques, avec des exemples illustrant chaque notion.

Sommaire

| Chapitre I : Notions fondamentales | | Page |
|---|--|------|
| 1. Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière..... | | 1 |
| 1.1 Définition de La matière..... | | 1 |
| 1.2 Les états de la matière..... | | 1 |
| 1.3 Les grandeurs caractéristiques de la matière et de ses états..... | | 1 |
| 2. Différents changements de la matière..... | | 2 |
| 2.1. Changement physique..... | | 2 |
| 2.1 Changement chimique..... | | 3 |
| 3 Notions d'atome, molécule, mole et nombre d'Avogadro..... | | 3 |
| 3.1 Atome..... | | 3 |
| 3.2 Molécules..... | | 3 |
| 3.3 Mole..... | | 4 |
| 3.4 Nombre d'Avogadro (NA) | | 4 |
| 4. Unité de masse atomique, Masse molaire atomique & moléculaire et volume molaire. | | 4 |
| 4.1 Unité de masse atomique..... | | 4 |
| 4.2 Masse molaire atomique et moléculaire..... | | 4 |
| 4.3. Le volume molaire..... | | 5 |
| 5. Loi pondérale : Conservation de la masse (Lavoisier), réaction chimique..... | | 5 |
| 6. Aspect qualitatif de la matière..... | | 6 |
| 6.1 Corps purs et les Mélanges..... | | 6 |
| 6.2 Les solutions | | 6 |
| 7. Aspect quantitatif de la matière..... | | 6 |
| 7.1 Quantité de matière (nombre de mole) | | 7 |
| 7.2 Concentrations | | 7 |
| 7.3 Masse volumique et Densité..... | | 8 |
| 8. Lois des solutions diluées loi de Raoult..... | | 9 |
| 8.1 Dilution d'une Solution Aqueuse..... | | 9 |
| 8.2 Loi des solutions diluées..... | | 9 |
| Exercices du chapitre I..... | | 10 |
| Chapitre II : Principaux constituants de la matière | | |
| 1.1 Introduction..... | | 13 |
| 1.2. Expérience de Faraday : relation entre la matière et l'électricité..... | | 13 |
| 2. Mise en évidence des constituants de la matière..... | | 14 |
| 2.1. Mise en évidence de l'Electron | | 14 |
| 2.2 Découverte du proton (Expérience de Goldstein)..... | | 17 |
| 2.3 Découverte du neutron (Expérience de Chadwick) | | 17 |
| 3. Modèle planétaire de Rutherford | | 17 |
| 3.1 Expérience de Rutherford | | 17 |
| 3.2 Modèle atomique..... | | 18 |
| 4. Présentation et caractéristiques de l'atome..... | | 19 |
| 5. Isotopie et abondance relative des différents isotopes..... | | 20 |
| 5-1 Les isotopes..... | | 20 |
| 5.2 L'abondance naturelle des isotopes..... | | 21 |
| 5.3 Importance de l'abondance naturelle des isotopes..... | | 22 |
| 6. Séparation des isotopes..... | | 22 |

Sommaire

| | |
|---|----|
| 6.1 Spectrométrie de masse : spectrographe de Bainbridge | 23 |
| 7. Energie de liaison et de cohésion des noyaux, Stabilité des noyaux..... | 25 |
| 7.1 Energie de liaison d'un noyau..... | 25 |
| 6.2 Energie de cohésion..... | 26 |
| 8. Stabilité des noyaux | 26 |
| 8.1 Détermination de l'énergie de cohésion par nucléon : courbe d'Aston | 26 |
| 8.2 Stabilité et nombre de nucléons : courbe nombre de neutrons = f (Z) | 27 |
| Exercices Chapitre II..... | 29 |
| Chapitre III : Radioactivité | |
| Introduction..... | 32 |
| 1 Radioactivité naturelle..... | 32 |
| 1.1 Radioactivité β^- | 32 |
| 1.2 Radioactivité β^+ | 32 |
| 1.3 Radioactivité α | 32 |
| 2. Radioactivité artificielle et les réactions nucléaires | 33 |
| 2.1 Fission nucléaire..... | 33 |
| 2.2 Fusion nucléaire..... | 34 |
| 2.3 Transmutation..... | 34 |
| 3. Cinétique de désintégration radioactive..... | 35 |
| 3.1 Loi décroissance radioactive..... | 35 |
| 3.2 Constante radioactive λ | 35 |
| 3.3 Activité d'un noyau radioactif..... | 35 |
| 3.4 Période radioactive ou temps de demi-vie | 36 |
| 4. Applications de la radioactivité..... | 37 |
| 4.1. Traceur | 37 |
| 4.2 Armes nucléaires | 37 |
| 4.3 Source d'énergie | 38 |
| 4.4 Datation d'échantillons anciens au carbone..... | 39 |
| 5. Dangers de la radioactivité..... | 39 |
| 5.1. Effets sur la Santé..... | 39 |
| 5.2. Effets Environnementaux..... | 40 |
| 5.3. Risques Accidents..... | 40 |
| Exercices Chapitre III..... | 42 |
| Chapitre VI : Structure électronique de l'atome | |
| 1. Dualité onde-corpuscule..... | 44 |
| 1.1 Aspect ondulatoire de la lumière | 44 |
| 1.2. Aspect corpusculaire de la lumière : effet photoélectrique..... | 45 |
| 2 Interaction ente la lumière et la matière..... | 47 |
| 2.1 Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène..... | 47 |
| 2.2 Relation empirique de Balmer-Rydberg..... | 47 |
| 2.3 Notion de série des raies..... | 48 |
| 3 Modèle atomique de Bohr : L'atome d'hydrogène en mécanique ondulatoire..... | 48 |
| 3.1 Postulats de Bohr..... | 48 |
| 3.2 Rayon des orbites stationnaires..... | 49 |
| 3.3 Energie de l'électron sur une orbite stationnaire..... | 50 |

Sommaire

| | |
|--|----|
| 3.4 Relation entre le nombre d'onde et les niveaux d'énergie..... | 51 |
| 3.5 Absorption et émission d'énergie..... | 53 |
| 3.6 Application aux hydrogénéoïdes..... | 54 |
| 3.7 Insuffisance du modèle de Bohr..... | 55 |
| 4 L'atome d'hydrogène en mécanique ondulatoire..... | 55 |
| 4.1 Dualité onde-corpuscule et relation De Broglie..... | 55 |
| 4.2 Principe d'Incertitude de Heisenberg..... | 56 |
| 4.3 Fonction d'onde et Equation de Schrödinger..... | 57 |
| 4.4 Résultats de la résolution de l'Equation de Schrödinger..... | 57 |
| 4.5 Nombre quantique..... | 57 |
| 5. Atomes poly électroniques en mécanique ondulatoire..... | 59 |
| 5.1 Configuration électronique des éléments..... | 60 |
| 5.2 Exception à la règle de Klechkowski..... | 60 |
| 5.3 Règles de remplissage des orbitales atomiques..... | 61 |
| 5.4 Exemple de configuration électronique..... | 61 |
| 5.5 Effet écran : Approximation de Slater..... | 62 |
| Exercices Chapitre IV..... | 65 |
| Chapitre V : Classification périodique des éléments | |
| 1. Classification périodique de D. Mendeleïev..... | 69 |
| 1.1 Principes de la Classification de Mendeleïev..... | 69 |
| 1.2 Caractéristiques du Tableau de Mendeleïev..... | 69 |
| 1.3 Limites du Tableau de Mendeleïev..... | 70 |
| 2. Tableau Périodique Moderne..... | 70 |
| 3. Structure du Tableau Périodique Moderne..... | 70 |
| 3.1 Description des lignes (périodes)..... | 70 |
| 3.2 Description des colonnes (groupes chimiques)..... | 71 |
| 3.3 Blocs des groupes..... | 71 |
| 3.4. Familles..... | 72 |
| 3.4.1 Famille des alcalins..... | 72 |
| 3.4.2 Famille des alcalino-terreux..... | 73 |
| 3.4.3 Famille des métaux de transition..... | 73 |
| 3.4.4 Chalcogène..... | 74 |
| 3.4.5 Halogènes..... | 74 |
| 3.4.6 Gaz rare ou gaz rare..... | 74 |
| 3.4.7 Éléments des terres rares..... | 75 |
| 3.4.8 Métaux..... | 75 |
| 3.4.9 Non-métaux..... | 77 |
| 4. Évolution et Périodicité des Propriétés Physico-Chimiques des Éléments..... | 78 |
| 4.1 Périodicité des Propriétés..... | 78 |
| 4.1.1 Rayon Atomique..... | 78 |
| 4.1.2 Énergie d'Ionisation..... | 79 |
| 4.1.3 Affinité Électronique..... | 79 |
| 4.1.4 Électronégativité..... | 79 |
| 4.1.5 Évolution des Propriétés Physiques et Chimiques..... | 79 |
| 5. Différents types de calculs par la Règle de Slater..... | 80 |

Sommaire

| | |
|---|----|
| 5.1 Calcul du rayon atomique par la Règle de Slater..... | 80 |
| 5.2 Calcul des rayons chimiques..... | 80 |
| 5.2.1 Rayon covalent..... | 80 |
| 5.3 Energies d'ionisation successives par la règle de Slater..... | 82 |
| 5.4 Affinité électronique..... | 84 |
| 5.5 L'électronégativité..... | 85 |
| 5.5.1 Echelle de MILLIKAN..... | 85 |
| 5.5.1 Echelle de PAULING..... | 85 |
| 5.5.3 Echelle d'ALLRED-ROCHOW..... | 86 |
| Exercices Chapitre V..... | 87 |

Chapitre VI : Liaisons chimique

| | |
|--|-----|
| Introduction..... | 90 |
| 1. La liaison covalente dans la théorie de Lewis..... | 90 |
| 1.1 Électrons de Valence..... | 90 |
| 1.2 Différents types de liaisons chimiques..... | 90 |
| 1.3 Diagramme de Gilbert N. Lewis..... | 92 |
| 2. Liaison covalente polarisée..... | 94 |
| 2.1 La liaison polaire..... | 94 |
| 2.2 Moment Dipolaire..... | 95 |
| 2.3 Caractère ionique partielle de la liaison..... | 96 |
| 3. Géométrie des molécules : théorie de Gillespie ou VSEPR..... | 96 |
| 3.1 Formes Géométriques selon la Méthode VSEPR..... | 96 |
| 4. La liaison chimique dans le modèle quantique..... | 97 |
| 4.1 Théorie des Orbitales Moléculaires (LCAO)..... | 97 |
| 4.2 Généralisation aux molécules diatomiques homo-nucléaires et hétéro-nucléaires..... | 99 |
| 4.2.1 Diagramme énergétique des molécules..... | 100 |
| 4.2.2 Ordre de liaison..... | 101 |
| 4.2.3 Propriétés magnétiques..... | 101 |
| 4.2.4 Stabilité des molécules..... | 101 |
| 4.3 Molécules poly atomiques ou Théorie de l'hybridation des orbitales atomiques..... | 102 |
| 4.3.1 Définition : Hybridation des orbitales..... | 102 |
| 4.3.2 Types d'Hybridation..... | 102 |
| Exercices Chapitre VI..... | 105 |
| Références Bibliographiques | |

Chapitre 1 :

Notions fondamentales

1. Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière

1.1 Définition de la matière

La matière est tout ce qui possède une masse et occupe un volume. Elle est constituée de particules élémentaires telles que les atomes et les molécules. La matière peut exister sous plusieurs états physiques, les plus courants étant solide, liquide et gazeux. Elle peut également subir des transformations chimiques et physiques, tout en conservant sa masse totale (selon le principe de conservation de la masse).

La matière se distingue également par ses propriétés physiques (comme la densité, la dureté, la conductivité thermique et électrique) et ses propriétés chimiques (comme la réactivité, l'acidité, et la capacité à former des liaisons chimiques).

1.2 Les états de la matière

La matière, quelle que soit sa nature, peut généralement se trouver sous trois états : l'état solide, l'état liquide et l'état gazeux.

- Les solides : Ils ont une forme qui peut changer quand on exerce une pression sur eux. Les solides ont une forme propre car, si l'on exerce aucune action sur eux, ils conservent la même forme.
- Les liquides : Ils n'ont pas de forme propre, ils prennent toujours la forme du récipient dans lequel ils se trouvent. Leur surface libre au repos est plane et horizontale.
- Les gaz : Les gaz n'ont pas de forme propre. Ils occupent tout le volume qui leur est offert.

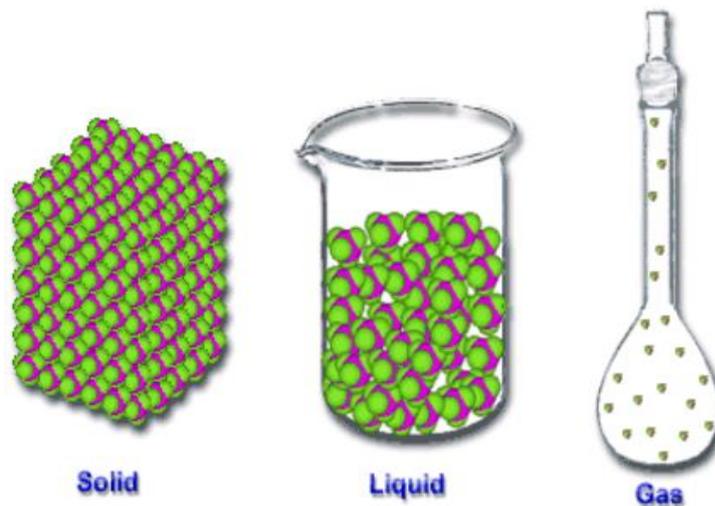


Figure I.1 : Les états de la matière

1.3 Les grandeurs caractéristiques de la matière et de ses états

Il y a quatre grandeurs caractéristiques de la matière et de ses états :

- Le volume : Détermine la place occupée par un corps.

Symbole : V. Unité : le mètre cube (m^3), mais aussi le litre (l ou L).

- La masse : La masse d'un corps, qu'il soit solide ou gazeux, mesure sa quantité de matière ; son symbole est m. et son unité est le kilogramme (kg)
- La pression : correspond au rapport d'une force (F) sur l'aire de la surface (S) sur laquelle elle s'applique. Symbole est : p. Unité est le pascal (Pa)
- La température : correspond au degré d'agitation des molécules. Symbole : T. Unité : le degré kelvin (K)

2. Différents changements de la matière

Il existe deux types de changements de la matière à savoir :

2.1 Changement physique

Un changement physique est une transformation qui ne change pas la nature d'une substance, il implique simplement un changement dans son état, sa forme ou ses dimensions physiques qui se produisent à des températures qui sont caractéristiques de la substance.

- La fusion est le passage de l'état solide vers l'état liquide.
- La solidification est le passage de l'état liquide à solide.
- La sublimation est le passage de l'état solide à gazeux.
- La liquéfaction est le passage de l'état gazeux à l'état liquide.
- La condensation est une liquéfaction sous forme de gouttelettes.
- La vaporisation est un phénomène général du passage de l'état liquide à l'état

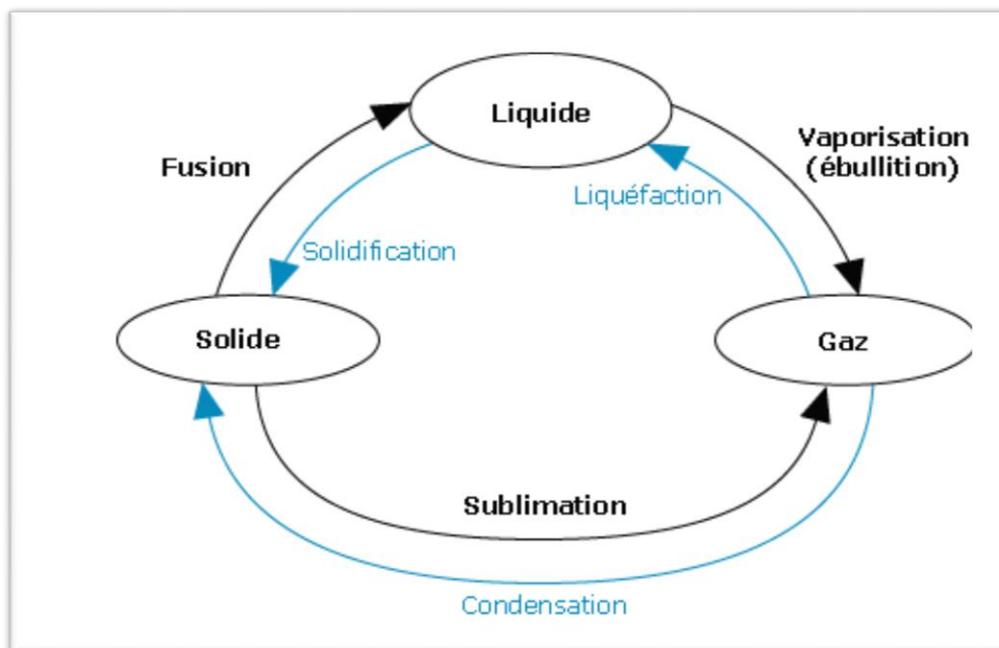


Figure I.2 : Les Changements physiques de la matière

2.2. Changement chimique

Un changement chimique est une transformation qui change la nature d'une substance au moyen d'une réaction chimique, exemple :

Corrosion : le fer donne la rouille.

Combustion : le bois brûle pour donner de la cendre et des gaz.

3. Notions d'atome, molécule, mole et nombre d'Avogadro

3.1 Atome

La matière est constituée de grain élémentaire appelés atomes. Un atome est considéré comme la plus petite particule d'un élément et qui est, selon l'étymologie grecque, indivisible et indestructible. Il existe 116 espèces d'atomes ; chaque élément est différent de l'autre par sa structure, sa masse et les propriétés physico-chimiques.

3.1.1 Structure de l'atome

L'atome est constitué de deux parties :

- Le noyau contenant des neutrons (électriquement neutres) et des protons (chargés positivement).
- Les électrons : chargés négativement, en mouvement autour du noyau.

Le tableau suivant permet d'évoquer les différentes caractéristiques de ces particules :

Tableau I-1 : Caractéristique des particules de l'atome

| | Masse (kg) | Charge (C) |
|----------|------------------------|-------------------------|
| Proton | $1,67 \times 10^{-27}$ | $1,6 \times 10^{-19}$ |
| Electron | $9,1 \times 10^{-31}$ | $- 1,6 \times 10^{-19}$ |
| Neutron | $1,67 \times 10^{-27}$ | 0 |

3.2 Molécule

Une molécule correspond à un regroupement d'atomes liés entre eux. Ces atomes ne peuvent se séparer spontanément : seule une transformation chimique peut modifier la composition d'une molécule. Une molécule est représentée par une formule chimique qui indique la nature des atomes ainsi que le nombre d'atomes en indice présents dans la molécule.

Exemple :

La molécule d'eau contient 2 atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène. Sa formule chimique qui la caractérise est H_2O

$Ba(OH)_2$ contient 1 atome de baryum, 2 atomes d'oxygène et 2 atomes d'hydrogène

3.3 Mole

La mole est la quantité de matière d'un système contenant N entités identiques. Elle est aussi définie comme le nombre d'atomes de carbone 12 contenu dans 12 g de carbone 12. Une mole d'atome correspond à 6.023×10^{23} atomes.

Le nombre de mole est le rapport entre la masse du composé et sa masse molaire

$$n = m/M$$

n : nombre de moles

m : masse de composé en g

M : masse molaire du composé en g/mol

3.4 Nombre d'Avogadro (N_A)

Nombre d'Avogadro (N_A) est le nombre (d'atomes, ions, molécules....) contenus dans une mole (d'atomes, ions, molécules....)

$$N_A = 6,023 \times 10^{23}$$

4. Unité de masse atomique, Masse molaire atomique & moléculaire et volume molaire

4.1 Unité de masse atomique, (uma)

L'unité de masse atomique (uma) est une unité de mesure utilisée pour exprimer les masses des atomes et des molécules ainsi que les masses des particules (électron, proton, neutron...). Elle est définie comme un douzième de la masse d'un atome de carbone-12, l'isotope le plus courant du carbone.

$$1 \text{ u.m.a} = 1/12 M_C = 1/N_A = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ Kg}$$

M_C : masse d'un atome de carbone 12

4.2 Masse molaire atomique et moléculaire

4.2.1 Masse molaire atomique

La masse molaire atomique symbolisée par M est la masse d'une mole d'atomes d'un élément chimique. Elle s'exprime généralement en grammes par mole (g/mol). La masse molaire atomique est numériquement équivalente à la masse atomique moyenne d'un élément, exprimée en unités de masse atomique (u), mais avec des dimensions différentes (g/mol).

4.2.2 Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules d'une substance donnée. Elle s'exprime généralement en grammes par mole (g/mol). La masse molaire moléculaire est calculée en additionnant les masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.

Exemple : Glucose ($C_6H_{12}O_6$)

Masse molaire atomique du carbone (C) : 12,01 g/mol

Masse molaire atomique de l'hydrogène (H) : 1,008 g/mol

Masse molaire atomique de l'oxygène (O) : 16,00 g/mol

Masse molaire moléculaire du glucose : $6 \times 12,01 + 12 \times 1,008 + 6 \times 16,00 = 180,16 \text{ g/mol}$

4.3. Le volume molaire

Le volume molaire V_m est le volume occupé par une mole d'une substance (gazeuse, liquide ou solide) à une température et une pression données. Pour les gaz, le volume molaire est souvent discuté dans le contexte des conditions normales de température et de pression (CNTP) ou des conditions standard de température et de pression (STP).

4.3.1 Volume molaire des gaz

Dans les conditions Normales de Température et de Pression (CNTP) $T = 273 \text{ K}$, $P = 1 \text{ atm}$ le volume molaire du gaz $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

Les conditions Standards de Température et de Pression (CSTP) $T = 298 \text{ K}$, $P = 1 \text{ atm}$; $V_m = 24,79 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

4.3.1 Volume molaire pour les liquides et solides

Pour les liquides et les solides, le volume molaire dépend de la masse volumique de la substance et de sa masse molaire. Il peut être calculé en utilisant la relation suivante :

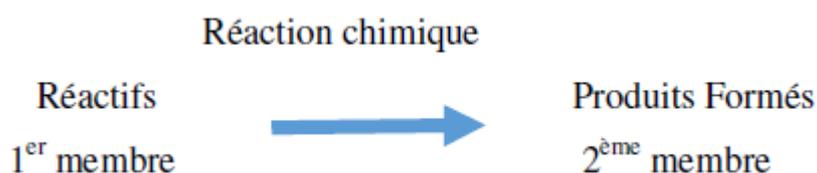
$$V_m = \frac{M}{\rho}$$

Où :

- V_m est le volume molaire,
- M est la masse molaire,
- ρ la masse volumique de la substance.

5. Loi pondérale : Conservation de la masse (Lavoisier), réaction chimique

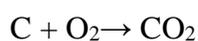
La loi pondérale, également connue sous le nom de loi de conservation de la masse, est une des lois fondamentales de la chimie, énoncée par Antoine Lavoisier en 1789. Selon cette loi, dans une réaction chimique, la masse totale des réactifs est égale à la masse totale des produits. En d'autres termes, la matière ne peut être ni créée ni détruite dans une réaction chimique, seulement transformée.



$$\sum \text{De la masse des réactifs} = \sum \text{de la masse des produits}$$

Lavoisier a découvert que, bien que les substances changent de forme et de composition lors d'une réaction chimique, la somme des masses des substances réactives (réactifs) est toujours égale à la somme des masses des substances produites (produits). Ce principe est souvent résumé par la phrase : "Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme."

Exemple :



Soit 1 atome de C et 2 atomes de O associés d'une certaine façon donnent toujours 1 atome de C et 2 atomes de O mais associés autrement

6. Aspect qualitatif de la matière

6.1 Corps purs et les Mélanges

6.1.1 Corps purs

Les corps purs : Un corps pur est un corps constitué d'une seule sorte d'entité chimique (atome, ion ou molécule).

Un corps pur est soit un élément (corps pur simple ex : Cu, Fe, H₂, O₂...) soit un composé (constitué de plusieurs éléments exemple : l'eau pure H₂O, le dioxyde de carbone CO₂)

6.1.2 Mélanges

Un mélange est un corps constitué de plusieurs sortes d'entités chimiques mélangé ensemble.

Si après agitation, les corps ne peuvent pas être distingués les uns des autres, le mélange est dit : homogène exemple : l'eau et le sucre.

Si après agitation, les corps mis en présence peut-être distingués les uns des autres, le mélange est hétérogène exemple : l'eau et l'huile

6.2 Les solutions

- Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs constituants. En phase liquide, gazeuse, ou solide).
- Le soluté est une espèce chimique (moléculaire ou ionique) dissoute dans un solvant.
- Le solvant est toute substance liquide qui a le pouvoir de dissoudre d'autres substances. Le solvant est toujours en quantité très supérieure au(x) soluté(s).
- Solution aqueuse est une phase liquide contenant plusieurs espèces chimiques majoritaire, l'eau (H₂O, le solvant), et des espèces minoritaires, les solutés ou « espèces chimiques dissoutes ».

6.2.1 Dilution et Saturation

La dilution est un procédé consistant à obtenir une solution finale de concentration inférieure à celle de départ, soit par ajout de solvant, soit par prélèvement d'une partie de la solution et en complétant avec du solvant pour garder le même volume. La dilution se caractérise par son taux de dilution. Cette notion présuppose que le corps dilué soit soluble dans le solvant utilisé.

Une solution saturée est obtenue par dissolution d'un soluté dans un solvant ; la solution est saturée lorsque le soluté introduit ne peut plus se dissoudre et forme un précipité.

7. Aspect quantitatif de la matière.

7.1 Quantité de matière (nombre de mole)

Le nombre de moles (noté n) est une unité de mesure utilisée en chimie pour quantifier la quantité de substance. Une mole correspond à une quantité de matière contenant exactement $6,022 \times 10^{23}$ entités élémentaires (comme des atomes, des molécules, des ions, etc.).

La relation fondamentale pour calculer le nombre de moles à partir de la masse est :

$$n = m/M$$

Où :

n est le nombre de moles,

m est la masse de la substance (en grammes),

M est la masse molaire de la substance (en grammes par mole).

7.2 Concentrations

Les concentrations sont des grandeurs avec unités permettant de déterminer la proportion des solutés par rapport à celle du solvant. Selon la nature de l'unité choisie, on distingue :

- Concentration massique (Concentration pondérale) (C_m) est la masse de soluté présente dans un litre de solution.
- La concentration molaire dite molarité (CM) : exprime le nombre de mole du soluté par litre de solution.
- La molalité : est la quantité de soluté contenue dans 1kg de solvant.
- La normalité (N) : exprime le nombre d'équivalents grammes de soluté par litre de solution (ég.g/l),

L'équivalent-gramme est la quantité de substance comprenant une mole des particules considérées (H^+ , OH^- , e^- ... etc.)

$$N = a * CM \quad \text{Avec}$$

a est le nombre H^+ dans les acides

a est le nombre OH^- dans les bases

a est le nombre d' e^- libéré en cas des réactions OX/Red

- Le pourcentage (%) d'une solution indique la masse de substance pour 100g de solution.

Il s'agit d'une comparaison poids-poids

- La fraction massique est exprimé sans unité et correspond alors au rapport entre deux grandeurs qui s'expriment dans la même unité $(\%)_{\text{massique}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{\text{masse}_{\text{solution}}}$

- La fraction molaire (X_i) : indique le rapport entre le nombre de moles et le nombre total de mole de la solution. $X_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$

7.3 Masse volumique et Densité

- Masse volumique est la masse d'une substance par unité de volume à une température donnée. unité Kg.m^{-3}
- Densité d'une substance est égale à la masse volumique de la substance divisée par la masse volumique du corps de référence à la même température. Pour les liquides et les solides, l'eau est utilisée comme référence, pour les gaz, la mesure s'effectue par rapport à l'air. Elle est notée d et n'a pas d'unité (grandeur physique sans dimension).

Remarques

- Une solution est dite molaire pour un soluté donné lorsque $C_M = 1 \text{ mol.L}^{-1}$
- Elle est dite déci molaire lorsque $C_M = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Elle est dite milli molaire lorsque $C_M = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- Lorsque les substances sont présentes sous forme de trace dans une solution, il est courant d'utiliser les notions Parties par million = ppm = 1 mg/L
- Dans une solution, on a : $\sum X_i = 1$ (La somme des fractions molaires de toutes les composantes de la solution est toujours égale à 1).

Les différentes formules des Concentrations sont résumées dans le tableau suivant :

Tableau I.2 : Formules des Concentrations

| Concentrations | Formules ou Equations | Observations |
|--|--|---|
| Concentration Molaire ou Molarité Unité : mol /L ou M (mmol/ml=mol/L) | $C_M = n \text{ cmol}/V \text{ (L)}$ $n = m/M$ | |
| Concentration Molale ou Molalité Unité : molale ou mol/Kg | $C_m = n_{\text{ soluté}}/m_{\text{ solvant}}$ | |
| Concentration Normale ou Normalité Unité : éq.g/L ou N | $N = \text{éq.g soluté} / V_{\text{ solution}}$ $1 \text{ éq.g} = M/v$ | v : La valence ou le nombre d'électrons de valence mis en jeu |
| Concentration Massique Unité : g/L | $C = m/v = (n \times M)/v = C_m \times M$ | |
| Masse Volumique (ρ) Unité : g/ml ou g/cm^3 Densité (d) | $\rho = m_{\text{ soluté}} / V_{\text{ soluté}}$ $\rho_{\text{ eau}} = 1000 \text{ g/L}$ ou $\rho_{\text{ eau}} = 1 \text{ g/cm}^3$ ou $\rho_{\text{ eau}} = 1000 \text{ kg/m}^3$ $d_{\text{ liquide}} = \rho_{\text{ liquide}} / \rho_{\text{ eau}}$ | La densité n'a pas d'unité |
| Fraction Molaire | $X_i = n_i / \sum n_i$ | |
| Fraction Massique = Pourcentage massique | $m/m \% = (m_{\text{ soluté}} / m_{\text{ solution}}) \times 100$ | Lorsqu'on dispose du volume de la solution, on peut le transformer en masse à l'aide de la densité de la solution |
| Fraction Volumique | $v/v \% = (V_{\text{ soluté}} / V_{\text{ solant}}) \times 100$ | |

8. Lois des solutions diluées loi de Raoult

8.1 Dilution d'une Solution Aqueuse

La dilution d'une solution aqueuse consiste à en diminuer la concentration par ajout de solvant (eau). La solution initiale de concentration supérieure est appelée solution-mère.

La solution finale de concentration inférieure est appelée solution-fille (solution diluée).

Lors de la dilution, la masse totale du soluté reste constante. Seul le volume de la solution change. Cette conservation est exprimée par la formule :

$$n_i = n_f \Rightarrow C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$$

Avec :

n : quantité de matière ; V : volume et C : concentration

i : initial c'est-à-dire relatif à la solution-mère.

f : final c'est-à-dire relatif à la solution diluée.

8.2 Loi des solutions diluées

Ces techniques Cryométrie, ébulliométrie permettent de mesurer des masses molaires du corps dissous ainsi que la concentration de la solution.

8.2.1 Ébulliométrie (1ère Loi de Raoult)

C'est l'augmentation de la température d'ébullition du solvant entre solvant pur (T') et la solution diluée (T).

$$\Delta T_e = T - T' > 0 \quad (T > T')$$

$$\Delta T_e = K_e \times [n(\text{soluté}) / m(\text{solution})]$$

$$m(\text{solution}) = m(\text{soluté}) + m(\text{solvant}) = m(\text{solvant}) \text{ puisque } m(\text{soluté}) < m(\text{solvant})$$

$$\Delta T_e = K_e \times [n(\text{soluté}) (\text{mol}) / m(\text{solvant}) (\text{kg})] = K_e \times \text{molalité de la solution}$$

K_e : Constante ébulliométrique du solvant

8.2.2 Cryométrie (2ème Loi de Raoult)

C'est la diminution de la température de solidification (congélation) du solvant entre solvant pur (T') et la solution diluée (T).

$$\Delta T_f = T - T' < 0 \quad (T < T')$$

$$\Delta T_f = K_f \times \text{molalité de la solution}$$

K_f : Constante cryométrique du solvant

Remarque : La loi de Raoult n'est valable que pour les solutions diluées et volatiles

Exercices du chapitre I

Exercice 01 :

a-Indiquer pour chaque proposition s'il s'agit d'un corps purs ou d'un mélange en justifiant.

1- Jus d'orange (mélange eau+sucre)

2- Charbon (corps purs)

3- Acier (mélange fer + carbone)

4- Pépite d'or (corps purs)

5- Eau de Javel (mélange)

b-Chaque mélange est-il homogène ou hétérogène ?

1- Eau + huile (hétérogène)

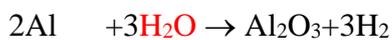
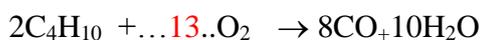
2- Eau + Sel (homogène)

3- Eau + sable (hétérogène)

c-En appliquant les lois de la réaction chimique, équilibrés les équations suivantes :



Corrigé



Exercice N° 2 :

Combien y a il d'atomes de C dans 1g de carbone (MC=12,011g/mol), la valeur du nombre d'Avogadro est $6,022 \cdot 10^{23}$

Corrigé

1) n atomes de C dans 1g de C :

$$\text{MC} = 12,011 \text{ g mol}^{-1} ; \text{Na (nombre d'Avogadro)} = 6,022 \cdot 10^{23}.$$

$$12,011 \text{ g} \text{ ___ } 1 \text{ mole} \text{ ___ } 6,022 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

$$1 \text{ g} \text{ ___ } x$$

$$x = (6,022 \cdot 10^{23} \cdot 1) / 12,011 = 5,013 \cdot 10^{22} \text{ atomes.}$$

Exercice N°03 :

On dispose de 0,4 moles de H_2S . Combien y a-t-il :

- 1) de grammes de H_2S ;
- 2) de moles de H et de moles de S,
- 3) de grammes de H et de grammes de S ;
- 4) de molécules de H_2S ,
- 5) d'atomes de H et d'atomes de S.

Données : Masses atomiques H : 1,01 g/mol; S: 32,06 g/mol; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$

Corrigé

$$n(\text{H}_2\text{S}) = 0,4 \text{ mole} :$$

1° de grammes de H_2S :

$$n = m/M \Rightarrow m = n \cdot M \quad \text{avec} \quad M = 2M_{\text{H}} + M_{\text{S}} \Rightarrow M_{\text{H}_2\text{S}} = 2,1 + 32,06 = 34,16 \text{ g/mole}$$

$$\text{Donc, } m = 0,4 \cdot 34,16 \Rightarrow \boxed{m = 13,664 \text{ g}}$$

2° de moles de H et de moles de S :

$$\text{Pour le H : } n_{\text{H}} = (m_{\text{H}_2\text{S}}/M_{\text{H}_2\text{S}}) \cdot 2 (\text{nombre d'atomes H}) \Rightarrow n_{\text{H}} = (13,63/34,16) \cdot 2$$

$$\Rightarrow \boxed{n_{\text{H}} = 0,8 \text{ mol}}$$

$$\text{Pour le S : } n_{\text{S}} = (m_{\text{H}_2\text{S}}/M_{\text{H}_2\text{S}}) \cdot 1 (\text{nombre d'atomes S}) \Rightarrow n_{\text{S}} = (13,63/34,16) \cdot 1$$

$$\Rightarrow \boxed{n_{\text{S}} = 0,4 \text{ mol}}$$

3° de grammes de H et de grammes de S :

$$m_{\text{H}} = n_{\text{H}} \cdot M_{\text{H}} \Rightarrow m_{\text{H}} = 0,8 \cdot 1,08 \Rightarrow \boxed{m_{\text{H}} = 0,808 \text{ g}}$$

$$m_{\text{S}} = n_{\text{S}} \cdot M_{\text{S}} \Rightarrow m_{\text{S}} = 0,4 \cdot 32,06 \Rightarrow \boxed{m_{\text{S}} = 12,82 \text{ g}}$$

4° de molécules de H₂S :

$$N_{\text{H}_2\text{S}} = n_{\text{H}_2\text{S}} \cdot N_A \quad \Rightarrow \quad N_{\text{H}_2\text{S}} = 0,4 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$$

$$\Rightarrow \boxed{N_{\text{H}_2\text{S}} = 2,41 \cdot 10^{23} \text{ molécules de H}_2\text{S}}$$

5° d'atomes de H et d'atomes de S :

$$N_{\text{H}} = n_{\text{H}} \cdot N_A \quad \Rightarrow \quad N_{\text{H}} = 0,8 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$$

$$\Rightarrow \boxed{N_{\text{H}} = 4,82 \cdot 10^{23} \text{ atomes de H}}$$

$$N_{\text{S}} = n_{\text{S}} \cdot N_A \quad \Rightarrow \quad N_{\text{S}} = 0,4 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$$

$$\Rightarrow \boxed{N_{\text{S}} = 2,41 \cdot 10^{23} \text{ atomes de S}}$$

Exercice N°04

1. On mélange deux volumes différents de solutions dont la teneur respective en glucose vaut 7g/L.

Que devient la concentration massique de cette nouvelle solution ?

$$C_m = 14\text{g}/2\text{l} = 7\text{g/l} \quad (\text{R} : 7\text{g/L})$$

2. Comparer les masses de fructose contenues dans les solutions suivantes :

a) 100 mL d'une solution de concentration massique 0,1 g/L

b) 50 mL d'une solution de concentration massique 0,2 g/L.

$$\text{a) } m = C_m \times v = 0,1 \times 0,1 = 0,01 \text{ g}$$

$$\text{b) } m = C_m \times v = 0,2 \times 0,050 = 0,01\text{g}$$

(R : 0,01g dans les solutions 1 et 2)

3. On introduit 0,55g de sulfate de zinc (ZnSO₄) et on ajoute de l'eau jusqu'au trait de jauge d'un ballon de 50 ml. Quelle est la concentration massique de la solution ainsi préparée ?

$$C_m = m : v = 0,55 : 0,050 = 11\text{g/l} \quad (\text{R} : 11\text{g/L})$$

4. Calculer la concentration massique d'une solution de permanganate de potassium (KMnO₄) sachant qu'on a préparé 3 L de cette solution par dissolution de 9,48g de soluté dans l'eau.

$$C_m = m : v = 9,48 : 3 = 3,16 \text{ g/l} \quad (\text{R} : 3,16\text{g/L})$$

5. On désire préparer 250 mL d'une solution de KBr 85 g/L. Quelle masse de KBr solide doit-on peser ?

$$m = C_m \times v = 85 \times 0,250 = 21,25 \text{ g} \quad (\text{R} : 21,25\text{g})$$

6. Comment préparer 100 mL d'une solution de NaOH 0,2 M

a) à partir du soluté solide ?

$$C_M = C_m / M = m / (M \cdot V) \Rightarrow m = C_M \cdot M \cdot V \quad (0,8\text{g}/100\text{mL})$$

b) à partir d'une solution 0,5 molaire en NaOH ?

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2 \Rightarrow V_1 = (C_2 \cdot V_2) / C_1 \quad \text{prélever 40 mL de la solution de NaOH}$$

Chapitre II. Principaux constituants

1.1 Introduction :

L'étude expérimentale des réactions chimiques fut la première méthode d'investigation des propriétés des éléments. Des expériences simples telles que la mesure des poids des éléments qui se combinent les uns aux autres ont conduit à cette notion physique fondamentale qu'est l'atome. Depuis le début du XIXe siècle, le développement de la technologie a permis l'étude des particules élémentaires constitutives des atomes et des molécules. Ces entités ont pu être isolées et l'action de forces extérieures a permis de mettre en évidence leurs propriétés et leur structure. C'est la découverte des rayons X par Rontgen en 1895 puis la radioactivité par Henri Becquerel en 1896 et Pierre Marie Curie à partir de 1896 qui a permis de comprendre la structure des atomes

1.2. Expérience de Faraday : relation entre la matière et l'électricité,

Cette expérience, menée par Michael Faraday, a montré comment l'eau peut être décomposée en hydrogène et en oxygène par l'application d'un courant électrique à travers une solution d'eau. Faraday a établi des lois empiriques qui quantifient la relation entre la quantité de courant électrique utilisée et la quantité de produits obtenus (hydrogène et oxygène).

Faraday, établit en 1833 les lois de l'électrolyse, qui voulaient que dans une solution d'eau avec une solution de sel, chaque atome ou chaque fragment moléculaire ait une charge électrique fixe Il en résulte deux lois :

Décomposition de l'eau : Faraday a découvert que lorsqu'un courant électrique est appliqué à une solution d'eau (H_2O), des bulles de gaz se forment aux électrodes. Ces bulles contiennent de l'hydrogène (H_2) à l'électrode négative (cathode) et de l'oxygène (O_2) à l'électrode positive (anode).

Quantification de la réaction : Faraday a établi une relation entre la quantité de gaz produite et la quantité de courant électrique passant à travers la solution. Il a formulé les lois de l'électrolyse, qui décrivent comment la masse des substances libérées lors de l'électrolyse est proportionnelle à la quantité d'électricité (courant électrique multiplié par le temps) qui a traversé la solution.

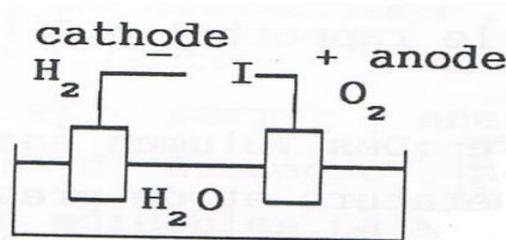
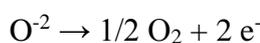


Figure II-1 : Expérience de Faraday – Electrolyse de l'eau

Exemple : l'électrolyse d'eau : $H_2O \rightarrow H_2 + 1/2 O_2$

À l'anode (+) :



À la cathode (-) :



Quand $2N$ électrons traversent le circuit, N molécules d'hydrogène se dégagent. N e- constituent 1 mole d'électrons et la quantité équivalente d'électricité est de 96500 coulombs.

2. Mise en évidence des constituants de la matière et donc de l'atome et, quelques propriétés physiques (masse et charge)

Bien que l'expérience de Faraday sur l'électrolyse ait été fondamentale pour comprendre la décomposition chimique par l'électricité, elle n'a pas directement contribué à la découverte de l'électron. Cependant, les principes fondamentaux de l'électrochimie et de l'électrolyse qu'il a établis ont jeté les bases pour la compréhension ultérieure des interactions entre l'électricité et la matière, ce qui a été crucial pour le développement des théories ultérieures sur les particules subatomiques comme les électrons.

2.1. Mise en évidence de l'Electron :

2.1.1 Expérience de Crooks (1879) et caractéristiques des rayonnements cathodiques :

L'expérience de Crookes, menée par Sir William Crookes en 1879, est une expérience célèbre en physique qui a contribué à la compréhension des rayons cathodiques et a ouvert la voie à la découverte de l'électron.

À la fin du 19^e siècle, les scientifiques étaient curieux des effets des courants électriques à travers le vide. Crookes a construit un tube cathodique, un dispositif scellé contenant deux électrodes à l'intérieur d'un vide partiel.

Il a appliqué un courant électrique entre les deux électrodes à l'intérieur du tube cathodique. Lorsque le courant passe, il observe un faisceau de lumière se déplaçant de l'électrode négative (cathode) vers l'électrode positive (anode), même en l'absence d'air ou de gaz dans le tube (donc dans le vide partiel). Ce faisceau de lumière a été nommé "rayons cathodiques". Ces rayons cathodiques sont en réalité des électrons émis par la cathode et se déplaçant vers l'anode.

Le tube de Crookes se compose principalement des éléments suivants (fig. II.2) :

- Cathode : Une électrode à l'une des extrémités du tube, à travers laquelle un courant électrique est appliqué. Cette électrode est l'endroit d'où émergent les rayons cathodiques.
- Anode : L'électrode opposée à la cathode, vers laquelle les rayons cathodiques se dirigent à l'intérieur du tube.
- Tube en verre : Le corps principal du tube est généralement en verre transparent pour permettre l'observation des phénomènes à l'intérieur.
- Dispositif de pompage : Un système de pompage est attaché au tube pour créer un vide partiel à l'intérieur du tube, essentiel pour la création et l'observation des rayons cathodiques.

- Support et connexions : Le tube est monté sur un support qui permet de le maintenir en place et de le connecter à une source d'alimentation électrique.

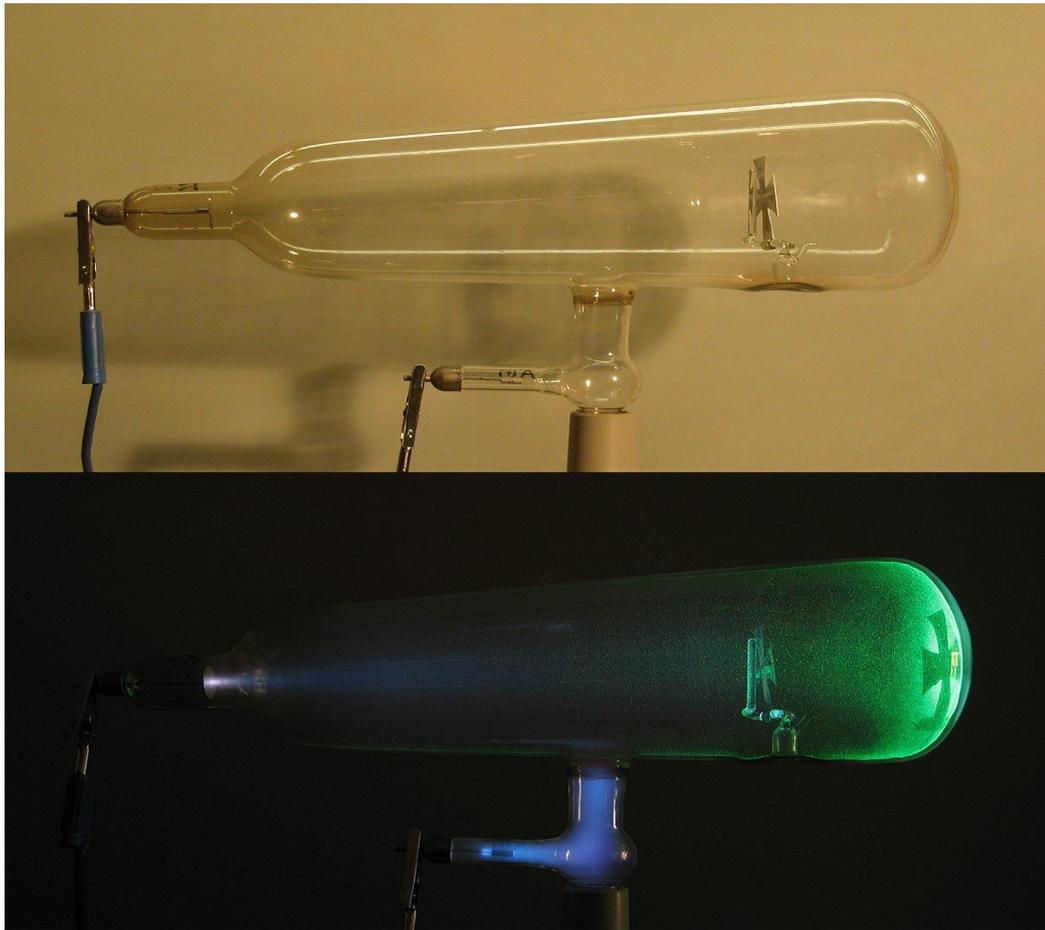


Figure II.2 : Tube de Crookes

2.1.2 Expérience de Joseph John Thomson (1895) : Détermination du rapport e/m

L'expérience de Crookes a montré que les rayons cathodiques étaient constitués de particules chargées négativement, qui ont été plus tard identifiées comme des électrons par J.J. Thomson en 1897.

Thomson a amélioré et raffiné l'expérience du tube cathodique de Crookes. Il a utilisé un tube cathodique muni d'un canon perforé à l'anode, permettant de contrôler et de mesurer les rayons cathodiques avec précision.

À travers ses expériences, Thomson a observé que les rayons cathodiques pouvaient être déviés par des champs électriques et magnétiques, ce qui indiquait qu'ils étaient composés de particules chargées. En 1897, Thomson a mesuré le rapport charge sur masse des particules constituant les rayons cathodiques, concluant qu'elles étaient beaucoup plus légères que les atomes connus à l'époque. Il a donc proposé que ces particules soient des électrons, les premières particules subatomiques découvertes.

La découverte de l'électron par Thomson a bouleversé la compréhension de la matière. Elle a ouvert la voie à de nouvelles théories sur la structure de l'atome et aux développements ultérieurs de la physique des particules.

Thomson a mesuré le rapport charge sur masse des électrons et a confirmé leur existence en tant que particules fondamentales. La valeur de ce rapport ne dépend pas du matériau de la cathode ni du gaz résiduel dans le tube cathodique, elle est égale à :

$$|e|/m = 1,759 \cdot 10^{11} \text{ Coulombs/Kg}$$

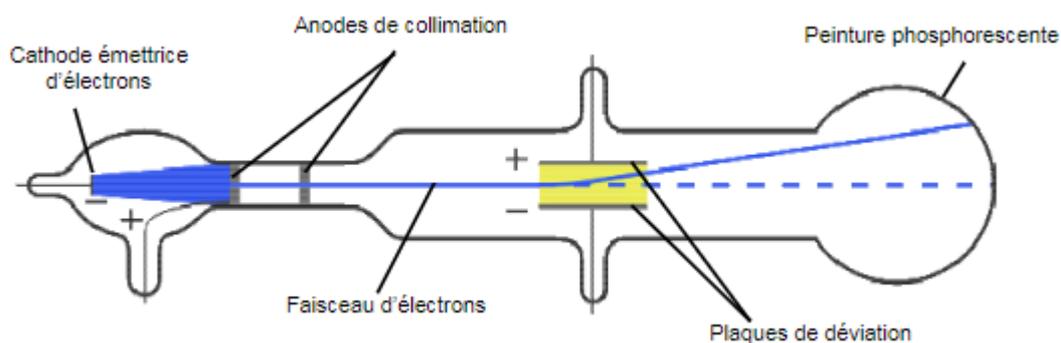


Figure II.3 : Tube utilisé par Thomson

2.1.3 Expérience de Millikan (1908) : Détermination de la charge $|e|$ de l'électron et déduction de sa masse

L'expérience de Millikan souvent appelée l'expérience de la goutte d'huile, est une étape clé dans l'histoire de la physique moderne, notamment pour déterminer la charge élémentaire de l'électron. Millikan a utilisé un dispositif expérimental sophistiqué qui impliquait une chambre à gouttelettes, où de petites gouttes d'huile étaient suspendues et observées à travers un microscope. Les gouttelettes d'huile étaient ionisées (chargées électriquement) par des rayons X, ce qui leur permettait de devenir de petites particules chargées dans la chambre à vide.

En appliquant un champ électrique uniforme dans la chambre, Millikan a mesuré la vitesse à laquelle les gouttes d'huile tombaient sous l'influence de la gravité. En ajustant le champ électrique, il pouvait neutraliser la gravité et maintenir les gouttelettes en suspension, ce qui lui permettait de mesurer avec précision leur vitesse de chute.

En observant le comportement des gouttelettes sous différents champs électriques, Millikan a pu calculer la charge électrique sur chaque gouttelette. En comparant ces mesures avec la masse des gouttelettes, il a déterminé que la charge portée par chaque gouttelette était toujours un multiple de la charge élémentaire, e (la charge de l'électron).

Il a conclu que la charge élémentaire e était d'environ 1.602×10^{-19} coulombs, une valeur proche de celle que nous utilisons encore aujourd'hui.

Millikan a également pu déterminer la masse de l'électron à l'aide des résultats de l'expérience de Thompson $m = 9,109 \times 10^{-31} \text{kg}$.

2.2 Découverte du proton (Expérience de Goldstein : mise en évidence de la charge positive du noyau)

Il a utilisé des tubes similaires à ceux de Crookes mais avec une configuration modifiée. Dans ces tubes, il a observé que lorsque le courant électrique circulait, des rayons supplémentaires, appelés rayons anodiques, étaient émis à partir de l'anode. Ces rayons anodiques étaient composés de particules chargées positivement. Ils étaient moins déviés par les champs magnétiques que les rayons cathodiques, indiquant une charge positive plus élevée par rapport aux électrons des rayons cathodiques. Ce sont les protons.

2.3 Découverte du neutron (Expérience de Chadwick).

James Chadwick travaillait avec Ernest Rutherford. Ils étaient intéressés par la nature des particules qui composent le noyau atomique, en particulier après les découvertes précédentes sur les protons et les électrons.

Chadwick a utilisé des particules alpha (noyaux d'hélium) émises par une source radioactive pour bombarder divers matériaux, notamment le béryllium et le paraffine (hydrocarbure). Il a observé la réaction des noyaux des atomes cibles et a analysé les particules émises lors de ces collisions.

Découverte du neutron : En analysant les résultats de ses expériences, Chadwick a observé que le béryllium, en particulier, émettait des particules neutres de masse similaire à celle des protons.

Ces particules neutres pouvaient pénétrer plus profondément dans les détecteurs que les particules alpha, indiquant qu'elles n'étaient pas chargées électriquement.

Chadwick a conclu que ces particules neutres étaient de nouvelles particules subatomiques qu'il a nommées neutrons. Les neutrons ont une masse légèrement supérieure à celle des protons et jouent un rôle essentiel dans la stabilité des noyaux atomiques en formant des liaisons avec les protons via l'interaction nucléaire forte. La masse du neutron est 1838 fois supérieure à celle de l'électron $m_n = 1,6747 \cdot 10^{-27} \text{Kg} = 1,00866 \text{u}$

3. Modèle planétaire de Rutherford,

3.1 Expérience de Rutherford (1911-1919)

Rutherford a mené entre 1911 et 1919 une série d'expériences cruciales qui ont transformé notre compréhension de la structure de l'atome.

Rutherford et ses collaborateurs, Hans Geiger et Ernest Marsden, ont réalisé une expérience célèbre impliquant la diffusion d'un faisceau de particules alpha (noyaux d'hélium) à travers une fine feuille de métal, principalement de l'or. Ils s'attendaient à ce que les particules alpha traversent la feuille d'or avec peu ou pas de déviation significative, en accord avec le modèle atomique de l'époque qui postulait que les charges positives et négatives étaient réparties de manière uniforme dans l'atome.

Cependant, ils ont observé que certaines particules alpha étaient fortement déviées et même renvoyées dans la direction d'origine.

Interprétation : Rutherford a interprété ces résultats surprenants comme indiquant que la majorité de la masse et de la charge positive de l'atome sont concentrées dans un noyau central très petit, tandis que la plupart de l'atome est constituée de vide, avec des électrons en orbite autour du noyau.

En 1914, Rutherford établit que l'ion hydrogène est un atome d'hydrogène privé de son électron et l'appela plus tard le proton.

En 1919, il effectue la première réaction nucléaire artificielle en bombardant l'atome d'azote par des particules alpha. L'azote se transforme en oxygène en émet un proton.

La masse du rapport q/m de cette particule, a permis de dégager les caractéristiques suivantes : $q(p) = 1.602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ et $m_p = 1.6724 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ (1,007276470 u) La masse du proton est égale à 1836 fois la masse de l'électron.

3.2 Modèle atomique :

Ces découvertes ont conduit à la formulation du modèle atomique de Rutherford, parfois appelé modèle planétaire de l'atome. Avec ces trois particules fondamentales : électron, proton et neutron on peut construire le modèle de l'atome.

Dans ce modèle l'atome est constitué d'un noyau chargé positivement dans lequel est concentré presque toute sa masse, il contient des neutrons en nombre N et des protons en nombre Z , sa charge totale vaut : $+Ze$ le nombre Z est appelé numéro atomique, et la somme $Z+N = A$ est le nombre de masse de l'atome. Alors que les électrons gravitent autour du noyau formant ainsi un nuage électrique. Un atome contient un noyau situé en son centre, et des électrons qui tournent autour.

Le noyau contient des nucléons (protons+ neutrons).

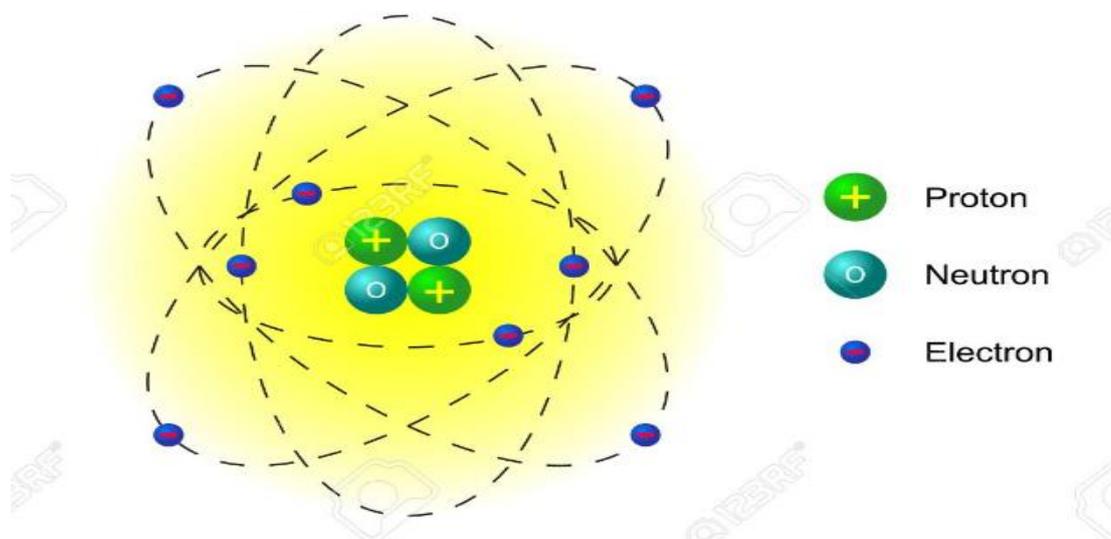


Figure II.4 : Modèle planétaire de Rutherford
Tableau récapitulatif des constituants de l'atome

| | Proton | Neutron | Electron |
|-------------------------|-----------------------------|----------------------------|-----------------------------|
| Charge (Coulomb) | $+1,6021892 \cdot 10^{-19}$ | 0 | $-1,6021892 \cdot 10^{-19}$ |
| Masse (kg) | $1,6726485 \cdot 10^{-27}$ | $1,6749543 \cdot 10^{-27}$ | $9,109534 \cdot 10^{-31}$ |
| Masse (u.m.a.) | 1,007276 | 1,008665 | 0,000549 |

4. Présentation et caractéristiques de l'atome

La matière est formée à partir de grains élémentaires appelée les atomes, il existe 116 atomes ou éléments qui ont été découverts et chacun d'eux est désigné par son nom et son symbole.

➤ Symbole,

A chaque élément chimique 'X', nous associons un symbole. Il s'écrit en majuscule, exemple : hydrogène 'H', oxygène 'O' et carbone 'C' ..., ou suivie d'une minuscule, exemple : chlore 'Cl', calcium 'Ca', cuivre 'Cu' ...

➤ Numéro atomique « **Z** », indique le nombre de protons

➤ Nombre de neutron « **n** »

➤ Nombre de masse « **A** », avec $A = Z + n$. Un tel atome aura un noyau de charge $+Zq$.

➤ Nombre d'électron « **e** » est égale nombre de proton.

Remarque

Si l'élément est ionisé (chargé), le nombre d'électron est différent du nombre de proton.

- Si l'élément est un anion (charge négative) : nous devons additionner le nombre de charge au nombre de proton.
- Si l'élément est un cation (charge positive) : nous devons soustraire le nombre de charge au nombre de proton.

Un nucléide caractérise l'ensemble des atomes dont le noyau contient le même nombre de protons et le même nombre de neutrons. Ainsi un nucléide de symbole chimique X sera représenté par la formule



| Eléments | A | Z = P | e ⁻ | n |
|------------------------------|----|-------|----------------|----|
| ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ | 35 | 17 | 17 | 18 |
| ${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$ | 35 | 17 | 18 | 18 |
| ${}^{27}_{13}\text{Al}$ | 27 | 13 | 13 | 14 |
| ${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$ | 27 | 13 | 10 | 14 |

5. Isotopie et abondance relative des différents isotopes,

5-1 Les isotopes.

Les isotopes sont des variantes d'un même élément chimique qui ont le même nombre de protons mais un nombre différent de neutrons dans leur noyau. Cela signifie qu'ils ont le même numéro atomique mais des masses atomiques différentes. Les isotopes d'un élément partagent les mêmes propriétés chimiques, mais ils peuvent avoir des propriétés physiques différentes, notamment en ce qui concerne leur stabilité nucléaire.

Par exemple, le carbone a plusieurs isotopes, dont les plus connus sont ${}^{12}_6\text{C}$; ${}^{13}_6\text{C}$; ${}^{14}_6\text{C}$ le carbone (${}^{12}\text{C}$) et le carbone (${}^{13}\text{C}$) sont stables tandis que et le carbone (${}^{14}\text{C}$) est radioactif et se désintègre au fil du temps, ce qui le rend utile pour la datation radiométrique.

Certains de ces isotopes se rencontrent dans la nature, c'est le cas pour l'hydrogène ou l'uranium, on les appelle des **isotopes naturels**. D'autres sont le résultat de l'activité humaine. Ils sont produits par des réactions nucléaires contrôlées (réacteurs nucléaires) ou explosives (bombe nucléaire). On les appelle des **isotopes artificiels**.

Remarque :

Il existe d'autres nucléides qui sont appelés des isotones ou bien isobares qui sont différents des isotopes (tableau ci-dessous).

➤ Isotones

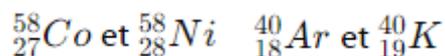
Les isotones sont des noyaux atomiques qui ont le même nombre de neutrons mais des nombres de protons différents. Contrairement aux isotopes, qui ont le même nombre de protons, les isotones partagent une caractéristique liée aux neutrons. Les propriétés chimiques des isotones peuvent être très différentes en raison de leurs différents nombres de protons, mais leurs propriétés nucléaires peuvent présenter des similitudes. Exemple :



➤ Isobares

Les isobares sont des noyaux atomiques qui ont le même nombre de nucléons (protons + neutrons) mais des nombres de protons différents. Cela signifie que les isobares ont la même masse atomique, mais ils appartiennent à des éléments chimiques différents. Les propriétés chimiques des isobares diffèrent en raison de leurs différents nombres de protons, mais leur masse atomique est identique.

Ce sont des éléments différents qui ont le même nombre de nucléons c'est-à-dire le même nombre de masse A. Exemple :



5.2 L'abondance naturelle des isotopes (AN)

L'abondance naturelle des isotopes se réfère à la proportion relative des différents isotopes d'un élément chimique tel qu'on les trouve dans la nature. Cette abondance varie d'un élément à l'autre et peut être influencée par des processus géologiques, chimiques et biologiques.

Exemple d'abondance naturelle des isotopes :

Hydrogène :

- Protium (${}^1\text{H}$) : > 99,98%
- Deutérium (${}^2\text{H}$) : ~ 0,02%
- Tritium (${}^3\text{H}$) : extrêmement rare (traces, radioactif)

Voici quelques points clés sur l'abondance naturelle des isotopes :

Stabilité : Les isotopes stables ont souvent une abondance naturelle plus élevée par rapport aux isotopes radioactifs, qui se désintègrent au fil du temps.

Poids atomique : Le poids atomique d'un élément tel qu'il est indiqué dans le tableau périodique est une moyenne pondérée des masses de ses isotopes naturels, en tenant compte de leur abondance relative.

On va pouvoir définir pour chaque élément une masse atomique ou molaire moyenne qui tiendra compte de sa composition comme suit :

Masse atomique de l'élément :

$$m_a = (\sum \alpha_i \times m_i) / (\sum \alpha_i)$$

α_i : abondance isotopique ou pourcentage

m_i : masse atomique des isotopes

Masse Molaire de l'élément :

$$M = \sum X_i M_i \quad \text{avec } \sum X_i = 1$$

X_i désignant l'abondance naturelle de l'isotope i

M_i : masse molaire de l'isotope i

5.3 Importance de l'abondance naturelle des isotopes :

Datation : Les isotopes radioactifs avec une abondance connue, comme le carbone-14, sont utilisés pour dater des objets anciens (datation radiométrique).

Analyse environnementale : Les ratios isotopiques peuvent fournir des informations sur les processus environnementaux et climatiques passés.

Médecine : Les isotopes stables et radioactifs ont des applications en diagnostic médical et en traitement.

Recherche scientifique : L'étude des abondances isotopiques aide à comprendre les origines des éléments et les processus nucléaires dans les étoiles.

L'abondance naturelle des isotopes est un facteur clé dans de nombreuses applications scientifiques et technologiques, reliant la chimie, la physique, la géologie et la biologie.

6. Séparation des isotopes

La séparation des isotopes est un processus utilisé pour enrichir un certain isotope d'un élément à partir de ses isotopes naturels. Cela peut être nécessaire pour diverses applications scientifiques, industrielles et médicales.

La séparation des isotopes qui est basée sur leurs différences de masses a été toujours un problème de la plus grande importance surtout pour les éléments plus lourds comme $^{235}_{92}\text{U}$ et $^{238}_{92}\text{U}$ car la variation relative de masse est très faible. Pour les éléments légers comme ^1_1H et ^2_1H par exemple, la variation relative de masse est importante. Leur séparation est alors relativement facile.

Dans ces conditions la séparation est extrêmement difficile et surtout très coûteuse en énergie et on se contente le plus souvent d'un enrichissement isotopique

Voici quelques méthodes couramment utilisées pour séparer les isotopes :

- Diffusion gazeuse

Cette méthode repose sur la différence de vitesse de diffusion des isotopes sous forme gazeuse. Les molécules contenant l'isotope plus léger diffusent plus rapidement à travers une membrane poreuse que celles contenant l'isotope plus lourd.

- Centrifugation gazeuse

Dans cette méthode, un gaz contenant les isotopes est introduit dans une centrifugeuse à haute vitesse. Les molécules plus lourdes (avec l'isotope plus lourd) sont poussées vers l'extérieur, tandis que les molécules plus légères restent plus près du centre.

- Échange chimique

Cette méthode exploite les légères différences de réactivité chimique entre les isotopes. Par exemple, dans les réactions chimiques, les isotopes plus légers peuvent réagir légèrement plus rapidement que les isotopes plus lourds, permettant leur séparation.

- Distillation cryogénique

Utilisée pour séparer les isotopes de l'hydrogène, cette méthode repose sur la différence de points d'ébullition entre les isotopes. Par exemple, le deutérium (^2H) a un point d'ébullition légèrement plus élevé que le protium (^1H).

- Séparation par laser

Cette technique utilise des lasers pour exciter sélectivement un isotope particulier, qui peut ensuite être ionisé et séparé par des champs électriques ou magnétiques. Il existe plusieurs variantes de cette méthode, telles que la séparation isotopique par laser atomique (AVLIS) et la séparation isotopique par laser moléculaire (MLIS).

- Chromatographie

Les isotopes peuvent être séparés en utilisant des techniques chromatographiques basées sur de légères différences de comportement entre les isotopes lorsqu'ils passent à travers une colonne chromatographique.

- Électromagnétique (Spectrométrie de masse)

Les ions d'un élément sont accélérés et déviés par un champ magnétique. Les ions avec des masses différentes (et donc des isotopes différents) sont déviés à des degrés différents, permettant leur séparation.

6.1 Spectrométrie de masse : spectrographe de Bainbridge et détermination de la masse atomique et de la masse moyenne d'un atome

Le spectrographe de Bainbridge permet des mesures précises des masses des isotopes, ce qui est essentiel pour les études de la composition isotopique des éléments.

Le spectrographe de Bainbridge est un appareil utilisé pour mesurer les masses des ions et séparer les isotopes d'un élément chimique en utilisant un champ magnétique et un champ électrique. Il a été inventé par Kenneth T. Bainbridge en 1933 et est une variante améliorée du spectromètre de masse, permettant des mesures plus précises des masses isotopiques.

➤ Principe de fonctionnement du spectrographe de Bainbridge

Le spectrographe de Bainbridge utilise la combinaison de champs électriques et magnétiques pour dévier les ions et séparer les isotopes en fonction de leur rapport masse/charge (m/z). Voici les étapes principales du fonctionnement :

- Ionisation : Les atomes ou molécules de l'échantillon sont ionisés pour produire des ions. Cette ionisation peut être effectuée par divers moyens, tels que l'impact électronique ou l'ionisation chimique.
- Accélération : Les ions produits sont accélérés par un champ électrique. La vitesse des ions dépend de leur rapport masse/charge.

- Déviation par champ magnétique : Les ions accélérés entrent dans un champ magnétique perpendiculaire à leur direction de déplacement. Le champ magnétique exerce une force perpendiculaire à la trajectoire des ions, les faisant dévier dans une trajectoire circulaire. Le rayon de courbure de cette trajectoire dépend du rapport masse/charge des ions selon la relation :

$$r = mv/qB$$

Où

r est le rayon de courbure,

m est la masse de l'ion,

v est sa vitesse,

q est la charge de l'ion,

B est l'intensité du champ magnétique.

- Fente de détection : Une fente placée à une certaine distance permet de sélectionner les ions ayant un rayon de courbure spécifique. Seuls les ions avec un rapport masse/charge particulier passeront à travers la fente.

- Détection et enregistrement : Les ions qui passent la fente sont détectés, et leur abondance est enregistrée. En ajustant les conditions expérimentales, il est possible de scanner différents rapports masse/charge et de déterminer les masses isotopiques.

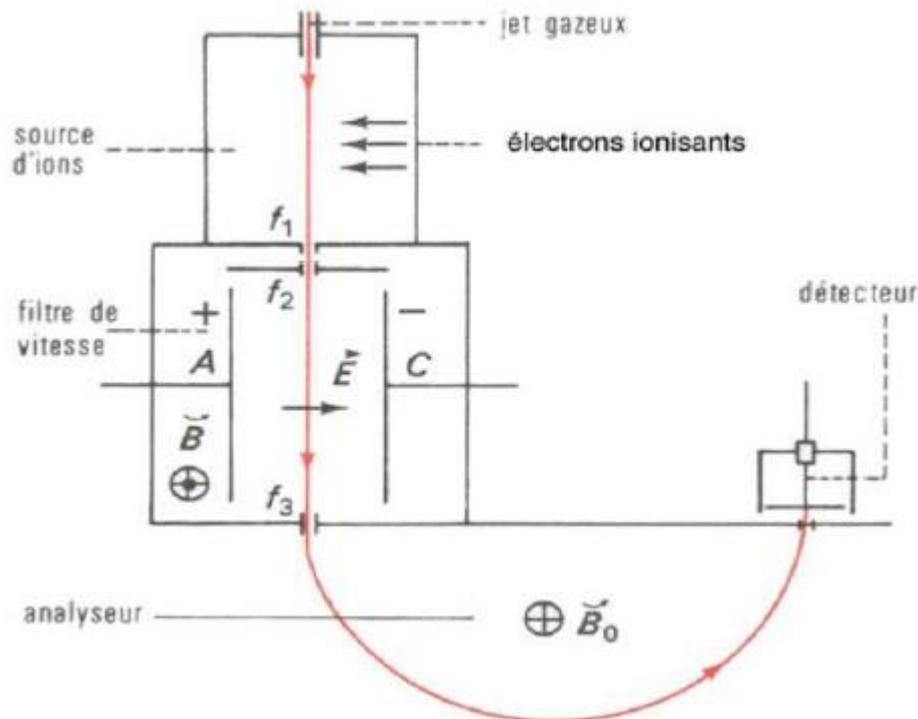


Figure II.5 Schéma de principe du spectromètre de Bainbridge

7. Energie de liaison et de cohésion des noyaux, Stabilité des noyaux.

7.1 Energie de liaison d'un noyau

L'énergie de liaison d'un noyau est l'énergie nécessaire à la formation d'un noyau quelconque à partir de ses constituants individuels (protons et neutrons). Cette énergie est aussi une mesure de la stabilité du noyau : plus l'énergie de liaison est élevée, plus le noyau est stable.

L'énergie de liaison provient des interactions fortes entre les nucléons (protons et neutrons) dans le noyau. Ces interactions sont responsables de la cohésion du noyau, malgré la répulsion électrostatique entre les protons chargés positivement.

➤ Calcul de l'énergie de liaison

L'énergie de liaison (E_l) peut être calculée en utilisant le défaut de masse (Δm) du noyau, qui est la différence entre la masse des nucléons séparés et la masse du noyau.

La formule est :

$$E_l = \Delta m \cdot C^2$$

Où :

- Δm est le défaut de masse, exprimé en kg.
- C est la vitesse de la lumière, soit 3×10^8 m/s.

Le défaut de masse (Δm) est donné par :

$$\Delta m = Zm_p + Nm_n - m_{\text{noyau}}$$

Où :

- Z est le nombre de protons.
- N est le nombre de neutrons.
- m_p : est la masse d'un proton.
- m_n est la masse d'un neutron.
- m_{noyau} est la masse du noyau.

6.2 Energie de cohésion

Energie de cohésion est l'énergie nécessaire à la destruction d'un noyau. Cette énergie est négative et on peut écrire : $E_l = -E_c$

E_l est l'énergie de liaison

E_c est l'énergie de cohésion

8. Stabilité des noyaux

8.1 Détermination de l'énergie de cohésion par nucléon : courbe d'Aston

Cette courbe a été développée par Francis William Aston, un chimiste et physicien britannique, qui a reçu le prix Nobel de chimie en 1922 pour ses travaux sur les isotopes et les spectromètres de masse.

La courbe d'Aston permet de comparer la stabilité de différents noyaux atomiques. La courbe d'Aston, également connue sous le nom de courbe des énergies de cohésion par nucléon, est un graphique qui montre l'énergie de cohésion par nucléon (en MeV) en fonction du nombre de masse (A) des isotopes.

La courbe d'Aston révèle plusieurs caractéristiques importantes concernant la stabilité des noyaux atomiques :

- Énergie de liaison par nucléon : C'est une mesure de la stabilité d'un noyau. Plus l'énergie de liaison par nucléon est élevée, plus le noyau est stable.
- Noyaux légers ($A < 20$) : comme ceux de l'hydrogène et de l'hélium ; ces noyaux ont des énergies de liaison par nucléon relativement faibles. Lorsqu'ils fusionnent pour former des noyaux plus lourds, l'énergie de liaison par nucléon augmente, libérant de l'énergie. C'est le principe de la fusion nucléaire, qui alimente les étoiles.
- Noyaux intermédiaires ($20 < A < 60$) : Les noyaux dans cette gamme de masse (par exemple, ^{56}Fe) ont les énergies de liaison par nucléon les plus élevées, ce qui signifie qu'ils sont les plus stables.
- Noyaux lourds ($A > 60$) : comme ceux de l'uranium (^{235}U) et du plutonium (^{239}Pu) Ces noyaux ont des énergies de liaison par nucléon plus faibles que les noyaux intermédiaires. Lorsqu'ils se divisent en noyaux plus légers (fission), l'énergie de liaison par nucléon des produits de fission est plus élevée, libérant de l'énergie.

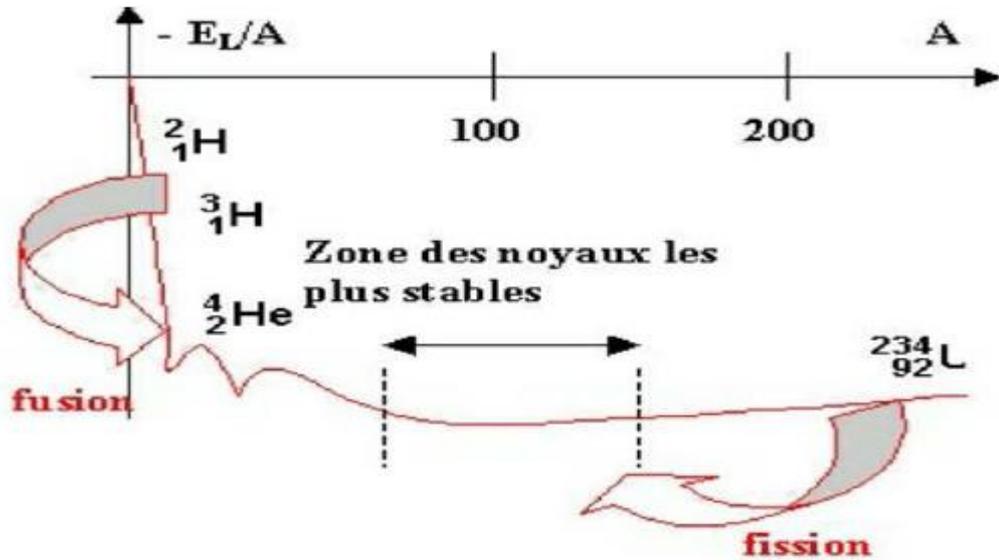


Figure II.6. Courbe d'Aston

8.2 Stabilité et nombre de nucléons : courbe nombre de neutrons = f (Z : nombre de protons)

Le diagramme de stabilité neutron en fonction du nombre de proton, parfois appelé carte nucléaire ou carte d'isotopes, est un graphique qui montre la stabilité des noyaux atomiques en fonction de leur composition en protons (Z) et en neutrons (N). Ce diagramme est crucial pour comprendre la structure et la stabilité des noyaux atomiques, ainsi que pour prédire les isotopes qui existent naturellement et ceux qui peuvent être synthétisés en laboratoire.

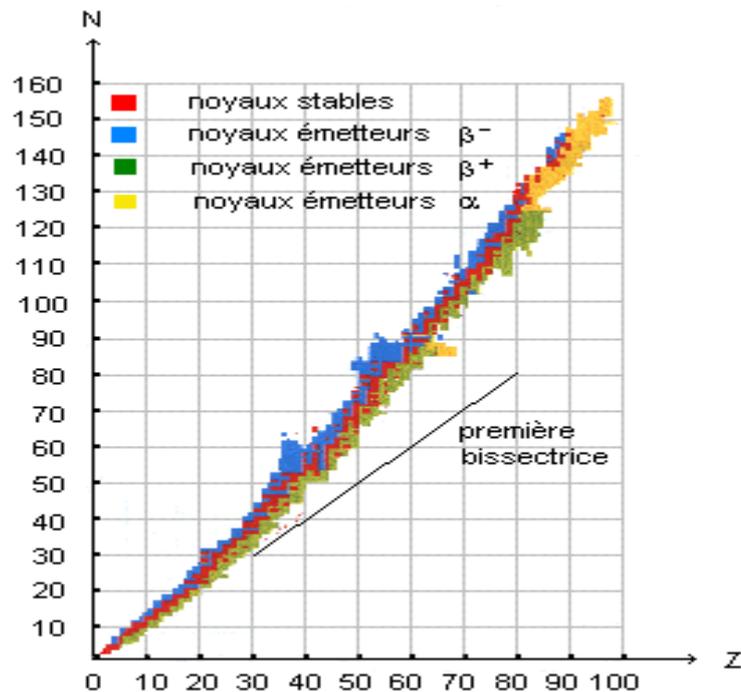


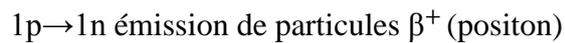
Figure II-7 : Diagramme de stabilité neutron en fonction du nombre de proton $N = f(Z)$

Ce diagramme peut être résumé comme suite :

- **Zone de stabilité :** Au centre du diagramme se trouve la ligne de stabilité, où les noyaux ont une stabilité maximale. Cette ligne correspond aux noyaux où le nombre de protons et de neutrons est équilibré pour maximiser l'énergie de liaison par nucléon.
- À gauche de la zone de stabilité se trouvent les noyaux riches en protons (Z élevé), tandis qu'à droite se trouvent les noyaux riches en neutrons (N élevé), ces noyaux peuvent être plus instables et sujets à divers processus de désintégration nucléaire.

- Noyaux instables par excès de protons

Réaction nucléaire interne :



- Noyaux instables par excès de neutrons

Réaction nucléaire interne :



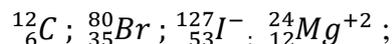
- Noyaux lourds $A > 140$

Excès de nombre de neutron N et de masse Z fission spontanée avec émission de particule α (noyau d'hélium He)

Exercices Chapitre II

Exercice N° 1 :

1. Quel est le nombre de masse et le numéro atomique des atomes suivants :



2. Donner le nombre de protons, de neutrons et d'électrons pour chaque atome.

Corrigé

Composition des éléments chimiques :

| élément | Nombre de masse (A) | Numéro atomique (Z) | Nombre de protons (P) | Nombre d'électron(é) | Nombre de neutrons(n) |
|------------------------------|---------------------|---------------------|-----------------------|----------------------|-----------------------|
| ${}^{12}_6\text{C}$ | 12 | 6 | 6 | 6 | 6 |
| ${}^{80}_{35}\text{Br}$ | 80 | 35 | 35 | 35 | 45 |
| ${}^{127}_{53}\text{I}^-$ | 127 | 53 | 35 | 54 | 74 |
| ${}^{24}_{12}\text{Mg}^{+2}$ | 24 | 12 | 12 | 10 | 12 |

Exercice N°2 :

L'élément magnésium Mg (Z=12) existe sous forme de trois isotopes de nombre de masse 24 (${}^{24}\text{Mg}$), 25 (${}^{25}\text{Mg}$) et 26 (${}^{26}\text{Mg}$). Le pourcentage (l'abondance naturelle) de chaque isotope de magnésium naturel est : 10,1% pour ${}^{25}\text{Mg}$ et 11,3% pour ${}^{26}\text{Mg}$.

1. Donner la composition du noyau de chacun de ces trois isotopes.
2. Calculer la masse molaire atomique de magnésium naturel.

Corrigé :

1-la composition du noyau de chacun de ces trois isotopes

| élément | Nombre de masse (A) | Numéro atomique (Z) | Nombre de protons (P) | Nombre de neutrons(n) |
|-------------------------|---------------------|---------------------|-----------------------|-----------------------|
| ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ | 24 | 12 | 12 | 12 |
| ${}^{25}_{12}\text{Mg}$ | 25 | 12 | 12 | 13 |
| ${}^{26}_{12}\text{Mg}$ | 26 | 12 | 12 | 14 |

2-la masse molaire atomique de magnésium naturel

$$M(\text{Mg}) = \sum X_i M_i \quad \text{avec} \quad \sum X_i = 1$$

$$X({}^{25}\text{Mg}) = 10,1\% \quad \& \quad X({}^{26}\text{Mg}) = 11,3\%$$

$$\text{Avec} \quad \sum X_i = 1 \Rightarrow X({}^{24}\text{Mg}) = 1 - [X({}^{25}\text{Mg}) + X({}^{26}\text{Mg})] = 0,786 = (78,6\%)$$

$$M(\text{Mg}) = X({}^{24}\text{Mg}) \cdot M({}^{24}\text{Mg}) + X({}^{25}\text{Mg}) \cdot M({}^{25}\text{Mg}) + X({}^{26}\text{Mg}) \cdot M({}^{26}\text{Mg}) = 24,3 \text{ g/mol}$$

Exercice N° 3 :

Le silicium Si, de numéro atomique $Z=14$, existe sous 3 formes isotopes naturelles.

| Nombre de masse (A) | Masse atomique | Abondance naturel (%) |
|---------------------|----------------|-----------------------|
| 28 | 27.977 | 92.23 |
| 29 | 28.976 | |
| 30 | 29.974 | |

1. Donner la constitution des 3 isotopes.

2. Sachant que la masse atomique du silicium naturel est de 28,085 ; compléter le tableau.

Corrigé :

1. La composition du noyau de chacun de ces trois isotopes

| élément | Nombre de masse (A) | Numéro atomique (Z) | Nombre de protons (P) | Nombre de neutrons(n) |
|-------------------------|---------------------|---------------------|-----------------------|-----------------------|
| ${}_{14}^{28}\text{Si}$ | 28 | 14 | 14 | 14 |
| ${}_{14}^{29}\text{Si}$ | 29 | 14 | 14 | 15 |
| ${}_{14}^{30}\text{Si}$ | 30 | 14 | 14 | 16 |

2. La masse atomique du silicium naturel est de 28,085 :

$$M = (A_1 \times X_1 + A_2 \times X_2 + A_3 \times X_3) / (X_1 + X_2 + X_3) ; X_1 + X_2 + X_3 = 100\%$$

$$M = (28 \times 92,23 + 29 \times X_2 + 30 \times X_3) / 100$$

$$M = 28,085 \text{ g/mole} ; 92,23 + X_2 + X_3 = 100\%$$

$$X_2 = 4,67\% \quad X_3 = 3,10\%$$

Exercice N°4 :

1) Exprimer en MeV l'équivalent énergétique de l'unité de masse atomique (uma).

Données : $1 \text{ uma} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; $1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV}$; $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

2) Calculer le défaut de masse correspondant à la formation du noyau d'hélium et l'énergie correspondante (appelée énergie de cohésion du noyau) sachant que la masse atomique relative de l'hélium ${}^4_2\text{He}$ est de 4,0026 uma.

On donne : $m_p = 1,0073 \text{ uma}$; $m_n = 1,0087 \text{ uma}$.

Corrigé :

1) On exprime en MeV l'équivalent énergétique de l'unité de masse atomique (u.m.a).

L'équivalent énergétique de 1 uma est donné par la relation fondamentale d'Einstein : $\Delta E = \Delta m c^2$

Application numérique :

$$\Delta E = 1,6606 \cdot 10^{-27} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 = 14,92 \cdot 10^{-11} \text{ J} \quad \text{ce qui donne en MeV : } \Delta E = 14,92 \cdot 10^{-11} / 1,6 \cdot 10^{-13}$$

$$\boxed{\Delta E = 933 \text{ MeV}}$$

L'équivalent énergétique de l'unité de masse atomique est égal à 933 MeV.

2) Le défaut de masse du noyau est :

$\Delta m =$ masse des particules libres – masse réelle du noyau

Le noyau est composé ici de 2 protons et 2 neutrons. $m_p = 1,0073$ uma et $m_N = 1,0087$ uma, donc la masse de particules libres au repos est donc :

$$2m_p + 2m_N = 2 \cdot 1,0073 + 2 \cdot 1,0087 = 4,0320 \text{ uma}$$

$$\Delta m = 4,0320 \text{ uma} - 4,0026 \text{ uma} = 0,0294 \text{ uma.}$$

Selon Einstein : $\Delta E = \Delta m c^2$, dans le système international, pour trouver le ΔE en joules, il faut convertir Δm en kg ($1 \text{ uma} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$) et la vitesse de la lumière dans le vide c en m/s :

$$\Delta E = 0,0294 \cdot 1,661 \cdot 10^{-27} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 \Rightarrow \Delta E = 4,40 \cdot 10^{-12} \text{ J.}$$

Chapitre III.

Radioactivité

Introduction

Certains éléments possèdent des isotopes, naturels ou artificiels, qui sont instables et donc radioactifs. Parmi les éléments connus, seuls les 83 premiers (à l'exception du Technétium ($Z = 43$) et du Prométhium ($Z = 61$)) ont au moins un isotope stable. À partir du Polonium ($Z = 84$), il n'existe plus de nucléides stables, tous deviennent radioactifs.

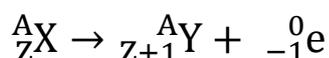
La radioactivité est le phénomène par lequel ces nucléides instables, se désintègrent spontanément en émettant de l'énergie sous forme de rayonnement. Ce rayonnement peut inclure des particules alpha, bêta, ou des rayons gamma. La radioactivité est un processus naturel présent dans certains éléments, comme l'uranium ou le radon, mais elle peut également être induite artificiellement dans des conditions spécifiques, comme dans les réacteurs nucléaires.

1. Radioactivité naturelle

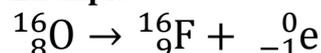
Ces noyaux radioactifs peuvent se désintégrer spontanément en expulsant certains constituants pour donner des noyaux plus stables. Ces éléments radioactifs ont été mis en évidence par Becquerel en 1896. Il existe trois formes de radioactivité naturelle différentes :

1.1 Radioactivité β^-

Ici, un neutron dans le noyau se transforme en proton, émettant un électron (particule β^-) et un antineutrino.

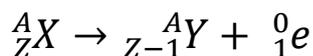


Exemple

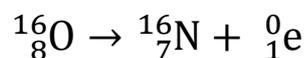


1.2 Radioactivité β^+

Ce type de radioactivité survient lorsqu'un proton dans le noyau se transforme en neutron, émettant un positron (particule de charge positive) et un neutrino.

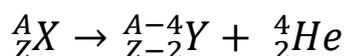


Exemple

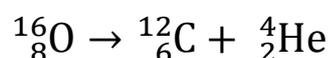


1.3 Radioactivité α

Cette forme de radioactivité implique l'émission de particules alpha (composées de deux protons et deux neutrons), ce qui réduit le nombre de nucléons dans le noyau.



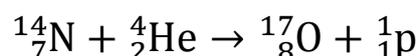
Exemple



2. Radioactivité artificielle et les réactions nucléaires

La radioactivité artificielle est un phénomène par lequel des éléments chimiques sont rendus radioactifs à travers des processus induits par l'homme, contrairement à la radioactivité naturelle qui existe indépendamment des interventions humaines. Elle est généralement obtenue en bombardant des noyaux atomiques stables avec des particules (comme des neutrons, des protons ou des particules alpha) ou en utilisant des accélérateurs de particules pour modifier la composition des noyaux. Cela transforme l'élément en un isotope radioactif, qui émet ensuite des radiations ionisantes.

Les premiers noyaux radioactifs artificiels ont été obtenus par Rutherford en 1919 en bombardant des atomes d'azote avec des particules α qui conduit à la formation de nouveaux noyaux :



Il existe plusieurs formes de radioactivité artificielle différentes :

2.1 Fission nucléaire

Les atomes lourds de nombre de masse A très élevés (comme l'uranium ou le plutonium) lorsqu'ils sont bombardés par des neutrons se divisent en des noyaux plus légers, libérant des neutrons et une grande quantité d'énergie.

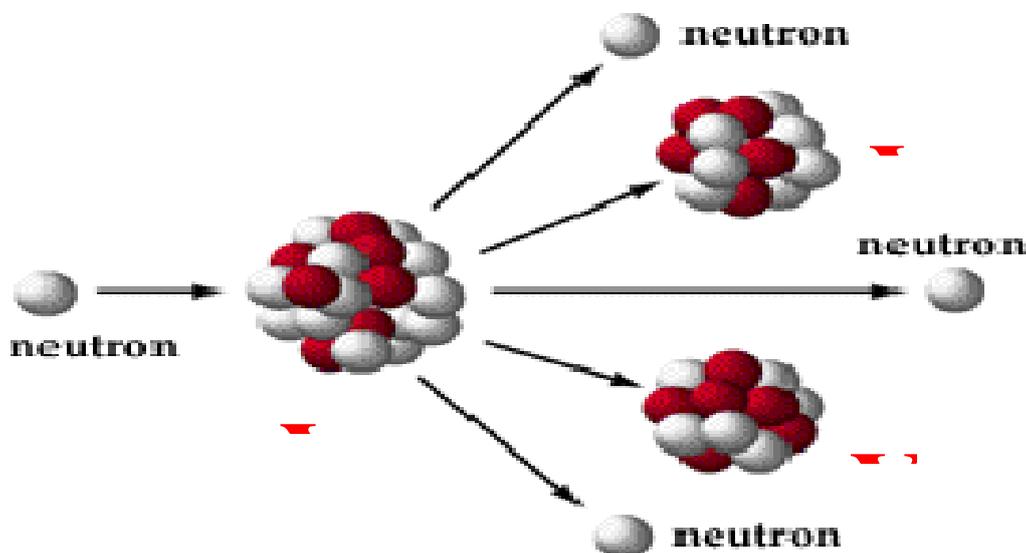
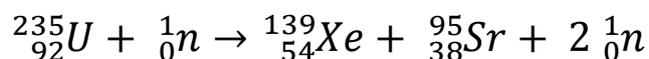
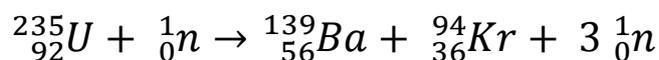


Figure III.1. Fission nucléaire

Exemple



2.2 Fusion nucléaire

Ce processus consiste à forcer deux noyaux légers à fusionner pour former un noyau plus lourd, ce qui libère une grande quantité d'énergie.

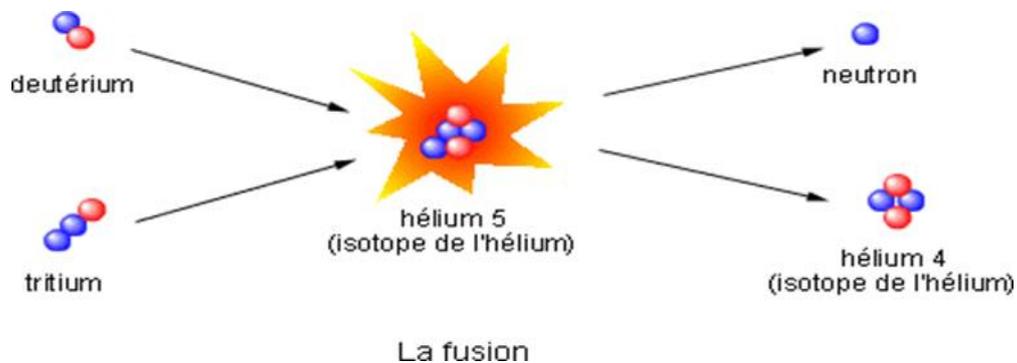
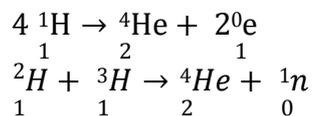


Figure III.2. Fusion nucléaire

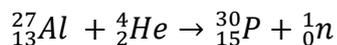
Exemple



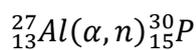
2.3 Transmutation

La transmutation artificielle est induite par des réactions nucléaires provoquées par l'homme. Ces réactions produisent des nucléides de nombre de masse égal ou très voisin de celui de nucléide qui a servi de cible. Les nucléides formés sont stables ou radioactifs.

Exemple



Et son écriture abrégée est



Remarque :

Les rayons γ (gamma) sont un type de rayonnement électromagnétique à haute énergie, émis par les noyaux atomiques instables lors de leur désintégration radioactive. Ils n'ont ni masse ni charge électrique.

Les rayons gamma ont un pouvoir de pénétration très élevé, bien supérieur à celui des particules alpha et bêta. Ils peuvent traverser plusieurs centimètres de plomb ou plusieurs mètres de béton, ce qui nécessite des matériaux denses pour leur confinement.

Ils sont émis lors de :

- Désintégration Radioactive par exemple lors de la transition entre différents niveaux d'énergie d'un noyau après une désintégration alpha ou bêta.

- Réactions Nucléaires comme celles dans les réacteurs nucléaires ou lors de tests de bombes nucléaires.
- Sources Astronomique : Les rayons gamma sont également observés dans l'univers, émis par des phénomènes énergétiques comme les supernovas, les trous noirs.

3. Cinétique de désintégration radioactive

3.1 Loi décroissance radioactive

La décomposition d'un élément radioactif peut être très rapide, quelques milliseconde ou extrêmement longue plusieurs ou milliers d'années. Cette décomposition est définie par la loi de vitesse d'une réaction du premier ordre.

$$\frac{d[N]}{dt} = -\lambda N \Rightarrow \frac{d[N]}{N} = -\lambda dt$$

Où

[N] représente la concentration de l'espèce radioactive à l'instant t.

λ : constante radioactive de l'élément considéré. Ces unités : s^{-1} , min^{-1} , h^{-1} , $jour^{-1}$,

$$\int_{N_0}^{N_t} \frac{d[N]}{N} = -\lambda \int_0^t dt \Rightarrow (\ln N)_{N_0}^{N_t} = -\lambda(t)_0^t \Rightarrow$$

$$\ln\left(\frac{N_t}{N_0}\right) = -\lambda t \Rightarrow \frac{N_t}{N_0} = e^{-\lambda t} \Rightarrow N_t = N_0 e^{-\lambda t}$$

Où

[N₀] représente la concentration initiale de l'espèce radioactive à l'instant t = 0.

3.2 Constante radioactive λ

La constante radioactive λ est définie comme le rapport entre le nombre de désintégrations par unité de temps et le nombre total de noyaux radioactifs présents à un instant donné. Elle s'exprime en inverses de temps (s^{-1} , min^{-1} , h^{-1} , $jour^{-1}$,).

3.3 Activité d'un noyau radioactif

L'activité est représentée par le nombre de désintégration qu'il se produit par une seconde.

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

$$A_t = A_0 e^{-\lambda t} \text{ avec } A_0 = \lambda N_0$$

Les unités de l'activité radioactive sont :

- désintégration par seconde (d.p.s)
- Curie (Ci) ; $1 \text{ Ci} = 3,7 \cdot 10^{10} \text{ dps}$
- Becquerel (Bq) ; $1 \text{ Bq} = 1 \text{ dps}$

3.4 Période radioactive ou temps de demi-vie

La période ou temps de demi-vie est le temps au bout du lequel la moitié des noyaux initiaux ont subi la désintégration. Elle s'obtient en remplaçant $t = T$ et $N_t = \frac{N_0}{2}$

$$\int_{N_0}^{\frac{N_0}{2}} \frac{d[N]}{N} = -\lambda \int_0^T dt \Rightarrow (\ln N)_{\frac{N_0}{2}}^{N_0} = -\lambda(t)_0^T \Rightarrow$$

$$\ln\left(\frac{N_0}{2}\right) - \ln(N_0) = -\lambda T \Rightarrow \ln 2 = \lambda T \Rightarrow \boxed{t_{\frac{1}{2}} = T = \frac{\ln 2}{\lambda}}$$

➤ La période effective (T_{eff}) et biologique (T_b)

La période effective (T_{eff}) est le temps nécessaire pour que la quantité d'un radio-isotope dans un organisme diminue de moitié, en tenant compte à la fois de la désintégration radioactive (période physique) et de l'élimination biologique de l'isotope (période biologique, T_b). Lorsque l'isotope se répartit uniformément dans l'organisme, comme le ^{36}Cl , sa décroissance est principalement gouvernée par la période effective. Cependant, lorsque l'isotope se concentre dans un organe cible spécifique, comme ^{131}I dans la thyroïde ou le phosphore dans les cellules tumorales, l'élimination de l'isotope est influencée par la décroissance radioactive et par l'élimination biologique spécifique à cet organe, qui suit une loi exponentielle de période biologique.

La période effective est donnée par la relation suivante :

$$\frac{1}{T_{\text{eff}}} = \frac{1}{T_R} + \frac{1}{T_b}$$

Avec :

T_{eff} : Période effective.

T_R : Période radioactive.

T_b : Période biologique.

➤ Période Biologique (T_b)

La période biologique est le temps nécessaire pour que la moitié d'une substance radioactive soit éliminée du corps par des processus biologiques, tels que l'excrétion ou le métabolisme.

4. Applications de la radioactivité :

4.1. Traceur

Les traceurs radioactifs sont des substances contenant des isotopes radioactifs utilisés pour suivre et observer des processus dans divers domaines scientifiques et industriels. Leur application repose sur le fait que les isotopes radioactifs émettent des radiations détectables, permettant de suivre leur comportement dans un système donné. Voici quelques-unes des principales applications de la radioactivité comme traceur

4.1.1 Médecine

Les traceurs radioactifs sont utilisés dans des techniques comme la Tomographie par Émission de Positons (TEP) et la Tomographie par Émission Single Photon (SPECT). Les traceurs aident à évaluer la fonction des organes. Par exemple :

- Des isotopes comme le Technétium-99m (^{99m}Tc) sont couramment utilisés pour visualiser les organes internes, les os, et les tissus.
- Le Gallium-67 (^{67}Ga) est utilisé pour évaluer les infections et les cancers.
- Le ^{201}Tl (thallium) permet d'évaluer la perfusion sanguine myocardique.
- Le ^{123}I (iode) permet d'étudier le métabolisme de la thyroïde.
- Le ^{111}In (indium) est utile afin d'imager la production, la migration et la réabsorption du liquide céphalo-rachidien.

4.1.2 Radiothérapie

Traitement du Cancer : Les isotopes radioactifs peuvent être utilisés pour cibler et détruire les cellules cancéreuses. L'Yttrium-90 (^{90}Y) et l'Iode-131 (^{131}I) sont utilisés pour le traitement de certains types de cancers.

4.2 Armes nucléaires

Les applications de la radioactivité dans le contexte des armes nucléaires sont parmi les plus controversées et potentiellement destructrices. Elles reposent sur la libération massive d'énergie due à des réactions nucléaires. Les principaux types d'armes nucléaires et de leur fonctionnement :

4.2.1. Armes Atomiques (Bombes A)

Ils utilisent la fission nucléaire pour libérer une énorme quantité d'énergie. La fission implique la division des noyaux lourds libérant ainsi des neutrons et une grande quantité d'énergie. Comme Exemples Historiques :

- Hiroshima : La bombe "Little Boy" a utilisé l'uranium-235.
- Nagasaki : La bombe "Fat Man" a utilisé le plutonium-239.

4.2.2. Armes à Hydrogène (Bombes H)

Ils utilisent la fusion nucléaire pour produire une énergie encore plus grande que celle des armes atomiques. La fusion implique la combinaison de noyaux légers pour former des noyaux plus lourds, ce qui libère une grande quantité d'énergie. La fusion est initiée par une explosion de fission.

Comme Exemples :

- La Bombe H de Tsar : Testée par l'Union Soviétique en 1961, c'est la plus puissante explosion nucléaire jamais enregistrée.

4.2.3. Armes Nucléaires à Neutrons

Conçues pour maximiser la production de neutrons tout en minimisant l'explosion physique et les dégâts matériels. Les neutrons émis peuvent pénétrer les matériaux et les structures, ce qui est particulièrement destructeur pour les organismes vivants.

Ces armes sont principalement conçues pour tuer les personnes et les animaux tout en endommageant moins les infrastructures.

4.2.4. Armes de Fission Thermonucléaire

Combinaison de fission et de fusion dans une seule arme. La fission initiale déclenche la fusion, augmentant ainsi l'énergie totale libérée.

Exemple : Les bombes thermonucléaires modernes, qui utilisent un dispositif de fission pour déclencher la fusion, sont souvent appelées bombes à hydrogène ou H-bombes.

4.2.5. Armes à Neutrons

Ciblent la libération de neutrons pour augmenter les effets biologiques tout en réduisant les effets de souffle et de chaleur. Utilisées principalement pour des objectifs tactiques contre les forces vivantes.

4.3 Source d'énergie

La radioactivité est exploitée comme source d'énergie principalement à travers l'utilisation de réactions nucléaires dans des réacteurs nucléaires. Voici les principales applications de la radioactivité pour la production d'énergie :

4.3.1. Réacteurs Nucléaires

➤ Réacteurs à Fission

Les réacteurs à fission utilisent la fission nucléaire pour produire de la chaleur. Dans ce processus, des noyaux lourds tels que l'uranium-235 (^{235}U) ou le plutonium-239 (^{239}Pu) sont bombardés par des neutrons, ce qui provoque leur fission en noyaux plus légers, libérant une grande quantité d'énergie sous forme de chaleur.

➤ Réacteurs à Fusion (en développement)

Les réacteurs à fusion cherchent à reproduire le processus qui se produit dans le Soleil, où des noyaux légers (comme le deutérium et le tritium) fusionnent pour former des noyaux plus lourds, libérant une énorme quantité d'énergie.

4.2.2. Sources d'Énergie Nucléaire Non-Réacteurs

➤ Batteries à Radio-isotopes

Utilisent la désintégration radioactive d'isotopes pour générer de l'électricité. Ces batteries convertissent l'énergie des particules émises lors de la désintégration en électricité.

Les batteries à radio-isotopes, comme celles utilisant le Plutonium-238 (^{238}Pu), sont utilisées pour alimenter des sondes spatiales et des rovers sur des missions longues durées où les panneaux solaires ne sont pas pratiques.

➤ Réacteurs de Recherche

Utilisés principalement pour la recherche scientifique et le développement de nouvelles technologies. Ces réacteurs peuvent produire des neutrons pour des expériences, comme l'étude des matériaux ou la production d'isotopes pour la médecine.

4.4 Datation d'échantillons anciens au carbone :

Dans le cycle du carbone, l'élément carbone se présente sous différentes formes, y compris l'isotope instable carbone-14 (^{14}C), qui a une demi-vie d'environ 5570 ans. Cet isotope est constamment produit dans la haute atmosphère par des réactions nucléaires entre les noyaux d'azote-14 (^{14}N) de l'air et les neutrons d'origine cosmique, ce qui maintient une concentration stable de carbone-14 dans l'atmosphère. Le carbone-14 formé réagit rapidement avec le dioxygène (O_2) pour produire du dioxyde de carbone (CO_2).

Tous les organismes vivants échangent du dioxyde de carbone avec l'atmosphère à travers la respiration et l'alimentation, intégrant ainsi le (^{14}C) dans leurs tissus jusqu'à leur mort, avec une teneur équivalente à celle de l'atmosphère. Après la mort, ces échanges cessent, et la quantité de (^{14}C) commence à diminuer au fil du temps. Cette décroissance permet de déterminer l'âge des échantillons de matière organique provenant d'organismes morts.

5. Dangers de la radioactivité

Les dangers de la radioactivité sont principalement liés aux effets des radiations ionisantes sur les organismes vivants et l'environnement. Voici un aperçu des principaux risques associés à la radioactivité :

5.1. Effets sur la Santé

5.1.1 Effets à Court Terme (Radiations aiguës) :

Syndrome d'Acute Radiation Syndrome (ARS) : L'exposition à de fortes doses de radiation sur une courte période peut entraîner des symptômes graves comme des nausées, des vomissements,

des diarrhées, une diminution des globules blancs, et des infections. Cela peut conduire à la mort dans les cas extrêmes.

Brûlures Radiologiques : L'exposition directe à des radiations intenses peut provoquer des brûlures sur la peau, similaires aux brûlures thermiques mais causées par les radiations.

5.1.2 Effets à Long Terme (Radiations chroniques)

Cancer : L'exposition prolongée ou à faible dose de radiations peut endommager les cellules et les tissus, augmentant le risque de développer différents types de cancers, tels que les leucémies, les cancers de la thyroïde, du poumon, et de la peau.

Mutations Génétiques : Les radiations ionisantes peuvent provoquer des mutations dans l'ADN, qui peuvent être transmises aux générations futures, entraînant des troubles génétiques.

5.2. Effets Environnementaux

5.2.1 Contamination Sol et Eau :

Les isotopes radioactifs peuvent contaminer le sol et les sources d'eau, ce qui peut affecter les écosystèmes et la chaîne alimentaire. Par exemple, les isotopes radioactifs comme le césium-137 (^{137}Cs) et l'iode-131 (^{131}I) peuvent persister dans l'environnement pendant longtemps.

5.2.2 Effets sur la Faune et la Flore :

La contamination peut nuire aux plantes et aux animaux, réduisant leur capacité à se reproduire et à survivre. Les radiations peuvent entraîner des anomalies génétiques et des taux de mortalité accrus chez les espèces affectées.

5.2.3 Dépôts de Déchets

Les déchets nucléaires produits par les centrales nucléaires et les installations de recherche peuvent rester radioactifs pendant des milliers d'années. Leur stockage et leur gestion posent des défis importants pour éviter la contamination future.

5.3. Risques Accidents

5.3.1 Libération de Matériaux Radioactifs : Les accidents comme ceux de Tchernobyl et de Fukushima ont montré les dangers potentiels des fuites radioactives, entraînant des évacuations massives, des contaminations étendues, et des impacts environnementaux durables.

5.3.2 Effets à Long Terme : Les zones touchées par des accidents nucléaires peuvent rester inhabitables pendant des décennies ou plus, avec des effets persistants sur la santé humaine et l'environnement.

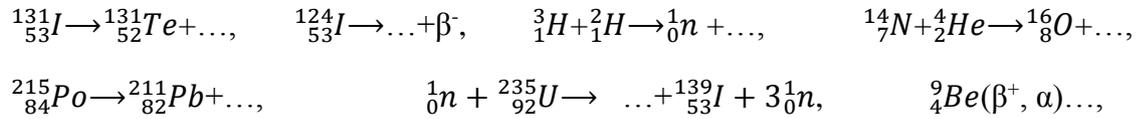
En résumé, les dangers de la radioactivité sont nombreux, avec des effets potentiellement graves sur la santé humaine et l'environnement, ce qui nécessite une gestion rigoureuse des risques. La dose est la mesure utilisée pour évaluer le risque sanitaire lié à l'exposition aux rayonnements

ionisants. Les rayons alpha et les neutrons, ayant une densité d'ionisation élevée, sont plus nocifs que les rayons bêta et gamma, qui ont une densité d'ionisation plus faible. L'impact biologique d'un rayonnement dépend de l'énergie absorbée, du type de rayonnement, de la sensibilité des organes affectés, et de la répartition de l'irradiation dans le corps. Les organes particulièrement sensibles aux radiations, comme la moelle osseuse rouge, les poumons, l'estomac, et les intestins, sont plus vulnérables en raison de la densité d'ionisation lors de la pénétration des rayons.

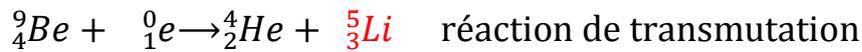
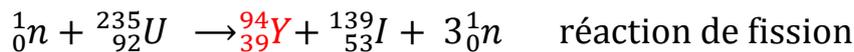
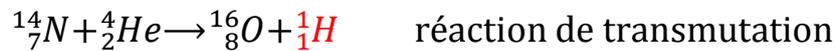
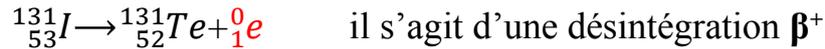
Exercices Chapitre III

Exercice N° 1

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



Corrigé



Exercice N°2

La période du ${}^{215}_{84}\text{Po}$ est de 38 ans.

1° - Calculer la constante radioactive de ce nucléide.

2° - A partir de 1g de polonium, quelle est la masse restante au bout de 1 jour, 1 an, 10 ans, 100 ans, 1 000 ans ?

Corrigé

1° la constante radioactive λ

$$\lambda = \frac{\ln 2}{T} \approx 1,82 \cdot 10^{-2} \text{année}^{-1} \approx 5 \cdot 10^{-5} \text{jour}^{-1}$$

2° . $N = N_0 \cdot e^{-\lambda t}$ ou $m = m_0 \cdot e^{-\lambda t}$.

• $t = 1$ jour :

$$m = e^{-5 \cdot 10^{-5}} \approx 1 \text{g} (0,999995 \text{g})$$

• $t = 1$ an :

$$m = e^{-1,82 \cdot 10^{-2}} \approx 0,982 \text{g}$$

• $t = 10$ ans :

$$m = e^{-1,82 \cdot 10^{-1}} \approx 0,833g$$

- $t = 100$ ans :

$$m = e^{-1,82} \approx 0,161g$$

- $t = 1\ 000$ ans :

$$m = e^{-18,2} \approx 1,2 \cdot 10^{-8}g$$

Exercice N°3 Datation par le carbone 14.

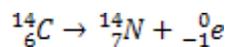
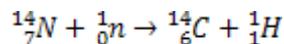
1° Dans la haute atmosphère, sous l'effet du bombardement neutronique, l'azote $^{14}_7N$ se transforme en carbone $^{14}_6C$ radioactif. La désintégration de ce carbone 14 donne de l'azote 14. Ecrire les équations de ces 2 réactions nucléaires.

2° La période du carbone (14) est 5 590 années, il permet d'effectuer des datations.

Un échantillon de charbon de bois, trouvé dans une grotte préhistorique, donne 212 désintégrations par minute. Un échantillon de même masse, préparé à partir d'un jeune bois, donne 1 350 désintégrations par minute. Quel est l'âge de l'échantillon des bois anciens ?

Corrigé

1° Les équations de ces 2 réactions nucléaires.



2° l'âge de l'échantillon des bois anciens

Activité :

$$A = -\frac{dn}{dt} = \lambda n = n \cdot \frac{\ln 2}{T}$$

- Bois jeune : $n = N_0 \Rightarrow A_0 = \lambda N_0$

- Bois ancien :

$$n_1 = N_0 e^{-\lambda t} \rightarrow A_1 = \lambda n_1 = \lambda N_0 e^{-\lambda t} = A_0 e^{-\lambda t}$$

$$\frac{A_1}{A_0} = e^{-\lambda t} \rightarrow t = -\frac{1}{\lambda} \ln \frac{A_1}{A_0} = \frac{T}{\ln 2} \cdot \ln \frac{A_0}{A_1} = \frac{T}{\ln 2} \cdot \ln \frac{1350}{212}$$

$t \approx 14\ 930$ années

Chapitre IV.

Structure électronique de l'atome

1. Dualité onde-corpuscule

1.1 Aspect ondulatoire de la lumière : onde électromagnétique ou lumineuse et spectre électromagnétique

Les ondes électromagnétiques sont des perturbations qui se propagent dans l'espace et transportent de l'énergie sous forme de champs électriques et magnétiques oscillants perpendiculairement l'un à l'autre et à la direction de propagation de l'onde.

Elles se déplacent à la vitesse de la lumière (3.10^8 m/s) dans le vide et peuvent se propager dans différents milieux, y compris le vide, les gaz, les liquides et les solides.

Les ondes électromagnétiques et les ondes lumineuses font partie du même spectre, mais elles se distinguent par leur longueur d'onde et leur fréquence.

1.1.1. Onde électromagnétique :

Une onde électromagnétique est une onde qui se propage dans l'espace en transportant de l'énergie électromagnétique. Elles résultent de l'oscillation et de la propagation des champs électrique et magnétique. Elles couvrent un large spectre allant des ondes radio aux rayons gamma.

Exemples : Ondes radio, micro-ondes, rayons infrarouges, lumière visible, rayons ultraviolets, rayons X et rayons gamma.

1.1.2. Onde lumineuse :

Les ondes lumineuses sont une partie spécifique du spectre des ondes électromagnétiques qui sont visibles par l'œil humain.

La lumière visible a une longueur d'onde comprise entre environ 400 nm (violet) et 700 nm (rouge).

Exemples : Lumière blanche (qui est un mélange de toutes les couleurs visibles), lumière monochromatique (comme celle d'un laser).

En résumé, les ondes lumineuses sont une sous-catégorie des ondes électromagnétiques qui sont perceptibles par l'œil humain. Les autres types d'ondes électromagnétiques (comme les ondes radio, les micro-ondes ou les rayons X) ne sont pas visibles par l'œil humain mais partagent les mêmes propriétés fondamentales de propagation.

1.1.3 Spectre électromagnétique

Le spectre électromagnétique est une représentation de l'ensemble des types d'ondes électromagnétiques, classées selon leur longueur d'onde ou leur fréquence. Voici les principales catégories d'ondes électromagnétiques, de la plus basse à la plus haute énergie (ou fréquence) :

- Ondes radio $\lambda > 1$ m (Radiodiffusion, télévision, communications sans fil, radar.)
- Micro-ondes : λ de : 1 mm à 1 m (Communication par satellite, Wi-Fi, Bluetooth, fours à micro-ondes).

- Infrarouges (IR) : λ de : 700 nm à 1 mm (Télécommandes, imagerie thermique, capteurs infrarouges).
- Lumière visible : λ de : 400 nm à 700 nm (Vision humaine, éclairage, photographie.)
- Ultraviolets (UV) : λ de : 10 nm à 400 nm (Stérilisation, bronzage, études biologiques).
- Rayons X : λ de : 0,01 nm à 10 nm (Imagerie médicale, inspection industrielle, recherche scientifique).
- Rayons gamma : λ de : $< 0,01$ nm (Traitement du cancer, stérilisation des équipements médicaux, astrophysique).

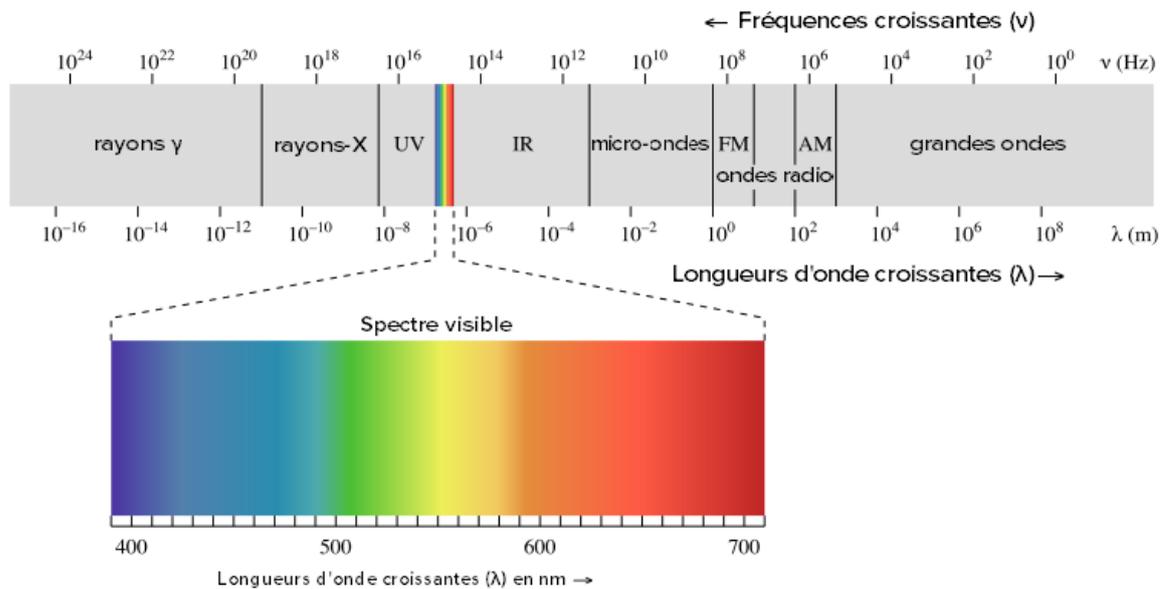


Figure VI.1 : Spectre électromagnétique

1.2. Aspect corpusculaire de la lumière : effet photoélectrique

L'effet photoélectrique est un phénomène par lequel des électrons sont éjectés d'un matériau (généralement un métal) lorsqu'il est exposé à la lumière ou à d'autres formes de rayonnement électromagnétique. Ce phénomène a été observé pour la première fois par Heinrich Hertz en 1887, mais c'est Albert Einstein qui, en 1905, a proposé une explication théorique complète de ce phénomène.

Lorsqu'une surface métallique est irradiée par une lumière d'une certaine fréquence, des électrons sont émis de cette surface. Ces électrons éjectés sont appelés "photoélectrons".

Pour qu'un électron soit éjecté, la fréquence de la lumière incidente doit être supérieure à une certaine valeur seuil caractéristique du matériau. Cette fréquence seuil (en dessous de laquelle aucun électron n'est éjecté, quelle que soit l'intensité de la lumière) est liée au travail de sortie (W) du matériau, qui est l'énergie minimale nécessaire pour extraire un électron de la surface du métal.

L'intensité de la lumière affecte le nombre d'électrons éjectés, mais pas leur énergie cinétique maximale. La fréquence de la lumière détermine si les électrons peuvent être éjectés et leur énergie cinétique.

L'énergie cinétique des électrons éjectés augmente linéairement avec la fréquence de la lumière incidente au-delà de la fréquence seuil.

Le bilan énergétique s'écrit :

Energie du photon incident = Energie d'extraction + Energie cinétique de l'électron émis

$$h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2} m_e v^2$$

ν_0 : Valeur minimale de la fréquence produisant l'effet photoélectrique pour un métal donné appelée fréquences de seuil.

m_e : Masse de l'électron émis

v : Vitesse de l'électron

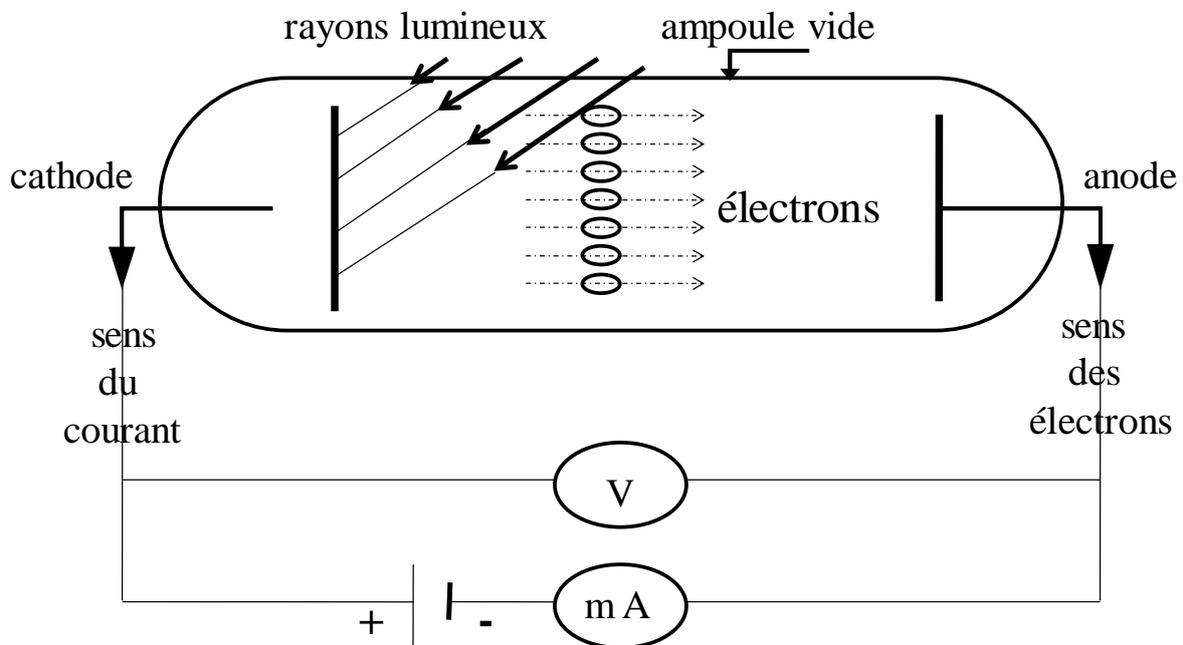


Figure IV.2 : effet photoélectrique

Remarque

Un corps noir est un objet qui absorbe entièrement tout rayonnement incident, quelle que soit sa longueur d'onde. En tant qu'émetteur idéal, il émet plus d'énergie que tout autre corps à n'importe quelle longueur d'onde. La radiation émise par un corps noir est appelée rayonnement du corps noir.

En 1900, l'étude de ce rayonnement a conduit Planck à proposer que l'énergie rayonnante n'est pas émise de manière continue, mais en quantités discontinues appelées paquets d'énergie ou quanta (au singulier, quantum).

L'énergie d'une radiation lumineuse de fréquence ν est un multiple entier du produit $h\nu$ (h est la constante de Planck et qui vaut $6,602 \cdot 10^{-34}$ J s). Donc : $E = h\nu$

Le produit $h\nu$ est appelée un quantum d'énergie, d'où la théorie des quanta.

2. Interaction ente la lumière et la matière

2.1 Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène est constitué de raies spectrales distinctes correspondant aux transitions électroniques entre différents niveaux d'énergie. Lorsque les électrons de l'atome d'hydrogène passent d'un niveau d'énergie supérieur à un niveau d'énergie inférieur, ils émettent de la lumière à des longueurs d'onde spécifiques. Ce phénomène donne lieu à un spectre de raies caractéristique.

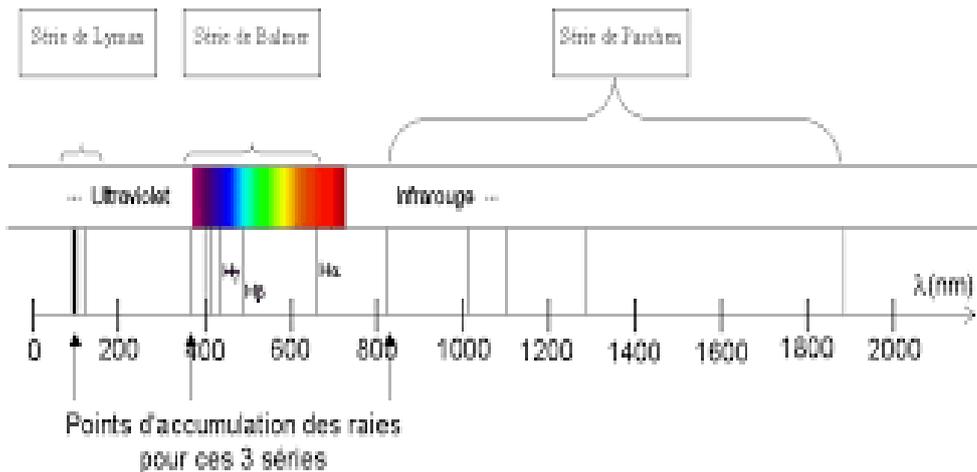


Figure IV.3 : Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

2.2 Relation empirique de Balmer-Rydberg

La relation de Balmer est donnée par la relation suivante : $\lambda = B \left(\frac{n^2}{n^2 - 2^2} \right)$

Où :

B : Constante de Balmer

n : Nombre quantique principal qui désigne la couche ou le niveau. Il est un nombre entier non nul ($n = 3, 4, 5, \dots \infty$).

La relation de Rydberg est donnée par la relation suivante : $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$

Où :

$\bar{\nu}$: Nombre d'onde (m^{-1})

R_H : Constante de Rydberg associée à l'atome d'hydrogène qui vaut $1,096 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

Cette formule empirique fut ensuite généralisée en : $\bar{\nu} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ pour toutes les raies du spectre d'émission atomique de l'hydrogène.

Où n_1 et n_2 sont des entiers avec $n_2 > n_1$.

2.3 Notion de série des raies

Le spectre des atomes est discontinu car il se compose de plusieurs raies distinctes, formant un spectre de raies. Ces raies sont organisées en séries spectrales, chacune située dans différentes plages de longueurs d'onde. Chaque série correspond à des transitions électroniques se terminant à un niveau d'énergie spécifique

La première des séries, par exemple, appelée série de Lyman correspond au retour de l'électron excité à l'état fondamental ($n_1 = 1$ et $n_2 \geq 2$).

3 Modèle atomique de Bohr : L'atome d'hydrogène en mécanique ondulatoire,

3.1 Postulats de Bohr

Les postulats de Bohr décrivent le comportement des électrons dans un atome et expliquent la stabilité des atomes ainsi que les spectres de raies d'émission et d'absorption. Ces postulats ont été particulièrement appliqués au modèle de l'atome d'hydrogène. Voici les principaux postulats de Bohr :

Dans l'atome, le noyau reste immobile tandis que l'électron, de masse « m_e », se déplace autour du noyau selon une orbite circulaire de rayon « r ».

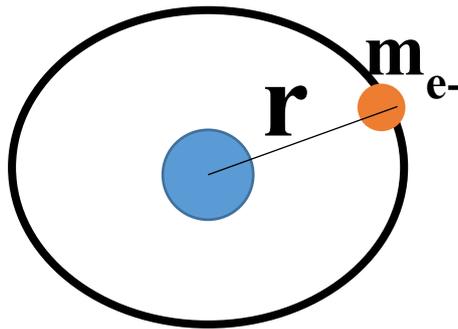


Figure IV.4 : Postulats de Bohr

- L'électron ne peut se trouver que sur des orbites privilégiées sans émettre de l'énergie, on les appelle « orbites stationnaires ».
- Lorsqu'un électron passe d'un niveau à un autre il émet ou absorbe de l'énergie : $\Delta E = h\nu$
Où
h : Constante de Planck = $6,62 \cdot 10^{-34}$ J s
v : Fréquence de la radiation
- Le moment cinétique de l'électron ne peut prendre que des valeurs entières non nulles (quantification du moment cinétique) :

$$m \times v \times r_n = \frac{n \times h}{2 \times \pi}$$

Où

m : Masse de l'électron

v : Vitesse de l'électron

r_n : Rayon de l'orbite

n : Nombre quantique principal qui désigne la couche ou le niveau. ($n = 1, 2, \dots \infty$).

3.2 Rayon des orbites stationnaires

Le système est stable par les deux forces : la force d'attraction \vec{F}_a et la force centrifuge \vec{F}_c .

\vec{F}_a : Force attractive donnée par la loi de Colomb $|\vec{F}_a| = \frac{Z \times k \times e^2}{r_n^2}$

\vec{F}_c : Force centrifuge $|\vec{F}_c| = \frac{m \times v^2}{r_n}$

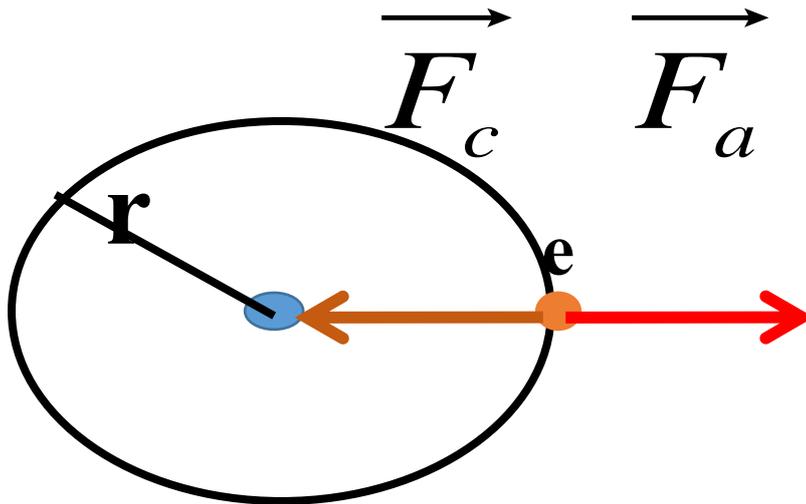


Figure IV.5 : Représentation des forces

Le système est en équilibre :

$$|\vec{F}_a| = |\vec{F}_c| \Rightarrow \frac{Z \times k \times e^2}{r_n^2} = \frac{m \times v^2}{r_n} \Rightarrow m \times v^2 = \frac{Z \times k \times e^2}{r_n} \dots (1)$$

Le moment cinétique de l'électron :

$$m \times v \times r_n = \frac{n \times h}{2 \times \pi} \Rightarrow (m \times v \times r_n)^2 = \left(\frac{n \times h}{2 \times \pi} \right)^2 \Rightarrow m \times v^2 = \frac{n^2 \times h^2}{4 \times m \times \pi^2 \times r_n^2} \dots (2)$$

Par identification de l'équation (1) et (2) :

$$\frac{Z \times k \times e^2}{r_n} = \frac{n^2 \times h^2}{4 \times m \times \pi^2 \times r_n^2} \Rightarrow r_n = \frac{n^2 \times h^2}{4 \times m \times Z \times k \times \pi^2 \times e^2} \dots (3)$$

k ; La constante de Coulomb ($k \approx 8.99 \times 10^9 \text{ N m}^2 \text{ C}^{-2}$),

h : Constante de Planck = $6,62 \times 10^{-34} \text{ J s}$

m_e : masse de l'électron = $9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$

n appelé nombre quantique principal

Comme h, π, k, m et e sont constantes alors r ne dépend que de la valeur du nombre positif

Pour $n = 1, r_n = r_1 = 0,5290 \text{ \AA}$: premier rayon de Bohr pour l'atome d'hydrogène

r_n est le rayon de l'orbite où circule l'électron et il est quantifié.

$$r_n = \left(\frac{h^2}{4 \times m \times k \times \pi^2 \times e^2} \right) \times \frac{n^2}{Z} \Rightarrow r_n = 0,53 \times 10^{-10} \times \frac{n^2}{Z} \text{ (m)}$$

$$r_n = 0,53 \times \frac{n^2}{Z} \text{ (A}^\circ\text{)}$$

3.3 Energie de l'électron sur une orbite stationnaire

L'énergie totale du système : $E_T = E_C + E_p$

L'énergie cinétique : $E_C = \frac{1}{2} m \times v^2$

L'énergie potentielle est due à l'attraction du noyau : $E_p = -\frac{Z \times k \times e^2}{r_n}$

k : La constante de Coulomb est définie par :

$$k \approx 8,99 \times 10^9 \text{ N m}^2 \text{ C}^{-2}$$

D'après l'équation (1) : $m \times v^2 = \frac{Z \times k \times e^2}{r_n} \Rightarrow \frac{1}{2} \times m \times v^2 = \frac{Z \times k \times e^2}{2 \times r_n} \Rightarrow$

$$E_T = \frac{Z \times k \times e^2}{2 \times r_n} - \frac{Z \times k \times e^2}{r_n} \Rightarrow E_T = -\frac{Z \times k \times e^2}{2 \times r_n} \dots (4)$$

On remplace l'équation (3) dans (4) :

$$E_n = -\frac{2 \times m \times Z^2 \times k^2 \times \pi^2 \times e^4}{n^2 \times h^2}$$

L'énergie d'un électron est quantifiée (elle est en fonction de 'n').

Application numérique

$$k = 9 \cdot 10^9 \text{ N m}^2 \text{ C}^{-2}; \quad e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}; \quad m = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \text{ et } 1\text{eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_n = -\frac{2 \times m \times k^2 \times \pi^2 \times e^4}{h^2} \times \frac{Z^2}{n^2} \Rightarrow E_n = -21,78 \times 10^{-19} \times \frac{Z^2}{n^2} \text{ (J)}$$

$$\Rightarrow E_n = -13,61 \times \frac{Z^2}{n^2} \text{ (eV)}$$

$$\text{Pour } n = 1, E_n = E_1 = -21,76 \cdot 10^{-19} \text{ J} = -13,6 \text{ eV}$$

Cette valeur représente l'énergie de l'état fondamental de l'atome d'hydrogène. L'état fondamental est l'état électronique d'énergie minimale correspondant à $n = 1$

L'énergie d'un électron de l'atome d'hydrogène, dans son état fondamental, est $-13,6$ eV. Les états correspondant à un n supérieur sont qualifiés d'états excités et correspondent à l'état d'un électron excité, ayant reçu un excédent d'énergie.

État stationnaire : état décrivant une position fixe de l'électron par rapport au noyau.

État fondamental : état d'énergie le plus bas des électrons d'un atome.

L'énergie d'excitation de l'atome d'hydrogène est l'énergie nécessaire pour faire passer l'électron de l'orbite n_1 à une orbite n_2 ($n_1 < n_2$)

$n = 2$: Premier état excité ; $n = 3$: Deuxième état excité ...

L'énergie d'ionisation E_I de l'atome d'hydrogène est l'énergie nécessaire pour faire passer l'électron de l'orbite $n = 1$ à $n = \infty$. Ce phénomène correspond à l'arrachement de l'électron de l'atome c'est-à-dire envoyé cet électron sur le niveau d'énergie $E = 0$

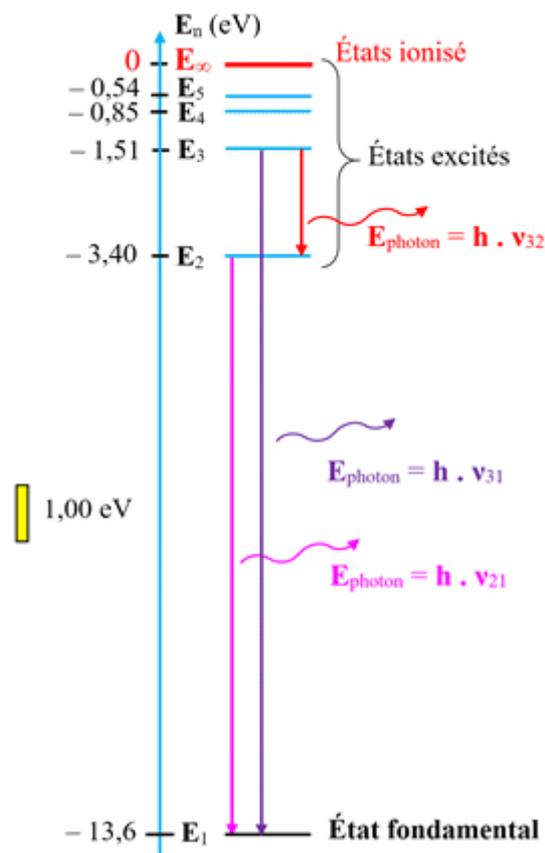
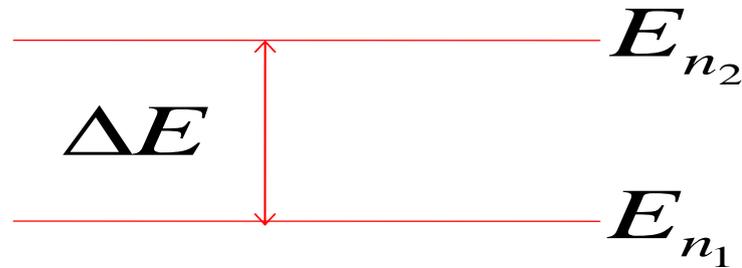


Figure VI.6 : Représentation des états d'excitations et d'ionisations

3.4 Relation entre le nombre d'onde et les niveaux d'énergie

La relation entre le nombre d'onde et les niveaux d'énergie dans un atome est particulièrement importante en spectroscopie. Le nombre d'onde ($\bar{\nu}$) est défini comme l'inverse de la longueur d'onde (λ) d'une transition et est directement lié à l'énergie des photons émis ou absorbés lors de transitions électroniques entre différents niveaux d'énergie. $\Delta E = h\nu$



$$\Delta E = E_{n_2} - E_{n_1} = h\nu = hc\bar{\nu}$$

$$\Delta E = \frac{2 \times m \times \pi^2 \times k^2 \times z^2 \times e^4}{h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$hc\bar{\nu} = \frac{2 \times m \times \pi^2 \times k^2 \times z^2 \times e^4}{h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\bar{\nu} = \frac{2 \times m \times \pi^2 \times k^2 \times z^2 \times e^4}{\underbrace{c \times h^3}_{R_{h_{H^+}}}} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$R_{h_{H^+}}$: Constante de Rydberg = $1,096 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

$$\bar{\nu} = R_{h_{H^+}} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Où

C : vitesse de la lumière = $3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$

λ : longueur d'onde

$\bar{\nu}$: nombre d'onde (cm^{-1}); $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda}$

Cette relation, nous permis de calculer les différentes longueurs d'onde. En général, on trouve plusieurs séries de spectre selon l'état « orbite » ou se trouve l'électron.

- Série de Lyman (ultraviolet) : $n_1 = 1$ et $n_2 \geq 2$ ($n_2 = 2, 3, \dots \infty$)
- Série de Balmer (le visible) : $n_1 = 2$ et $n_2 \geq 3$ ($n_2 = 3, 4, \dots \infty$)
- Série de Paschen (infrarouge) : $n_1 = 3$ et $n_2 \geq 4$ ($n_2 = 4, 5, \dots \infty$)
- Série de Brackett (infrarouge) : $n_1 = 4$ et $n_2 \geq 5$ ($n_2 = 5, 6, \dots \infty$)
- Série de Pfund (infrarouge) : $n_1 = 5$ et $n_2 \geq 6$ ($n_2 = 6, 7, \dots \infty$)

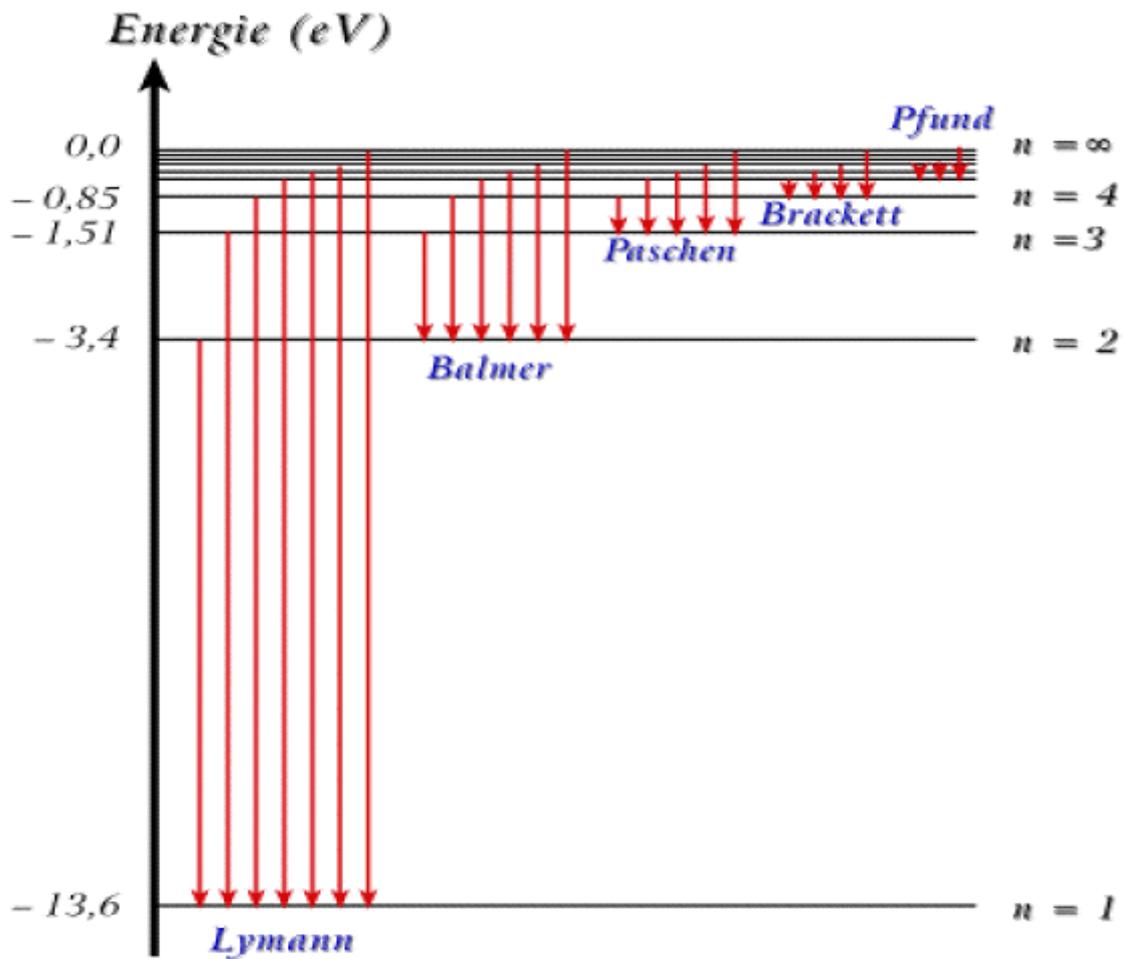


Figure VI.7 Schéma des séries du spectre atomique d'émission de l'atome d'hydrogène

3.5 Absorption et émission d'énergie

Un électron ne peut pas absorber ou libérer de l'énergie c'est-à-dire rayonné qu'en passant d'un niveau (orbite) à un autre.

La quantité d'énergie absorbée ou émise est égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux (relation de Planck).

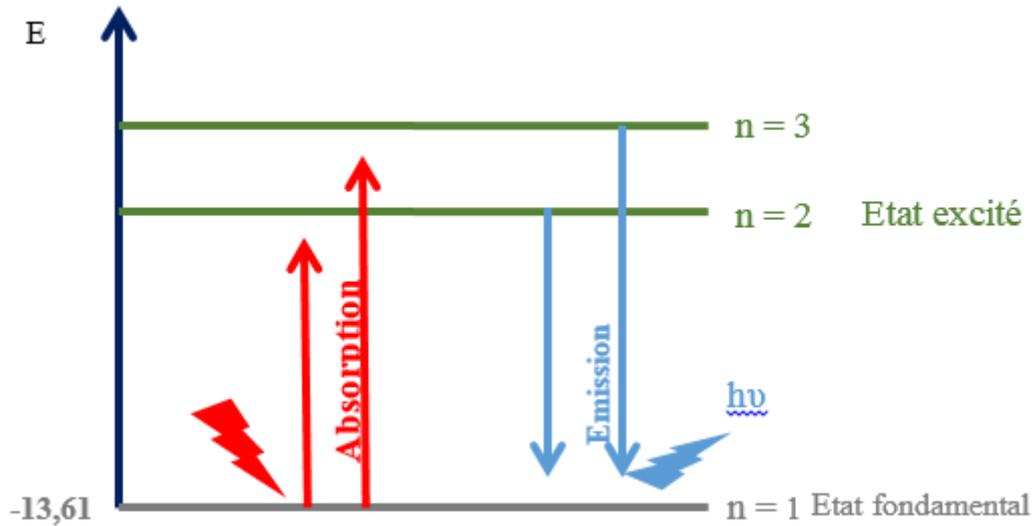
$$\Delta E = |E_f - E_i|$$

➤ **Absorption d'énergie**

Lorsqu'un électron passe d'un niveau de l'orbite n d'un rayon r_n à une orbite n+1 d'un rayon r_{n+1} , il absorbe une radiation de fréquence $\nu_{n+1 \rightarrow n}$

➤ **Emission d'énergie**

Lorsqu'un électron passe d'un niveau de n+1 à un niveau n, il émet une radiation de fréquence $\nu_{n+1 \rightarrow n}$



3.6 Applications aux hydrogénoïdes

Les ions hydrogénoïdes sont des ions qui ressemblent à l'atome d'hydrogène en ce sens qu'ils possèdent un seul électron mais un noyau avec une charge positive $+(Z-1)$, où Z est le nombre de protons dans le noyau. Par exemple, les ions He^+ , Li^{2+} , Be^{3+} , etc., sont des hydrogénoïdes.

3.6.1. Rayon des orbites des hydrogénoïdes :

Le rayon des orbites électroniques est également modifié par la charge nucléaire Z et est donné par :

$$r_n = \frac{h^2}{4 \times m \times k \times \pi^2 \times e^2} \times \frac{n^2}{Z} \Rightarrow r_n = 5,30 \times 10^{-11} \times \frac{n^2}{Z} \text{ (m)}$$

$$\Rightarrow r_n = 0,53 \times \frac{n^2}{Z} \text{ (Å)}$$

3.6.2 Niveaux d'énergie des hydrogénoïdes :

Les niveaux d'énergie des ions hydrogénoïdes sont similaires à ceux de l'atome d'hydrogène, mais ils sont modifiés par le facteur Z^2 en raison de la plus grande charge nucléaire.

La formule pour les niveaux d'énergie est :

$$E_n = -\frac{2 \times m \times k^2 \times \pi^2 \times e^4}{h^2} \times \frac{Z^2}{n^2} \Rightarrow E_n = -21,78 \times 10^{-19} \times \frac{Z^2}{n^2} \text{ (J)}$$

$$\Rightarrow E_n = -13,61 \times \frac{Z^2}{n^2} \text{ (eV)}$$

3.6.3 Formule de Rydberg pour les hydrogénoïdes :

La formule de Rydberg pour les ions hydrogénoïdes peut être adaptée en remplaçant R_H par $Z^2 R_H$:

$$\tilde{\nu} = Z^2 R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

3.7 Insuffisance du modèle de Bohr

Le modèle de Bohr, bien que révolutionnaire pour son époque, présente plusieurs limitations qui ont conduit au développement de la mécanique quantique moderne. Voici les principales insuffisances :

- Applicable uniquement à l'atome d'hydrogène et aux ions hydrogénoïdes :

Ne peut pas être appliqué avec précision aux atomes multiélectroniques en raison des interactions complexes entre plusieurs électrons.

- Absence de considération des effets relativistes :

Ne prend pas en compte les effets relativistes, importants à des vitesses proches de celle de la lumière.

- Incapacité à expliquer le comportement des électrons dans les atomes multiélectroniques :

Les orbites circulaires supposées par Bohr ne tiennent pas compte des interactions entre électrons.

- Absence de concept de spin électronique :

Ne prend pas en compte le spin des électrons, essentiel pour expliquer la structure fine des spectres atomiques et les propriétés magnétiques.

- Absence du principe d'incertitude de Heisenberg :

Suppose des trajectoires bien définies pour les électrons, en contradiction avec le principe d'incertitude.

- Limites dans l'explication de la structure fine et de l'effet Zeeman :

Ne peut pas expliquer les structures fines des spectres atomiques ni l'effet Zeeman, qui nécessitent une compréhension plus détaillée des interactions électroniques.

- Incompatibilité avec la théorie quantique moderne :

Contradiction avec la mécanique quantique moderne, qui décrit les électrons par des fonctions d'onde et des orbitales électroniques.

4. L'atome d'hydrogène en mécanique ondulatoire

4.1 Dualité onde-corpuscule et relation de Broglie

La dualité onde-corpuscule est un concept fondamental de la mécanique quantique qui stipule que toutes les particules de matière, comme les électrons et les photons, possèdent à la fois des propriétés de particules et des propriétés d'ondes. Ce concept a été développé pour expliquer des phénomènes qui ne pouvaient pas être décrits de manière satisfaisante par les théories classiques.

Propriétés corpusculaires :

- Les particules, comme les électrons, ont une masse, une position et une quantité de mouvement (momentum).
- Les photons, bien que sans masse, peuvent être considérés comme des particules transportant de l'énergie et du momentum.

Propriétés ondulatoires :

- Les particules peuvent montrer des comportements ondulatoires, comme l'interférence et la diffraction, typiques des ondes.

Relation de De Broglie

Louis de Broglie a proposé que toute particule ayant une quantité de mouvement $m \times v$ possède une longueur d'onde λ associée, appelée longueur d'onde de de Broglie. Cette idée a été révolutionnaire car elle suggérait que non seulement les photons, mais aussi les particules de matière, telles que les électrons, ont des propriétés ondulatoires.

$$\text{La relation de de Broglie s'écrit : } \lambda = \frac{h}{m \times v}$$

Avec : $m \times v$: quantité de mouvement

m : masse de la particule

v : vitesse de la particule

L'onde n'a pas de signification que si elle est appliquée à l'échelle microscopique.

4.2 Principe d'Incertitude de Heisenberg

Le principe d'incertitude de Heisenberg est un concept fondamental de la mécanique quantique, formulé par Werner Heisenberg en 1927. Il stipule qu'il est impossible de mesurer simultanément et avec une précision infinie certaines paires de grandeurs physiques, comme la position et la quantité de mouvement (ou impulsion) d'une particule. Ce principe traduit la nature intrinsèquement probabiliste des systèmes quantiques.

Le principe d'incertitude est généralement exprimé par l'inégalité suivante :

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{\hbar}{2}$$

Où :

- Δx représente l'incertitude sur la position de la particule,
- Δp représente l'incertitude sur la quantité de mouvement (impulsion) de la particule,
- \hbar est la constante de Planck réduite ($\hbar = h/2\pi$), avec h étant la constante de Planck.

Cette inégalité indique que plus la mesure de la position est précise (c'est-à-dire, plus Δx est petit), plus l'incertitude sur l'impulsion Δp augmente, et vice versa.

4.3 Fonction d'onde et Equation de Schrödinger

4.3.1 Fonction d'Onde :

La fonction d'onde, notée généralement ψ , est un concept central en mécanique quantique qui décrit l'état quantique d'une particule ou d'un système de particules. Elle contient toute l'information sur le système, et sa forme est déterminée par l'équation de Schrödinger.

La fonction d'onde est généralement une fonction complexe, ce qui signifie qu'elle a à la fois une partie réelle et une partie imaginaire.

La probabilité de présence est : $dP = |\Psi(x, z, t)|^2 dv$

La fonction d'onde Ψ doit satisfaire une certaine condition de normalisation : $P = \int_{\text{espace}} |\Psi|^2 = 1$

On dit que la fonction d'onde est normée.

4.3.2 Equation de Schrödinger

L'équation de Schrödinger s'écrit :

$$H\Psi = E\Psi$$

C'est le principe fondamental de la mécanique quantique.

Avec :

E : énergie totale de l'électron, appelée valeur propre

Ψ : fonction d'onde appelée fonction propre

H est appelé l'opérateur Hamiltonien de l'atome d'hydrogène, il s'exprime :

$$H = \left(\frac{-\hbar^2}{8\pi^2m} \right) \Delta + v$$

m : masse de l'électron

Δ est le Laplacien = $\partial^2/\partial x^2 + \partial^2/\partial y^2 + \partial^2/\partial z^2$;

V : Opérateur de l'énergie potentiel

4.4 Résultats de la résolution de l'Equation de Schrödinger

En 1926, Schrödinger a montré que la fonction d'onde et l'énergie E sont solution d'une équation aux dérivées partielles du second ordre.

Cette équation peut se mettre sous la forme : $\left(\left(\frac{-\hbar^2}{8\pi^2m} \right) \Delta + v \right) \Psi = E\Psi$

La résolution de cette équation conduit aux différentes valeurs de E et de Ψ :

$$E_n = - \frac{2 \times m \times Z^2 \times k^2 \times \pi^2 \times e^4}{n^2 \times h^2}$$

C'est la même expression que celle trouvée par le modèle de Bohr. Avec la mécanique quantique on peut aussi expliquer la quantification de l'énergie.

4.5 Nombres quantiques

Les nombres quantiques sont des valeurs utilisées pour décrire les propriétés quantiques des électrons dans un atome. Ils résultent de la solution de l'équation de Schrödinger pour l'atome

d'hydrogène et définissent les états quantiques des électrons. Voici les quatre nombres quantiques principaux :

4.5.1 Nombre quantique principal 'n'

C'est un nombre entiers ($n = 1, 2, 3, \dots, \infty$) qui indique la taille de l'orbitale et l'énergie de l'électron. Plus n est grand, plus l'électron est éloigné du noyau et plus son énergie est élevée.

| | | | | |
|--------|---|---|---|---|
| n | 1 | 2 | 3 | 4 |
| Couche | K | L | M | N |

4.5.2 Nombre quantique azimutal (ou secondaire) (l)

C'est le nombre quantique secondaire, il définit la forme générale de l'orbite atomique, il désigne une sous-couche à laquelle on attribue une lettre et il peut prendre toutes les valeurs : $0 \leq l \leq n - 1$

| | | | | |
|-------------|---|---|---|---|
| l | 0 | 1 | 2 | 3 |
| Sous-Couche | s | p | d | f |

4.5.3 Nombre quantique 'm'

C'est le nombre quantique magnétique, il définit l'orientation de l'orbitale dans l'espace (la case quantique) et il peut prendre toutes les valeurs : $-l \leq m \leq l$, soit $(2l+1)$ valeurs.

4.5.4 Nombre quantique de spin 's'

Pour décrire totalement l'électron d'un atome, il faut lui attribuer un quatrième nombre quantique (noté s ou m_s) lié à la rotation de lui-même. Ce nombre ne peut prendre que deux valeurs : $s = +1/2$ (\uparrow) ou $s = -1/2$ (\downarrow)

Il indique l'orientation du spin de l'électron, ce qui crée un champ magnétique. Chaque orbitale peut contenir deux électrons avec des spins opposés.

D'une façon générale, pour une couche n donnée, on aura 'n' sous-couche, n^2 orbitales et $2n^2$ électrons au maximum.

Tableau VI.1 : Distribution des électrons dans les orbitales atomiques par sous-couche électronique

| Période | Sous-couche | Nombres quantiques | | Nombre quantique magnétique | | | | | | Nombre d'électrons | | |
|---------------|-------------|--------------------|------------|-----------------------------|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|-------------|---------|
| | | Principal | Azimutal | -3 | -2 | -1 | 0 | 1 | 2 | 3 | Sous-couche | Période |
| $n^{\circ} 1$ | 1s | $n = 1$ | $\ell = 0$ | | | | $\uparrow\downarrow$ | | | | 2 | 2 |
| $n^{\circ} 2$ | 2s | $n = 2$ | $\ell = 0$ | | | | $\uparrow\downarrow$ | | | | 2 | 8 |
| | 2p | $n = 2$ | $\ell = 1$ | | | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | | | 6 | |
| $n^{\circ} 3$ | 3s | $n = 3$ | $\ell = 0$ | | | | $\uparrow\downarrow$ | | | | 2 | 8 |
| | 3p | $n = 3$ | $\ell = 1$ | | | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | | | 6 | |
| $n^{\circ} 4$ | 4s | $n = 4$ | $\ell = 0$ | | | | $\uparrow\downarrow$ | | | | 2 | 18 |
| | 3d | $n = 3$ | $\ell = 2$ | | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | | 10 | |
| | 4p | $n = 4$ | $\ell = 1$ | | | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | | | 6 | |
| $n^{\circ} 5$ | 5s | $n = 5$ | $\ell = 0$ | | | | $\uparrow\downarrow$ | | | | 2 | 18 |
| | 4d | $n = 4$ | $\ell = 2$ | | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | | 10 | |
| | 5p | $n = 5$ | $\ell = 1$ | | | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | | | 6 | |
| $n^{\circ} 6$ | 6s | $n = 6$ | $\ell = 0$ | | | | $\uparrow\downarrow$ | | | | 2 | 32 |
| | 4f | $n = 4$ | $\ell = 3$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | 14 | |
| | 5d | $n = 5$ | $\ell = 2$ | | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | | 10 | |
| | 6p | $n = 6$ | $\ell = 1$ | | | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | | | 6 | |
| $n^{\circ} 7$ | 7s | $n = 7$ | $\ell = 0$ | | | | $\uparrow\downarrow$ | | | | 2 | 32 |
| | 5f | $n = 5$ | $\ell = 3$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | 14 | |
| | 6d | $n = 6$ | $\ell = 2$ | | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | | 10 | |
| | 7p | $n = 7$ | $\ell = 1$ | | | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | | | 6 | |

5. Atomes poly électroniques en mécanique ondulatoire.

Les atomes poly électroniques, c'est-à-dire ceux ayant plus d'un électron, présentent une complexité accrue par rapport aux atomes à un seul électron, comme l'atome d'hydrogène. En mécanique ondulatoire (ou mécanique quantique), cette complexité est abordée par des méthodes plus sophistiquées pour tenir compte des interactions entre électrons.

L'équation de Schrödinger pour un atome poly électronique ne peut pas être résolue exactement comme pour l'atome d'hydrogène. Cette équation inclut non seulement les interactions entre chaque électron et le noyau, mais aussi les interactions entre les électrons eux-mêmes, dans ce cas il faut donc faire appel à des méthodes d'approximation. L'approximation de Slater, consiste à remplacer pour chaque électron le numéro atomique (Z) par z effectif (Z_{eff}).

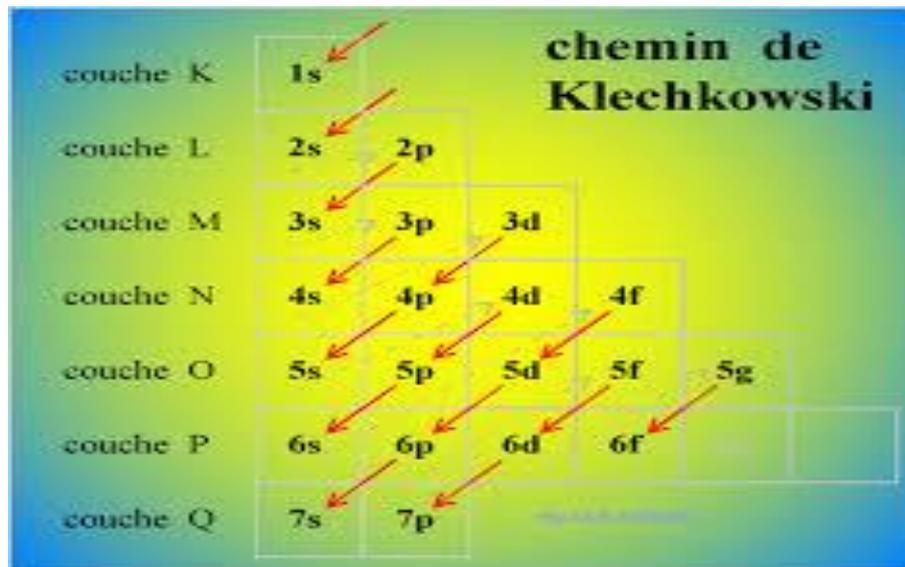
5.1 Configuration électronique des éléments

Ces règles vont nous permettre de voir la façon de disposer les électrons sur les différentes couches (niveau d'énergie), sous couche et case quantique.

A l'état fondamental, les électrons occupent les niveaux d'énergie les plus bas d'où une énergie minimale et donc une stabilité maximale. L'ordre de remplissage des sous couches est donné par la règle de Klechkowski.

5.1.1 Règle de Klechkowski :

Également connue sous le nom de règle de Madelung, est une règle empirique utilisée pour déterminer l'ordre de remplissage des orbitales atomiques par les électrons dans les atomes. Cet ordre est le suivant :

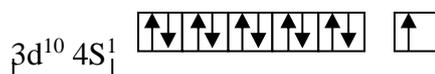
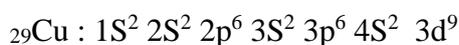
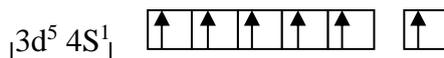
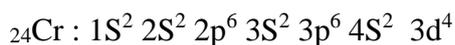


5.2 Exception à la règle de Klechkowski

A partir de $n = 4$, le remplissage des orbitales atomiques ne respecte pas rigoureusement la règle de Klechkowski. Cependant, il existe des exceptions à la règle de Klechkowski, principalement dues à des considérations de stabilité énergétique et d'interactions électroniques dans les atomes. Ces exceptions surviennent souvent dans les éléments de transition et les éléments des blocs d et f.

La configuration attendue selon la règle de Klechkowski : $nS^2 (n-1) d^4$ ou $nS^2 (n-1) d^9$ mais la configuration réelle sera : $(n-1) d^5 nS^1$ ou $(n-1) d^{10} nS^1$

Exemples



5.3 Règles de remplissage des orbitales atomiques

5.3.1 Principe d'exclusion de Pauli

Le principe d'exclusion de Pauli est une règle fondamentale de la mécanique quantique énoncée par Wolfgang Pauli en 1925. Ce principe stipule qu'aucuns deux fermions identiques (particules de spin semi-entier, comme les électrons) ne peuvent occuper simultanément le même état quantique dans un système donné.

Pour les électrons dans un atome, cela signifie que deux électrons ne peuvent pas avoir les mêmes quatre nombres quantiques n , l , m et s .

5.3.2 Règle de Hund

La règle de Hund est un principe empirique utilisé pour déterminer la configuration électronique la plus stable d'un atome ou d'un ion dans son état fondamental. Elle stipule que, lorsque les électrons remplissent les orbitales d'une sous-couche atomique (comme les orbitales p , d ou f), ils occupent les orbitales disponibles de manière à maximiser le nombre d'électrons non appariés ayant des spins parallèles.

La règle de Hund peut être résumée par les points suivants :

- Maximisation du nombre d'électrons non appariés :

Les électrons remplissent les orbitales d'une sous-couche de façon à maximiser le nombre d'électrons ayant des spins parallèles. Autrement dit, chaque orbitale d'une sous-couche reçoit un électron avant que n'importe quelle orbitale reçoive un deuxième électron.

- Spins parallèles pour les électrons non appariés :

Les électrons non appariés dans les orbitales d'une même sous-couche ont des spins parallèles (c'est-à-dire le même sens de spin). Lorsqu'une sous couche n'est pas complète, les électrons occupent le maximum d'orbitales avec des spins de même sens.

Exemple



5.4 Exemple de configuration électronique

La configuration électronique des atomes et des ions s'obtient en appliquant la règle de Klechkowski et en tenant compte du principe d'exclusion de Pauli et de la règle de Hund. La

représentation de cette configuration par les cases quantiques ne concerne que les sous couches du dernier niveau.

➤ **Atomes**

Elément du niveau $n = 1$

Remarque

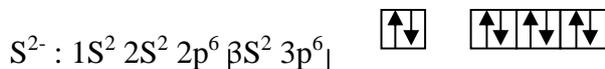
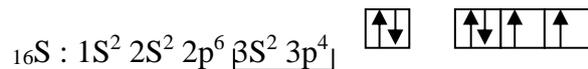
Après remplissage on doit toujours écrire la configuration électronique comme suit :

$(n-1) d^x nS^2$ et non $nS^2 (n-1) d^x$

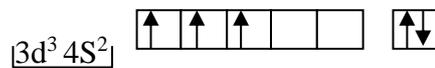
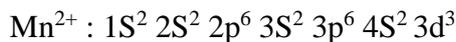
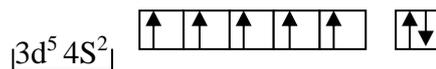
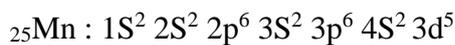
Les électrons de la sous couche $(n-1) d^x$ sont plus proche du noyau que ceux de nS .

➤ **Ions**

a-Anion X^{n-}



b-Cation X^{n+}



5.5 Effet écran : Approximation de Slater

La règle de Slater est une méthode pour calculer la charge effective (Z_{eff}) ressentie par un électron dans un atome multiélectronique. La charge effective est une mesure de l'attraction nette exercée par le noyau sur un électron particulier, prenant en compte l'effet d'écran ou de protection des autres électrons.

Elle donne des valeurs des Constantes d'écrans et permettent de calculer le numéro atomique effectif (Z_{eff}) et par conséquent le rayon atomique (r_a), l'énergie (E_n) et le potentiel de la première ionisation (P_{I1}) selon la relation suivante :

$$Z_{\text{eff}} = Z - \sigma_{ij}$$

σ_{ij} : constante d'écran

Pour utiliser la règle de Slater, il faut d'abord classer les électrons de l'atome en groupes spécifiques, en fonction de leur niveau d'énergie principal (n) et du type d'orbitale (s, p, d, f). Voici les étapes :

- Classer les électrons en groupes :

Les électrons sont divisés en groupes basés sur leurs niveaux d'énergie n et leurs types d'orbitales l . Les groupes sont formés comme suit : (1s), (2s, 2p), (3s, 3p), (3d), (4s, 4p), (4d), (4f),...

- Calculer les contributions des électrons :

Pour un électron donné, les autres électrons contribuent différemment à l'effet d'écran en fonction de leur position relative (dans le même groupe, groupes précédents, ou groupes plus éloignés).

- Appliquer les Constantes d'écrans :

Les constantes d'écrans (σ_{ij}) sont attribuées aux électrons en fonction de leur position par rapport à l'électron considéré :

Les électrons du même groupe (à l'exception de l'électron considéré) contribuent chacun pour 0.35 (ou 0.3 pour les électrons 1s).

Les électrons du groupe $(n-1)$ contribuent chacun pour 0.85 si $l \leq 1$ et 1.00 si $l > 1$.

Les électrons des groupes $(n-2)$ et plus bas contribuent chacun pour 1.00.

- Étapes de calcul

Identifier l'électron considéré et noter sa configuration électronique.

Classer tous les électrons de l'atome dans les groupes appropriés.

Calculer la somme des contributions des électrons selon les coefficients d'écran.

Tableau VI.2 : Les constantes d'écran suivant les couches n et les sous couche spdf

| | | | | | | | | | | | | |
|-------------|-----------|-------------|-------------|-----------|-------------|-----------|-----------|-------------|-----------|-----------|-------------|--|
| 1s | 0,3 | | | | | | | | | | | |
| 2s2p | 0,85 | 0,35 | | | | | | | | | | |
| 3s3p | 1 | 0,85 | 0,35 | | | | | | | | | |
| 3d | 1 | 1 | 1 | 0,35 | | | | | | | | |
| 4s4p | 1 | 1 | 0,85 | 0,85 | 0,35 | | | | | | | |
| 4d | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 0,35 | | | | | | |
| 4f | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 0,35 | | | | | |
| 5s5p | 1 | 1 | 1 | 1 | 0,85 | 0,85 | 0,85 | 0,35 | | | | |
| 5d | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 0,35 | | | |
| 5f | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 0,35 | | |
| 6s6p | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 | 0,85 | 0,85 | 0,85 | 0,35 | |
| | 1s | 2s2p | 3s3p | 3d | 4s4p | 4d | 4f | 5s5p | 5d | 5f | 6s6p | |

Exemples de calculs de charges effectives

1. Charge effective d'un électron externe de l'azote

${}_{7}\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$. On peut l'écrire sous la forme : $(1s)^2 (2s, 2p)^5$.

Un électron de la couche externe (2s, 2p) a donc comme électrons d'écran :

• 4 électrons (s, p) de la couche n : $\delta_{ij} = 0,35$,

• 2 électrons s de la couche n-1 : $\delta_{ij} = 0,85$.

On en déduit : $\delta_{ij} = (2 \times 0,85) + (4 \times 0,35) = 3,10$

Donc la charge effective :

$$Z_{\text{eff}} = Z - \delta = 7 - 3,1 = 3,9$$

2. Charge effective d'un électron 4s du zinc

${}_{30}\text{Zn} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ que l'on réécrit comme : $(1s)^2 (2s, 2p)^8 (3s, 3p)^8 (3d)^{10} (4s)^2$. Pour un électron 4s, l'écran est dû à :

• 1 électron s de la couche n : $\delta_{ij} = 0,35$,

• 10 électrons d de la couche n-1 : $\delta_{ij} = 0,85$,

• 8 électrons (s, p) de la couche n-1 : $\delta_{ij} = 0,85$,

• 8 électrons (s, p) de la couche n-2 : $\delta_{ij} = 1$,

• 2 électrons s de la couche n-3, $\delta_{ij} = 1$.

On calcule : $\delta = (1 \times 0,35) + (18 \times 0,85) + (10 \times 1) = 25,65$

Donc la charge effective :

$$Z_{\text{eff}} = Z - \delta = 30 - 25,65 = 4,35$$

Exercices Chapitre VI

Exercice N° 1 :

Classer les sous couches suivantes (vides) dans l'ordre de l'énergie croissante :

2s, 5d, 2p, 1s, 4p, 3d, 4d, 3s, 4s, 4f, 5s.

Corrigé :

Classement des sous couches dans l'ordre de l'énergie croissante : 1s, 2s, 2p, 3s, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 4f, 5d.

Exercice N° 2 :

Soient les cinq électrons des Bores ${}_5\text{B}$ dans son état fondamental caractérisés par les nombres quantiques suivants :

- | | | | |
|----------|-------|-------|----------|
| a) $n=1$ | $l=0$ | $m=0$ | $s=+1/2$ |
| b) $n=2$ | $l=2$ | $m=1$ | $s=-1/2$ |
| c) $n=1$ | $l=0$ | $m=0$ | $s=-1/2$ |
| d) $n=2$ | $l=1$ | $m=0$ | $s=+1/2$ |
| e) $n=2$ | $l=0$ | $m=0$ | $s=+1/2$ |
| f) $n=2$ | $l=0$ | $m=0$ | $s=-1/2$ |

- 1) identifier ces électrons. Quels sont les électrons occupant la même orbitale ?
- 2) une combinaison des nombres quantiques est fautive. Laquelle ?
- 3) donner la configuration électronique du bore correspondant à la plus petite énergie d'excitation.

Corrigé :

1) Identification les cinq électrons des bores ${}_5\text{B}$ dans son état fondamental :

- a) $1s^1$
- b) $2d^6$
- c) $1s^1$
- d) $2p^1$
- e) $2s^1$
- f) $2s^2$

• Les électrons occupant la même orbitale sont : a) et c) ; e) et f).

2) La combinaison fautive est la combinaison b), parce que 2d n'existe plus.

3) La configuration électronique du bore :

${}_5\text{B} : 1s^2 2s^2 2p^1$ l'état fondamental

${}_5\text{B}^* : 1s^2 2s^1 2p^2$ l'état excité

Exercice N°3 :

On considère la série des éléments dont le numéro atomique varie de $Z=3$ à $Z=10$.

- 1) Ecrire la configuration électronique de ces éléments en utilisant les cases quantiques.
- 2) Parmi ces éléments, quels sont ceux qui possèdent :

- a) 1 électron célibataire
- b) 2 électrons célibataires
- c) 3 électrons célibataires
- d) Aucun électron célibataire.

Corrigé :

a) La configuration électronique des éléments dont le numéro atomique varie de $Z=3$ à $Z=10$:

- | | |
|--|-----------------------------|
| 1) $Z = 3, {}_3\text{Li} : 1s^2 2s^1$ | 1 électron célibataire |
| 2) $Z = 4, {}_4\text{Be} : 1s^2 2s^2$ | Aucun électron célibataire |
| 3) $Z = 5, {}_5\text{B} : 1s^2 2s^2 2p^1$ | 1 électron célibataire |
| 4) $Z = 6, {}_6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$ | 2 électrons célibataires |
| 5) $Z = 7, {}_7\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$ | 3 électrons célibataires |
| 6) $Z = 8, {}_8\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$ | 2 électrons célibataires |
| 7) $Z = 9, {}_9\text{F} : 1s^2 2s^2 2p^5$ | 1 électron célibataire |
| 8) $Z = 10, {}_{10}\text{Ne} : 1s^2 2s^2 2p^6$ | Aucun électron célibataire. |

Exercice N° 4 :

- A. 1) Ecrire la configuration électronique de silicium ${}_{14}\text{Si}$ à l'état fondamental.
 2) Déterminer les valeurs des 4 nombres quantiques des électrons de valence du silicium.
 3) Les représentations par les cases quantiques des électrons de valence du silicium sont les suivantes :

- a)

| |
|----|
| ↑↓ |
|----|

| | | |
|---|---|--|
| ↑ | ↓ | |
|---|---|--|
- b)

| |
|----|
| ↑↓ |
|----|

| | | |
|----|--|--|
| ↑↓ | | |
|----|--|--|
- c)

| |
|----|
| ↑↓ |
|----|

| | | |
|---|---|--|
| ↑ | ↑ | |
|---|---|--|
- d)

| |
|----|
| ↑↑ |
|----|

| | | |
|---|--|--|
| ↑ | | |
|---|--|--|
- e)

| |
|---|
| ↑ |
|---|

| | | |
|---|---|---|
| ↑ | ↑ | ↑ |
|---|---|---|

Deux représentations sont correctes, les quelles ?

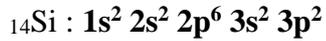
Pour les trois autres, dites quelles sont les règles non respectées ?

B. Les configurations électroniques suivantes sont-elles correctes, à l'état fondamental ?

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^4$
- b) $1s^2 2s^2 2p^5$
- c) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^1$

Corrigé :

1) la configuration électronique de silicium ${}_{14}\text{Si}$ à l'état fondamental :



2) Les valeurs des 4 nombres quantiques des électrons de valence du silicium :

La couche de valence est : $3s^2 3p^2$, Les électrons de valences sont 4 électrons, ses valeurs quantiques sont respectivement :

1er électron : $n=3 \quad l=0 \quad m=0 \quad s=+1/2$

2ème électron : $n=3 \quad l=0 \quad m=0 \quad s=-1/2$

3ème électron : $n=3 \quad l=1 \quad m=0 \quad s=+1/2$

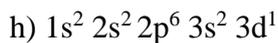
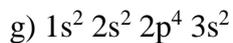
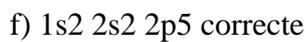
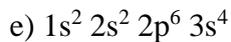
4ème électron : $n=3 \quad l=1 \quad m=1 \quad s=+1/2$

3) Les représentations des électrons de valence du silicium :

Les deux représentations correctes sont : c) et e).

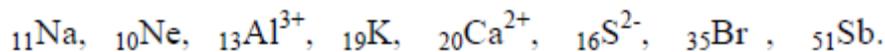
Les règles non respectées dans les trois autres sont : de Hund et Pauli.

B. Les configurations électroniques correctes sont :



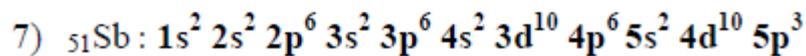
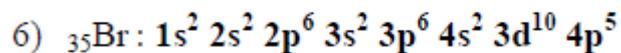
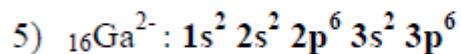
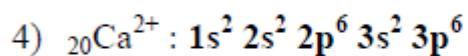
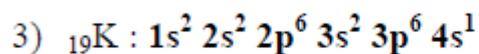
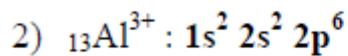
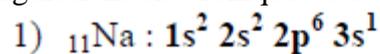
Exercice N° 5 :

Ecrire les configurations électroniques des atomes ou ions suivants, quelle est la règle utilisé ?



Corrigé :

Les configurations électroniques des atomes ou ions suivants,



Les règles utilisées sont : les règles de Hund, Pauli et Klechkewski.

CHAPITRE V :

LA CLASSIFICATION

PERIODIQUE DES

ELEMENTS

1. Classification périodique de D. Mendeleïev

À mesure qu'augmentait le nombre d'éléments connus, les chimistes du XIX^e siècle éprouvaient le besoin de les ordonner. En rangeant les atomes dans l'ordre croissant de leur masse atomique, il apparaît une périodicité dans leurs propriétés.

Dmitri Mendeleïev, un chimiste russe, est largement reconnu pour avoir développé la première version cohérente du tableau périodique des éléments en 1869. Sa classification a révolutionné la chimie en permettant de prévoir les propriétés des éléments encore inconnus à l'époque.

Le tableau périodique est l'outil le plus essentiel pour comparer les éléments chimiques et facilite leur compréhension. Il aide à comprendre les groupes d'éléments en illustrant la relation entre leurs propriétés chimiques et leur structure atomique. Le tableau périodique permet également de prédire les formules des composés et les types de liaisons qui unissent les composants d'une molécule.

1.1 Principes de la Classification de Mendeleïev

Mendeleïev a classé les éléments en fonction de leur masse atomique croissante, tout en laissant des espaces vides pour les éléments qu'il prédisait mais qui n'étaient pas encore découverts.

Les éléments avec des propriétés chimiques similaires étaient placés dans les mêmes colonnes verticales (groupes), ce qui montrait une périodicité dans les propriétés des éléments.

Mendeleïev a laissé des trous dans son tableau pour les éléments qu'il prévoyait, en utilisant les tendances observées pour estimer les propriétés de ces éléments. Par exemple, il a prédit les propriétés du germanium (qu'il appelait eka-silicium), du gallium (eka-aluminium) et du scandium (eka-bore).

1.2 Caractéristiques du Tableau de Mendeleïev

1.2.1 Groupes et Périodes :

- Les éléments sont arrangés en groupes (colonnes) et en périodes (lignes).
- Les groupes contiennent des éléments ayant des propriétés chimiques similaires.
- Les périodes montrent une variation régulière des propriétés chimiques et physiques des éléments.

1.2.1 Propriétés Prévisibles :

Mendeleïev a pu prévoir les propriétés des éléments non découverts en observant les tendances des éléments voisins. Ses prédictions se sont révélées précises pour de nombreux éléments.

1.2.3 Correction des Masses Atomiques :

En plaçant certains éléments, Mendeleïev a remarqué des incohérences dans les masses

atomiques publiées. Il a corrigé ces valeurs pour maintenir la cohérence des propriétés chimiques au sein des groupes.

1.3 Limites du Tableau de Mendeleïev

Bien que révolutionnaire, la classification par masse atomique présentait des exceptions où l'ordre des masses atomiques ne correspondait pas aux propriétés chimiques (par exemple, l'iode et le tellure).

Avec la découverte des protons et des neutrons, il est devenu clair que l'ordre des éléments dans le tableau devait être basé sur le numéro atomique (nombre de protons) plutôt que sur la masse atomique.

Cette révision a été formalisée avec la loi périodique moderne de Moseley en 1913.

2. Tableau Périodique Moderne :

Le tableau périodique moderne est une représentation systématique des éléments chimiques, organisée en fonction de leur numéro atomique croissant (le nombre de protons dans le noyau de l'atome). Cette organisation permet de révéler les propriétés périodiques des éléments, c'est-à-dire les tendances récurrentes de leurs caractéristiques chimiques et physiques qui montrent une périodicité due à la configuration électronique des atomes.

3. Structure du Tableau Périodique Moderne

Les 118 éléments du tableau périodique sont classés par Z croissant. Chaque ligne horizontale dans le tableau périodique occupée par les éléments ayant la même valeur de n est appelée période. Les périodes sont classées de haut en bas par n croissant.

Tous les éléments d'une même période ont même configuration des électrons de cœur

Chaque période est elle-même scindée en un à quatre blocs, qui correspondent aux sous-couches électroniques, identifiées par leur nombre quantique secondaire « l » : il existe quatre types de sous-couches électroniques connues à l'état fondamental, notées s , p , d et f .

Chacune de ces sous-couches contient respectivement 1, 3, 5 et 7 orbitales atomiques, identifiées par leur nombre quantique magnétique « m » puis chaque orbitale est occupée par au plus deux électrons, identifiés chacun par leur nombre quantique magnétique de spin « s ».

Tous les éléments d'une même colonne (rangée) ont même configuration des électrons de valence. Le tableau périodique contient 7 périodes (7 lignes) et 18 colonnes

3.1 Description des lignes (périodes)

Chaque ligne horizontale du tableau périodique constitue une période, elle correspond à une couche électronique additionnelle autour du noyau atomique.

Le nombre de la période indique le niveau d'énergie principal des électrons de valence des éléments de cette période.

Tableau V.1 : La répartition électronique des éléments dans le tableau périodique

| Couche | Z | Structure électronique | Nombre d'éléments |
|----------|--------------|---|-------------------|
| 1s | 1,2 | 1s ¹ et 1s ² | 2 |
| 2s2p | 3 ≤ Z ≤ 10 | 2s ¹⁻² , 2p ¹⁻⁶ | 8 |
| 3s3p | 11 ≤ Z ≤ 18 | 3s ¹⁻² , 3p ¹⁻⁶ | 8 |
| 4s3d4p | 19 ≤ Z ≤ 36 | 4s ¹⁻² , 3d ¹⁻¹⁰ , 4p ¹⁻⁶ | 18 |
| 5s4d5p | 37 ≤ Z ≤ 54 | 5s ¹⁻² , 4d ¹⁻¹⁰ , 5p ¹⁻⁶ | 18 |
| 6s4f5d6p | 55 ≤ Z ≤ 86 | 6s ¹⁻² , 4f ¹⁻¹⁴ , 4d ¹⁻¹⁰ , 6p ¹⁻⁶ | 32 |
| 7s5f | 87 ≤ Z ≤ 103 | | |

La 6ème période comporte 32 éléments dont les lanthanides correspondant au remplissage de la sous-couche 4f : $58 \leq Z \leq 71$;

La 7ème période est incomplète. Elle débute par le remplissage de la sous-couche 7s (Fr, Ra). Suit la série des actinides ($Z \geq 90$), correspondant au remplissage de la sous-couche 5f. La plupart de ces éléments sont radioactifs.

3.2 Description des colonnes (groupes chimiques)

Les colonnes verticales sont appelées groupes ou familles. Les éléments d'un même groupe ont des configurations électroniques de valence similaires, ce qui leur confère des propriétés chimiques comparables.

Il y a 18 groupes numérotés de I à VIII et ils sont désignés par les sous-groupes (A ou B) dans les systèmes de notation traditionnels.

- Sous-groupes A

Les sous-groupes « A » constituent les blocs s et p qui ont la configuration

électronique suivante : bloc s : ns¹ ou ns² & bloc p : ns² np^s $1 \leq x \leq 6$

- Sous-groupes B

Les éléments du bloc d dont la sous couche d est incomplètement remplie sont les

métaux de transition : $(n - 1)d^x ns^y$ avec : $0 \leq x \leq 10$, $0 \leq y \leq 2$

3.3 Blocs des groupes

Le tableau est divisé en quatre blocs basés sur la sous-couche électronique en cours de remplissage :

Bloc s : Groupes 1 et 2, ainsi que l'hydrogène et l'hélium.

Bloc p : Groupes 13 à 18.

Bloc d : Groupes 3 à 12, contenant les métaux de transition.

Bloc f : Lanthanides et actinides, souvent placés en bas du tableau.

Le schéma suivant présente le découpage du tableau périodique par blocs

| $\ell=0$ | $\ell=3$ | | | | | | | $\ell=2$ | | | | | $\ell=1$ | | | | | | | | | | |
|----------|----------|----|----|----|----|----|----|----------|----|----|----|----|----------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| 1s | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 2s | | | | | | | | | | | | | | | | 2p | 2p | 2p | | | | | |
| 3s | | | | | | | | | | | | | | | | 3p | 3p | 3p | | | | | |
| 4s | | | | | | | | | | | | | | | | 3d | 3d | 3d | 3d | 3d | 4p | 4p | 4p |
| 5s | | | | | | | | | | | | | | | | 4d | 4d | 4d | 4d | 4d | 5p | 5p | 5p |
| 6s | 4f | 4f | 4f | 4f | 4f | 4f | 4f | 5d | 5d | 5d | 5d | 5d | 6p | 6p | 6p | | | | | | | | |
| 7s | 5f | 5f | 5f | 5f | 5f | 5f | 5f | 6d | 6d | 6d | 6d | 6d | 7p | 7p | 7p | | | | | | | | |

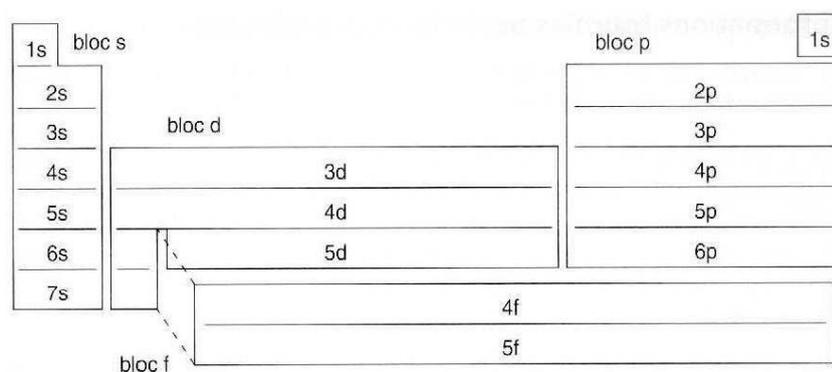


Figure V.1 : Blocs s, p, d et f dans le tableau de la classification périodique

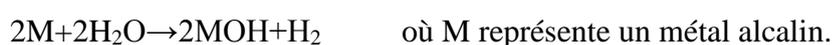
3.4. Familles

3.4.1 Famille des alcalins : Groupe $I_A = ns1$

La famille des alcalins, également connue sous le nom de métaux alcalins, comprend les éléments du groupe 1 du tableau périodique. Ces éléments sont caractérisés par des propriétés chimiques et physiques similaires en raison de leur configuration électronique semblable.

Propriétés :

- Métaux mous : Les alcalins sont relativement mous et peuvent être coupés avec un couteau. La dureté diminue en descendant le groupe.
- Faible densité : Les premiers alcalins (Li, Na, K) ont des densités faibles. Par exemple, le lithium, le sodium et le potassium flottent sur l'eau.
- Points de fusion et d'ébullition bas : Les métaux alcalins ont des points de fusion et d'ébullition relativement bas, qui diminuent en descendant le groupe.
- Réactivité élevée : Les alcalins sont très réactifs, surtout avec l'eau, formant des hydroxydes alcalins et libérant de l'hydrogène. Leur réactivité augmente en descendant le groupe.



- Formation de bases fortes : Les hydroxydes formés (comme NaOH, KOH) sont des bases très fortes.
- Formation de composés ioniques : Les alcalins forment principalement des composés ioniques, tels que les halogénures alcalins (comme NaCl).
- Flamme colorée : Les alcalins produisent des couleurs caractéristiques lorsqu'ils sont chauffés dans une flamme (Li : rouge, Na : jaune, K : violet, Rb : rouge-violet, Cs : bleu-violet).

3.4.2 Famille des alcalino-terreux : Groupe $II_A = ns^2$

Les alcalino-terreux (Béryllium(Be), magnésium(Mg), calcium(Ca), strontium(Sr), baryum(Ba), radium(Ra)) sont les éléments du groupe 2 du tableau périodique. Ils sont caractérisés par des propriétés chimiques et physiques similaires dues à leur configuration électronique.

Propriétés :

- Métaux durs et brillants : Les alcalino-terreux sont plus durs que les métaux alcalins et ont un éclat métallique argenté.
- Points de fusion et d'ébullition : Ils ont des points de fusion et d'ébullition plus élevés que les métaux alcalins, mais ces points diminuent en descendant le groupe.
- Densité : Leur densité est supérieure à celle des métaux alcalins, augmentant généralement en descendant le groupe.
- Réactivité : Les alcalino-terreux sont moins réactifs que les métaux alcalins mais réagissent quand même avec l'eau, formant des hydroxydes et libérant de l'hydrogène. Leur réactivité augmente en descendant le groupe. $M+2H_2O \rightarrow M(OH)_2+H_2$ où M représente un métal alcalino-terreux.
- Formation de bases fortes : Les hydroxydes formés (comme $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$) sont des bases fortes, mais moins solubles que les hydroxydes des métaux alcalins.
- Formation de composés ioniques : Ils forment principalement des composés ioniques tels que les halogénures et les sulfates.

3.4.3 Famille des métaux de transition

Les métaux de transition occupent le bloc d du tableau périodique qui n'est ni un lanthanide ni un actinide. Il s'agit des 38 éléments des périodes 4 à 7 et des groupes 3 à 12 hormis le lutécium ^{71}Lu (un lanthanide) et le lawrencium ^{103}Lr (un actinide).

Ces éléments se distinguent par des propriétés chimiques et physiques uniques dues à la présence d'électrons dans les orbitales d.

Propriétés :

- Points de fusion et d'ébullition élevés : Les métaux de transition ont des points de fusion et d'ébullition élevés en raison de la forte interaction métallique entre les atomes.

- Conductivité : Ils sont d'excellents conducteurs de chaleur et d'électricité.
- Dureté et résistance : Les métaux de transition sont généralement durs et résistants. Ils forment souvent des alliages robustes.
- Propriétés Chimiques :
 - État d'oxydation multiple : Les métaux de transition peuvent adopter plusieurs états d'oxydation, ce qui leur permet de former divers types de composés. Par exemple, le fer peut avoir des états d'oxydation +2 (Fe^{2+}) et +3 (Fe^{3+}).
 - Complexes de coordination : Ces métaux forment des complexes de coordination avec des ligands, où les orbitales d jouent un rôle clé dans la liaison.
 - Catalyseurs : De nombreux métaux de transition, comme le platine et le palladium, sont utilisés comme catalyseurs dans les réactions chimiques industrielles et organiques.
 - Formation de composés colorés : Les métaux de transition et leurs composés présentent souvent des couleurs vives dues aux transitions d-d électroniques.

3.4.4 Chalcogène : $ns^2 np^4$

Les chalcogènes sont les éléments du groupe VI_A du tableau périodique. Ce groupe est aussi connu sous le nom de "groupe des oxydants" ou "famille de l'oxygène". Les chalcogènes comprennent à la fois des non-métaux et des métalloïdes, et ils jouent un rôle crucial dans la chimie inorganique et organique, ainsi que dans les systèmes biologiques. Les éléments de la Famille des Chalcogènes sont : Oxygène(O) ; Soufre (S) ; Sélénium (Se) ; Tellure (Te) ; Polonium (Po) ; Livermorium (Lv) (élément synthétique et très instable)

Propriétés :

- Variation avec la masse atomique : Les propriétés physiques varient largement dans ce groupe, de l'oxygène, un gaz à température ambiante, au tellure, un métalloïde solide.
- Points de fusion et d'ébullition : Ces points augmentent en descendant le groupe. L'oxygène a un point de fusion très bas, tandis que le tellure a un point de fusion beaucoup plus élevé.
- État physique : L'oxygène est un gaz, le soufre est un solide mou, le sélénium est un solide cassant, et le tellure est un métalloïde cristallin.
- Réactivité : Les chalcogènes sont réactifs, surtout les premiers éléments du groupe. L'oxygène est un oxydant puissant, et le soufre est également réactif, bien que moins que l'oxygène.
- Formation de composés : Les chalcogènes forment des composés avec presque tous les éléments, souvent en formant des oxydes (comme SO_2 , CO_2) et des sulfures (comme H_2S).
- État d'oxydation : Les chalcogènes peuvent adopter divers états d'oxydation, allant de -2 (comme dans H_2S) à +6 (comme dans SO_4^{2-}).

3.4.5 Halogènes : $ns^2 np^5$

Les halogènes constituent le groupe VII_A du tableau périodique. Ils sont connus pour

leur réactivité élevée et leur capacité à former des sels lorsqu'ils réagissent avec les métaux. Le terme "halogène" vient du grec "halo" (sel) et "genes" (engendrer), signifiant "générateurs de sel". Les éléments de la Famille des Halogènes : Fluor (F) ; Chlore (Cl) ; Brome (Br) ; Iode (I) ; Astate (At) ; Tennessé (Ts) (élément synthétique et très instable)

Propriétés :

- État physique : Les halogènes existent dans les trois états de la matière à température ambiante : le fluor et le chlore sont des gaz, le brome est un liquide, et l'iode et l'astate sont des solides.
- Couleur : Les halogènes sont colorés. Le fluor est un gaz jaune pâle, le chlore est vert, le brome est brun rougeâtre, et l'iode est violet.
- Points de fusion et d'ébullition : Ces points augmentent en descendant le groupe, le fluor ayant les plus bas et l'iode les plus élevés parmi les non-synthétiques.
- Réactivité élevée : Les halogènes sont très réactifs, surtout le fluor, qui est l'élément le plus électronégatif et réagit avec presque tous les éléments.
- Formation de sels : Ils réagissent avec les métaux pour former des sels ioniques, tels que le chlorure de sodium (NaCl).
- Oxydants puissants : Les halogènes sont des agents oxydants puissants. Le fluor est le plus fort oxydant de tous les éléments.
- Acides halogéniques : Ils forment des acides halogéniques en réagissant avec l'hydrogène, comme l'acide chlorhydrique (HCl), l'un des acides les plus couramment utilisés.

3.4.6 Gaz rare (Gaz Nobles) ns^2np^6

Les gaz rares, également appelés gaz nobles, constituent le groupe 18 du tableau périodique. Ils sont connus pour leur faible réactivité chimique, ce qui les distingue des autres éléments. Les éléments de la Famille des Gaz Rares : Hélium (He) ; Néon (Ne) ; Argon (Ar) ; Krypton (Kr) ; Xénon (Xe) ; Radon (Rn) ; Oganesson (Og) (élément synthétique et très instable)

Propriétés :

- État physique : Tous les gaz rares sont des gaz monoatomiques à température ambiante.
- Points de fusion et d'ébullition : Ils ont des points de fusion et d'ébullition très bas, qui augmentent légèrement en descendant le groupe.
- Densité : Les densités augmentent également en descendant le groupe, l'hélium étant le plus léger et le radon le plus lourd.
- Faible réactivité : Les gaz rares sont extrêmement peu réactifs. Cette inertie chimique est due à la configuration électronique stable de leurs couches externes. Cependant, des composés de gaz rares (principalement avec le xénon et le krypton) ont été synthétisés, comme le xénon hexafluoroplatinate ($XePtF_6$).

- Absence d'affinité électronique : Les gaz rares ont une affinité électronique proche de zéro et des énergies d'ionisation très élevées

3.4.7 Eléments des terres rares

Ces éléments possèdent les orbitales f en cours de remplissage. On distingue les éléments qui correspondent au remplissage de l'orbitale 4f : on les appelle les lanthanides. Ceux qui correspondent au remplissage de l'orbitale 5f sont appelés les actinides.

➤ Lanthanide

Les lanthanides sont une série de 15 éléments chimiques, allant du lanthane (La) au lutécium (Lu), numérotés de 57 à 71 dans le tableau périodique. Ils sont souvent appelés "terres rares", bien que certains éléments de cette série soient relativement abondants dans la croûte terrestre. Les lanthanides sont connus pour leurs propriétés magnétiques, catalytiques, et optiques uniques, ce qui les rend essentiels dans diverses applications industrielles et technologiques.

➤ Actinide

Les actinides sont une série d'éléments chimiques situés dans le tableau périodique du numéro atomique 89 (actinium) au numéro 103 (lawrencium). Ces éléments sont caractérisés par leur radioactivité et sont principalement connus pour leur utilisation dans les domaines de l'énergie nucléaire et des armes nucléaires. Comme les lanthanides, les actinides sont souvent regroupés en raison de leurs similitudes chimiques.

3.4.8 Métaux

Dans le tableau périodique des éléments la diagonale partant du bore (B) et allant jusqu'au polonium (Po) sépare les éléments métalliques (en bas à gauche) des éléments non métalliques (en haut à droite). Les éléments placés sur cette ligne sont des métalloïdes.

De plus, le caractère métallique des éléments d'une même colonne augmente avec le nombre d'électrons (c'est-à-dire lorsque l'on descend dans le tableau). Par exemple, le carbone-diamant ($Z=6$) est un isolant, le silicium ($Z=14$) est un semi-conducteur et l'étain ($Z=50$) est un métal.

Les métaux sont en général des solides propres et cristallins dans les conditions normales de température et de pression (CNTP) ; le mercure est toutefois une exception notable puisqu'il est le seul métal à l'état liquide dans les conditions normales (25 °C sous pression atmosphérique) ;

L'hydrogène n'est pas cité habituellement comme un métal, bien que sa position sur le tableau périodique des éléments, son aptitude à donner facilement des ions positifs et les découvertes récentes sur l'hydrogène métallique le permettraient.

Les métaux ont toujours un nombre d'oxydation positif : ils ne forment donc que des cations.

La plupart du temps, les métaux sont extraits sous forme minérale plus ou moins cristallisée (cristal) dans leurs minerais et presque toujours combinés à un ou plusieurs autres atomes.

3.4.9 Non-métaux

Les non-métaux forment une série chimique du tableau périodique qui regroupe les éléments qui ne sont ni des métaux, ni des métalloïdes, ni des halogènes, ni des gaz rares. Cette série comprend l'hydrogène, le carbone, l'azote, l'oxygène, le phosphore, le soufre et le sélénium.

Les propriétés physiques des non-métaux les différencient nettement des métaux : une densité, des températures de changement d'état, des conductivités électrique et thermique plus faibles que celles des métaux. Ils se caractérisent aussi par une forte électronégativité, des oxydes acides et une absence de malléabilité et de ductilité à l'état solide. Certains allotropes du carbone (notamment le graphite) et du phosphore ont toutefois des propriétés qui les rapprochent des métalloïdes ; l'hydrogène se comporte comme un métal à haute pression (hydrogène métallique²). Les non-métaux forment généralement des liaisons ioniques avec les métaux.

Tableau V.2 : Tableau périodique

Tableau périodique des éléments

| CAS | IA | IIA | IIIB | IVB | VB | VIB | VIB | VIIIB | VIIIB | VIIIB | IB | IIB | IIIA | IVA | VA | VIA | VIIA | VIIIA | |
|-------|----------|----------|----------------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|------------------|-----------|
| IUPAC | IA | IIA | IIIA | IVA | VA | VIA | VIA | VIIA | VIII | VIII | VIII | IB | IIB | IIIB | IVB | VB | VIB | VIIA | 0 |
| | Bloc s | | f | Bloc d | | | | | | | | | Bloc p | | | | | (He dans bloc s) | |
| ↓↔ | 1 | 2 | 3 ^b | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | |
| 1 | 1 H | | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He |
| 2 | 3 Li | 4 Be | | | | | | | | | | | | 5 B | 6 C | 7 N | 8 O | 9 F | 10 Ne |
| 3 | 11 Na | 12 Mg | | | | | | | | | | | | 13 Al | 14 Si | 15 P | 16 S | 17 Cl | 18 Ar |
| 4 | 19 K | 20 Ca | | 21 Sc | 22 Ti | 23 V | 24 Cr | 25 Mn | 26 Fe | 27 Co | 28 Ni | 29 Cu | 30 Zn | 31 Ga | 32 Ge | 33 As | 34 Se | 35 Br | 36 Kr |
| 5 | 37 Rb | 38 Sr | | 39 Y | 40 Zr | 41 Nb | 42 Mo | 43 Tc | 44 Ru | 45 Rh | 46 Pd | 47 Ag | 48 Cd | 49 In | 50 Sn | 51 Sb | 52 Te | 53 I | 54 Xe |
| 6 | 55 Cs | 56 Ba | * | 71 Lu | 72 Hf | 73 Ta | 74 W | 75 Re | 76 Os | 77 Ir | 78 Pt | 79 Au | 80 Hg | 81 Tl | 82 Pb | 83 Bi | 84 Po | 85 At | 86 Rn |
| 7 | 87 Fr | 88 Ra | ** | 103 Lr | 104 Rf | 105 Db | 106 Sg | 107 Bh | 108 Hs | 109 Mt | 110 Ds | 111 Rg | 112 Cn | 113 Nh | 114 Fl | 115 Mc | 116 Lv | 117 Ts | 118 Og |
| | | | ↓ | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | Lanthanides * | 57 La | 58 Ce | 59 Pr | 60 Nd | 61 Pm | 62 Sm | 63 Eu | 64 Gd | 65 Tb | 66 Dy | 67 Ho | 68 Er | 69 Tm | 70 Yb | | |
| | | | Actinides ** | 89 Ac | 90 Th | 91 Pa | 92 U | 93 Np | 94 Pu | 95 Am | 96 Cm | 97 Bk | 98 Cf | 99 Es | 100 Fm | 101 Md | 102 No | | |

Tableau V.3 : Les familles d'éléments sont indiquées par la couleur des cases

| Métaux | | | | | Non-métaux | | | | Éléments non classés |
|----------|------------------|--------------------------|----------------------|----------------|-------------|-------------------|-----------|------------|----------------------|
| Alcalins | Alcalino-terreux | Lanthanides Actinides | Métaux de transition | Métaux pauvres | Métalloïdes | Autres non-métaux | Halogènes | Gaz nobles | |

La préconisation de l'IUPAC est d'utiliser une numérotation de 1 à 18, en remplacement des deux systèmes en chiffres romains utilisés l'un en Amérique du Nord (système CAS) et l'autre en Europe (ancien IUPAC). Ces deux systèmes utilisaient une combinaison d'un chiffre de I à VIII et d'une lettre A ou B. Le chiffre indiquait plus ou moins l'état d'oxydation le plus élevé sur la colonne. Il était croissant de gauche à droite, une fois sur la moitié gauche du tableau et une fois sur la moitié droite du tableau, avec une irrégularité au niveau des métaux de transition.

Ces deux systèmes différaient en revanche dans l'usage qu'ils faisaient de la lettre. Dans l'ancien système IUPAC européen, la lettre A était employée à gauche et la lettre B à droite du tableau, de part et d'autre du groupe VIII, tandis que, dans le système CAS américain, la lettre A était employée pour les éléments du groupe principal (bloc s et bloc p) tandis que la lettre B était employée pour les éléments de transition (bloc d). Le nouveau système numérote simplement les groupes de 1 à 18 de gauche à droite. Il a été proposé en 1985 pour commentaires, et a été intégré à l'édition 1990 de la Nomenclature de chimie inorganique de l'IUPAC.

4. Évolution et Périodicité des Propriétés Physico-Chimiques des Éléments

L'évolution et la périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments sont des concepts fondamentaux dans la chimie, qui résultent de la structure électronique des atomes et de leur arrangement dans le tableau périodique. Voici une vue d'ensemble de ces concepts :

4.1 Périodicité des Propriétés

La périodicité des propriétés se réfère aux tendances régulières observées dans les propriétés chimiques et physiques des éléments lorsqu'ils sont organisés par numéro atomique dans le tableau périodique. Ces tendances sont dues à la structure électronique des atomes.

4.1.1 Rayon Atomique

Le rayon atomique est la distance moyenne entre le noyau et l'électron le plus éloigné dans un atome.

À travers une période : Le rayon atomique diminue de gauche à droite au sein d'une période. Cela est dû à l'augmentation du nombre de protons dans le noyau, ce qui renforce l'attraction du noyau sur les électrons, réduisant ainsi la taille de l'atome.

À travers un groupe : Le rayon atomique augmente de haut en bas dans un groupe. Cela est dû à l'ajout de nouvelles couches électroniques, ce qui augmente la distance entre le noyau

et les électrons les plus éloignés.

4.1.2 Énergie d'ionisation

L'énergie d'ionisation est l'énergie nécessaire pour arracher un électron d'un atome ou d'un ion dans son état gazeux.

À travers une période : L'énergie d'ionisation augmente de gauche à droite au sein d'une période. Cela est dû à l'augmentation de la charge nucléaire effective, qui rend les électrons plus difficiles à retirer.

À travers un groupe : L'énergie d'ionisation diminue de haut en bas dans un groupe. Les électrons sont plus éloignés du noyau et sont moins fortement attirés, ce qui nécessite moins d'énergie pour les retirer.

4.1.3 Affinité Électronique

L'affinité électronique est l'énergie libérée lorsqu'un atome capture un électron pour former un anion.

À travers une période : L'affinité électronique augmente généralement de gauche à droite au sein d'une période, car les atomes ont une charge nucléaire effective plus élevée et attirent les électrons plus facilement.

À travers un groupe : L'affinité électronique diminue de haut en bas dans un groupe. Les électrons ajoutés sont plus éloignés du noyau et sont moins fortement attirés.

4.1.4 Électronégativité

L'électronégativité est la capacité d'un atome à attirer des électrons dans une liaison chimique.

À travers une période : L'électronégativité augmente de gauche à droite au sein d'une période. Les atomes ont une charge nucléaire plus élevée et attirent les électrons de liaison plus efficacement.

À travers un groupe : L'électronégativité diminue de haut en bas dans un groupe. Les électrons de liaison sont plus éloignés du noyau et sont moins attirés.

4.1.5 Évolution des Propriétés Physiques et Chimiques

➤ Propriétés Physiques

Métaux : Les métaux sont généralement conducteurs de chaleur et d'électricité, malléables, et ductiles. Ils sont situés à gauche et au centre du tableau périodique.

Non-Métaux : Les non-métaux sont généralement des isolants ou de mauvais conducteurs de chaleur et d'électricité. Ils sont situés à droite du tableau périodique.

Métalloïdes : Les métalloïdes ont des propriétés intermédiaires entre les métaux et les non-métaux. Ils sont situés le long de la ligne de séparation entre les métaux et les non-métaux.

➤ Propriétés Chimiques

Réactivité des Métaux : La réactivité des métaux alcalins (groupe 1) et des métaux

alcalino-terreux (groupe 2) augmente de haut en bas dans leurs groupes. Les métaux de transition montrent une réactivité variée.

Réactivité des Non-Métaux : La réactivité des non-métaux augmente de bas en haut dans leurs groupes. Les halogènes (groupe 17) deviennent plus réactifs en montant dans le groupe.

➤ Propriétés des Composés

Composés Ionique : Les éléments des groupes 1 & 2 réagissent facilement avec les non-métaux pour former des composés ioniques.

Composés Covalents : Les non-métaux, en particulier les éléments des groupes 14 à 17, forment des composés covalents.

5. Différents types de calculs par la Règle de Slater

5.1 Calcul du rayon atomique par la Règle de Slater

Le rayon atomique r_n d'un élément est donné par la relation :

$$r_n = r_0 (n^2/Z_{\text{eff}})$$

Avec :

r_0 rayon de l'atome de Bohr : $r_0=0,0529\text{nm}$

n , nombre quantique principal caractéristique des électrons de valence

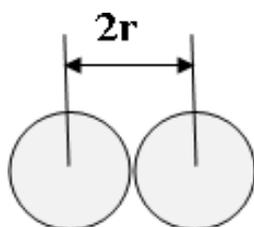
Z_{eff} , charge effective ($Z_{\text{eff}}=Z-\sigma_{ij}$). σ_{ij} : constante d'écran

5.2 Calcul des rayons chimiques

Les rayons chimiques des atomes sont des mesures de la taille des atomes lorsqu'ils forment des liaisons chimiques. Il existe plusieurs types de rayons chimiques, chacun étant pertinent dans des contextes différents. Les principaux types de rayons chimiques sont le rayon covalent, le rayon ionique, le rayon métallique et le rayon de van der Waals.

5.2.1 Rayon covalent r_c

Le rayon covalent est la distance entre le centre de deux atomes liés par une liaison covalente, divisée par deux. Il est souvent utilisé pour estimer la taille des atomes dans des molécules.



Exemple : $\text{H}_2(\text{g})$

$$d_{\text{K-K}} = 2r_{\text{K}} = 74\text{pm} \Rightarrow r_{\text{K}} = 37\text{pm}$$

5.2.2 Le rayon ionique

Le rayon ionique est la distance moyenne entre le noyau d'un ion et la limite de son nuage électronique. La méthode de calcul dépend de si l'ion est un cation (ion positif) ou un anion (ion négatif).

➤ Cations

Les cations ont perdu un ou plusieurs électrons, ce qui réduit la taille de leur nuage électronique. Les cations ont généralement des rayons plus petits que leurs atomes neutres correspondants.

➤ Anions

Les anions ont gagné un ou plusieurs électrons, ce qui augmente la taille de leur nuage électronique. Les anions ont généralement des rayons plus grands que leurs atomes neutres correspondants.

Exemples de Rayons Atomiques et Ionique

- Atome de Sodium (Na) :

Rayon atomique covalent : ≈ 186 pm

Rayon ionique (Na^+) : ≈ 102 pm

- Atome de Chlore (Cl) :

Rayon atomique covalent : ≈ 99 pm

Rayon ionique (Cl^-) : ≈ 181 pm

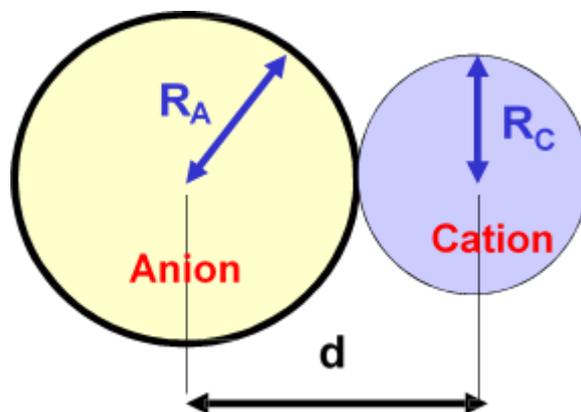


Figure V.2 : Rayon ionique : r_a : rayon d'anion et r_c : rayon du cation

Si on exprime le rapport R_a / R_c , on aura :

$$\begin{aligned} R_a / R_c &= (k \times (n_a^2 / Z_{\text{eff } a})) / (k \times (n_c^2 / Z_{\text{eff } c})) \Rightarrow R_a / R_c = (k \times n_a^2 / Z_{\text{eff } a}) / (k \\ &\times n_c^2 / Z_{\text{eff } c}) \Rightarrow R_a / R_c = (n_a^2 / n_c^2) \times (Z_{\text{eff } c} / Z_{\text{eff } a}) \end{aligned}$$

On pose :

$$K = (n_a^2 / n_c^2) \times (Z_{\text{eff } c} / Z_{\text{eff } a}) \Rightarrow R_a = K \times R_c$$

Dans un solide ionique, Pauling a fait l'hypothèse de deux ions sphériques en

contact, la distance internucléaire dans le cristal est alors simplement la somme des deux rayons ioniques

$$d = R_a + R_c$$

d : distance internucléaire

$$d = K \times R_c + R_c \quad \Rightarrow \quad d = R_c \times (K + 1) \quad \Rightarrow$$

$$R_c = d / (K + 1) \quad \text{et} \quad R_a = K \times d / (K + 1)$$

Exemple de NaF (Na⁺, F⁻)

Les structures électroniques des ions Na⁺ et F⁻ étant identiques 1s², 2s², 2p⁶ ceci conduit à l'égalité des $n(i)$ pour les deux ions Na⁺ et F⁻ ($n_{Na^+} = n_{F^-} = 2$).

Le calcul des charges effectives exercées sur les électrons externes donne :

$$Z_{\text{eff}}(\text{Na}^+) = 6,48 \quad \text{et} \quad Z_{\text{eff}}(\text{F}^-) = 4,48$$

On aura alors :

$$K = (n_a^2 / n_c^2) \times (Z_{\text{eff } c} / Z_{\text{eff } a}) = 1.446$$

Et comme la distance $d_{\text{Na-F}}$ est connue expérimentalement grâce aux rayons X,

$d_{\text{Na-F}} = 0,231$ nm, on obtient :

$$R_{\text{Na}^+} = d / (K + 1) = 0.095 \text{ nm}$$

$$R_{\text{F}^-} = K \times d / (K + 1) = 0,136 \text{ nm}$$

Comme les rayons atomiques, les rayons ioniques augmente du haut en bas d'un groupe parce que les électrons occupent des couches de nombre quantique principal de plus en plus élevé

Tableau V.4 : Quelques rayons ioniques (en nm)

| | | | | |
|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| Li ⁺ 0,068 | Na ⁺ 0,098 | K ⁺ 0,133 | Rb ⁺ 0,148 | Cs ⁺ 0,167 |
| F ⁻ 0,133 | Cl ⁻ 0,181 | Bi ⁻ 0,196 | I ⁻ 0,219 | |

5.3 Energies d'ionisation successives par la règle de Slater

5.3.1 Détermination de l'énergie électronique totale d'un atome à plusieurs électrons par la règle de Slater

L'énergie électronique totale de l'atome peut être calculée à partir de l'approximation de Slater selon la relation suivante : $E_T = \sum n_i E_i$

n_i : Nombre des électrons dans l'orbitale atomique.

E_i : Energie électronique de l'orbitale atomique calculée selon la règle de Slater.

La règle de Slater permet d'avoir une estimation simple mais approchée de l'énergie des orbitales et par là de l'énergie électronique totale de l'atome étudié. Par analogie avec l'expression de l'énergie des orbitales de l'atome d'hydrogène, on peut écrire selon Slater :

$$E_n = -13.6 \times \frac{Z_{\text{eff}}^2}{n^{*2}} \text{ (eV)}$$

n : nombre quantique principal définissant l'orbitale considérée

$Z_{\text{eff}} = Z - \sigma$, où :

Z est la charge du noyau considéré (numéro atomique).

σ est une constante d'écran.

n^* est le nombre quantique effectif qui dépend de la valeur du nombre quantique principal n .

Tableau V.5 : nombre quantique effectif

| | | | | | | |
|-------------------------------------|---|---|---|-----|---|-----|
| Nombre quantique principal (n) | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 |
| Nombre quantique effectif (n^*) | 1 | 2 | 3 | 3.7 | 4 | 4.2 |

5.3.2 Energie d'ionisation (E_I)

L'énergie d'ionisation (E_I) est l'énergie nécessaire pour arracher un électron d'un atome ou d'un ion à l'état gazeux.

Les énergies d'ionisation successives se réfèrent aux énergies requises pour retirer les électrons un par un, successivement, d'un atome.

Première énergie d'ionisation (E_{I1}) : L'énergie nécessaire pour retirer le premier électron de l'atome neutre.



Deuxième énergie d'ionisation (E_{I2}) : L'énergie nécessaire pour retirer un second électron après que le premier a été retiré.

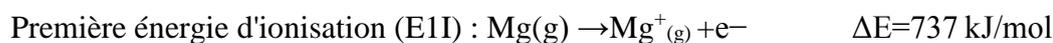


Troisième énergie d'ionisation (E_{I3}) : L'énergie nécessaire pour retirer un troisième électron après que deux électrons ont été retirés.



Exemples

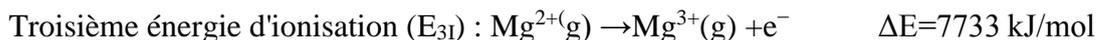
Exemple de l'atome de magnésium (^{12}Mg), qui a une configuration électronique de $^{12}\text{Mg} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$



Retirer le premier électron de la couche 3s.



Retirer le second électron de la couche 3s, ce qui est plus difficile car il y a une charge positive accrue.



Retirer un électron de la couche 2p, ce qui nécessite beaucoup plus d'énergie car l'électron est beaucoup plus proche du noyau.

L'énergie de deuxième ionisation est plus élevée que l'énergie de première ionisation, pour un même élément, est beaucoup plus élevées si l'électron doit être arraché à une couche complète.

5.3.3 Calcul des énergies d'ionisation

Soit l'atome X qui va subir une première ionisation : $X \rightarrow X^{+} + \text{e}^{-}$

L'énergie d'ionisation est donnée par la relation : $E_{\text{I1}} = E(X^{+}) - E(X)$

L'énergie totale de l'atome va tout simplement être évaluée par la somme des énergies individuelles de tous ses électrons.

Déduction de l'énergie de première ionisation Lors de la réaction : $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^{+} + \text{e}^{-}$

C'est l'électron 2s qui est éjecté. L'énergie de première ionisation E_{I1} est donc égale

$$E_{\text{I1}} = E_{\text{Li}^{+}} - E_{\text{Li}} ; E_{\text{Li}^{+}} = 2 E_1 ; E_{\text{Li}} = E_2 + 2 E_1 \quad (2 E_1 - E_2 + 2 E_1) = - E_2 = - (-5,75) = + 5,75 \text{ eV}$$

Il existe le potentiel de n ionisation selon le nombre des électrons de l'atome, donnée par la relation suivante :

$$E_{\text{In}} = E_{\text{T}(X^{+n})} - E_{\text{T}(X)}$$

5.4 Affinité électronique

Affinité électronique (A_{E}) est l'énergie dégagée lorsque l'atome en phase gazeuse capte un électron.

Les affinités électroniques sont plus élevées vers l'angle supérieur droit du tableau périodique, près du triangle formé par l'oxygène, le fluor et le chlore. Dans ces atomes, l'électron entrant occupe une orbitale p proche d'un noyau très chargé et ressent très fortement ses attractions.

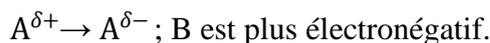
Dans une même période (ligne) lorsque Z augmente, l'affinité électronique (A_{E}) augmente.

Dans un même groupe (colonne) lorsque Z augmente, la fixation électronique est plus difficile et l'affinité électronique (A_{E}) diminue. L'affinité électronique varie dans le même sens que (E_{I}) : les atomes qui retiennent fortement leur électron (E_{I} forte) sont aussi ceux qui en captent facilement un ou plusieurs électrons (A_{E} forte)

Exemple : ${}_{17}\text{Cl} : A_{\text{E}} = 349 \text{ KJ/mol}$; ${}_{35}\text{Br} : A_{\text{E}} = 325 \text{ KJ/mol}$

5.5 L'électronégativité

L'électronégativité (E_N) c'est une grandeur qui mesure l'aptitude d'un élément pour attirer vers lui les électrons au sein d'une liaison d'où l'apparition de charges partiels δ^- et δ^+ :



L'électronégativité n'est pas définie pour un atome isolé, car elle correspond à la tendance d'un atome lié (non isolé) à attirer les électrons des autres atomes de la molécule ou l'ion dans lesquels il est engagé. L'électronégativité est une grandeur relative. Il existe différents échelles d'électronégativité :

5.5.1 Echelle de MILLIKAN

Selon l'échelle de MILLIKAN l'électronégativité est calculée par la formule suivante :

$$E = \frac{K}{2} \times (E_{I1} + A_{E1}) \quad \text{avec : } K = 0,317 ; (A_{E1} \text{ et } E_{I1}) \text{ en eV}$$

Exemple :

Calculer l'électronégativité du fluor F :

Données :

A_{E1} et E_{I1} de l'atome de fluor sont respectivement : 3,40 eV et 17,40 eV

$$E_N = \frac{0,317}{2} (17,4 + 3,40) = 3,3 \text{ eV}$$

5.5.1 Echelle de PAULING

Basé sur les énergies de dissociations des liaisons de molécules diatomiques simples :

E_{A-A} , E_{B-B} , E_{A-B} en KJ/mol.

La différence d'électronégativité entre les éléments A-B est exprimé par :

$$\Delta X_{A-B} = |E_NB - E_NA| = 0,102 \sqrt{E_{A-B} - \sqrt{(E_{A-A})(E_{B-B})}}$$

Exemple :

Calculer l'électronégativité de l'hydrogène dans la molécule HF

Données :

$E_{H-H} = 432 \text{ KJ/mol}$; $E_{F-F} = 153 \text{ KJ/mol}$; $E_{H-F} = 563 \text{ KJ/mol}$; $E_{NF} = 4,00$

$$|E_{NF} - E_{NK}| = 0,102 \sqrt{563 - \sqrt{(153)(432)}} = 1,78$$

$$\Rightarrow E_{NK} = E_{NF} - 1,78 = 4 - 1,78 = 2,2 \text{ KJ/mol}$$

5.5.3 Echelle d'ALLRED-ROCHOW

L'électronégativité par l'échelle de d'ALLRED-ROCHOW est calculé par la loi suivante :

$$E_N = (3950/r_c^2) * Z_{\text{eff}},$$

Avec : r_c est le rayon covalent ; Z_{eff} représente la charge effective de l'élément.

L'électronégativité augment de gauche à droite dans une ligne du tableau périodique, par ailleurs l'électronégativité diminue de haut en bas dans une même colonne.

$AE \nearrow EI \nearrow E_N \nearrow$

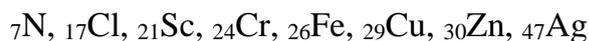
| | | <i>Échelle de Mulliken</i> <i>Échelle de Pauling</i> | | | | | | |
|--|------------|---|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| | \uparrow | \uparrow | | | | | | |
| | | \uparrow | | | | | | |
| | | | \uparrow | | | | | |
| | | | | \uparrow | | | | |
| | | | | | \uparrow | | | |
| | | | | | | \uparrow | | |
| | | | | | | | \uparrow | |
| | | | | | | | | \uparrow |

Tableau V.6 : L'évolution EN, AE et EI dans le tableau périodique

Exercices Chapitre V

Exercice 1

1/- Donner la position des éléments suivants dans le tableau périodique :



2/- L'antimoine (Sb) appartient à la même famille que l'azote (${}_7\text{N}$) et à la même période que l'argent (${}_{47}\text{Ag}$). Donner sa configuration électronique et son numéro atomique Z.

3/- Déterminer l'énergie de la première ionisation de l'azote (${}_7\text{N}$).

Corrigé :

1/- la position des éléments suivants dans le tableau périodique :

| Eléments | Structure électronique | Période | Groupe |
|--------------------|---|---------|-------------------|
| ${}_7\text{N}$ | $1s^2 2s^2 2p^3$ | 2 | V _A |
| ${}_{17}\text{Cl}$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ | 3 | VII _A |
| ${}_{21}\text{Sc}$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ | 4 | III _B |
| ${}_{24}\text{Cr}$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ | 4 | VI _B |
| ${}_{26}\text{Fe}$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ | 4 | VIII _B |
| ${}_{29}\text{Cu}$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ | 4 | I _B |
| ${}_{30}\text{Zn}$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ | 4 | II _B |
| ${}_{47}\text{Ag}$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$ | 5 | I _B |

2/- configuration électronique et son numéro atomique Z du Sb:

* le Sb appartient à la même famille que le ${}_7\text{N}$

c.à.d. que le Sb appartient à la famille V_A (sa configuration électronique termine par np^3)

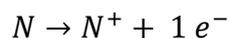
* le Sb appartient à la même période que le ${}_{47}\text{Ag}$

c.à.d. que le Sb appartient à la période 5 ($n = 5$)

Sb : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$ (période 5 et groupe VA)

avec $Z = 51$ (nombre atomique)

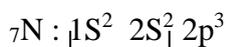
3/- l'énergie de la première ionisation du Carbone (${}_7\text{N}$) :



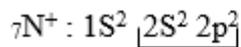
$$PI_1 = |E_{N^+} - E_N|$$

$$E_{N^+} = 2E_{1s} + 4E'_{2s2p}$$

$$E_N = 2E_{1s} + 5E_{2s2p}$$



$$Z_{eff} = 7 - (4 \times 0,35 + 2 \times 0,85) \Rightarrow \boxed{Z_{eff} = 3,9}$$



$$Z'_{eff} = 7 - (3 \times 0,35 + 2 \times 0,85) \Rightarrow \boxed{Z'_{eff} = 4,25}$$

$$PI_1 = |(2E_{1s} + 4E'_{2s2p}) - (2E_{1s} + 5E_{2s2p})|$$

$$\Rightarrow PI_1 = |4E'_{2s2p} - 5E_{2s2p}| \Rightarrow PI_1 = 4 \frac{(-13,61) \times Z'^2_{eff}}{n^2} - 5 \frac{(-13,61) \times Z^2_{eff}}{n^2}$$

$$PI_1 = 4 \frac{(-13,61) \times (4,25)^2}{2^2} - 5 \frac{(-13,61) \times (3,9)^2}{2^2} \Rightarrow \boxed{PI_1 = 12,93 \text{ eV}}$$

Exercice 2

Soit les atomes suivants : C(6), P(15), V(23), Cr(24), Co(27) et Zn(30).

- 1) Donner la localisation de ces éléments dans le tableau périodique (indiquer le groupe et la période), précisez les électrons de cœur et les électrons de valence, ainsi que le nombre d'électrons célibataires.
- 2) Classer ces éléments par ordre croissant pour les éléments appartenant à la même période, puis au même groupe par rapport à leurs :
 - a) L'Energie d'ionisation
 - b) Le rayon
 - c) L'électronégativité

Corrigé :

1/- la position des éléments suivants dans le tableau périodique :

| Eléments | Structure électronique | Période | Groupe | Electron de cœur | Electron de valence | Electron célibataire |
|--------------------|--|---------|--------|---|------------------------------|----------------------|
| ${}_6\text{C}$ | $1\text{S}^2 \underline{2\text{S}^2 2\text{P}^2}$ | 2 | IV A | 1S^2 | $2\text{S}^2 2\text{P}^2$ | 2 e- |
| ${}_{15}\text{P}$ | $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 \underline{3\text{S}^2 3\text{P}^3}$ | 3 | V A | $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6$ | $3\text{S}^2 3\text{P}^3$ | 3 e- |
| ${}_{23}\text{V}$ | $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 \underline{3\text{d}^3 4\text{S}^2}$ | 4 | V B | $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6$ | $3\text{d}^3 4\text{S}^2$ | 3 e- |
| ${}_{24}\text{Cr}$ | $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 \underline{3\text{d}^5 4\text{S}^1}$ | 4 | VI B | $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6$ | $3\text{d}^5 4\text{S}^1$ | 6 e- |
| ${}_{27}\text{Co}$ | $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 \underline{3\text{d}^7 4\text{S}^2}$ | 4 | VIII B | $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6$ | $3\text{d}^7 4\text{S}^2$ | 3 e- |
| ${}_{30}\text{Zn}$ | $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 \underline{3\text{d}^{10} 4\text{S}^2}$ | 4 | II B | $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6$ | $3\text{d}^{10} 4\text{S}^2$ | 0 e- |

2) Classement:

Dans une colonne : (de haut en bas)

Quand Z augmente : le rayon atomique (r_a) augmente

Energie d'ionisation et électronégativité diminuent

Dans une période : (de gauche à droite)

Quand Z augmente : le rayon atomique (r_a) diminue

Energie d'ionisation (EI) et électronégativité augmentent

a) Energie d'ionisation :

$EI(V) < EI(Cr) < EI(Co) < EI(Zn) < EI(Ge)$ (par rapport à la même période)

$E_I(Ge) < E_I(C)$ (par rapport à la même colonne)

b) rayon atomique :

$r_a(Ge) < r_a(Zn) < r_a(Co) < r_a(Cr) < r_a(V)$ (par rapport à la même période)

$r_a(C) < r_a(Ge)$ (par rapport à la même colonne)

c) L'électronégativité :

$V < Cr < Co < Zn < Ge$ (par rapport à la même période)

$Ge < C$ (par rapport à la même colonne)

Exercice 3

On considère deux atomes ${}^{A_1}X_1$ et ${}^{A_2}X_2$ appartenant au même élément chimique X.

Cet élément se trouve en troisième ligne du tableau périodique et appartient à l'avant dernière colonne.

1. Quel est le nom de sa couche externe ?
2. Quel est le nombre d'électrons que possèdent les atomes de l'élément X sur la couche externe ?
3. Quel est le nombre maximal d'électrons que peut contenir cette couche ?
4. Ecrire la formule électronique des atomes de l'élément.
5. Quel est le nom de l'élément X ?
6. On donne $A_1 = 35$ et $A_2 = 37$. Donner la constitution des atomes X_1 et X_2 .

Données : ${}_9F$, ${}_{17}Cl$, ${}_{35}Br$, ${}_{53}I$

Corrigé :

${}^{A_1}X_1$, ${}^{A_2}X_2$ (Isotopes de l'élément X)

X se trouve en troisième 3^{ème} ligne (3^{ème} période $3 \Rightarrow n = 3$)

X appartient à l'avant dernière colonne c-à-d 17^{ème} colonne (colonne des halogènes) $\Rightarrow ns^2np^5$

Donc $3s^23p^5$.

1. Le nom de sa couche externe :

Pour $n = 3$ la couche M.

2. Le nombre d'électron que possèdent les atomes de l'élément X sur sa couche externe est de $7e^-$.
3. La couche M peut contenir : $(2n^2 = 18e^-)$
4. La formule électronique : $K^2 L^8 M^7$
5. On a $Z = 17$, alors l'élément X est le chlore Cl.
6. ${}^{35}Cl$ et ${}^{37}Cl$

Les constitutions de chaque atome :

${}^{35}Cl$ $Z = P = e = 17$
 $n = A - Z = 18$

${}^{37}Cl$ $Z = P = e = 17$
 $n = A - Z = 20$

Chapitre VI :
Liaisons chimiques

Introduction

Les atomes ne se trouvent pas à l'état libre ; ils se combinent entre eux pour former des structures chimiques. Une structure chimique est un agencement de particules comme des atomes, identiques dans le cas d'un élément simple, ou différents dans le cas d'un composé. Ces structures peuvent également être constituées d'ions, selon que le composé est moléculaire ou ionique.

Les liaisons chimiques sont les forces qui maintiennent ensemble les atomes dans les molécules et les composés. Comprendre les différents types de liaisons chimiques est essentiel pour expliquer les propriétés et les comportements des substances chimiques.

Exemple : H_2 ; H_2O ; $NaCl$.

1. La liaison covalente dans la théorie de Lewis

La théorie de Lewis, développée par Gilbert N. Lewis au début du 20^{ème} siècle, est une méthode pour expliquer la formation des liaisons covalentes en termes de partage d'électrons.

1.1 Électrons de Valence :

Ce sont les électrons présents dans la couche externe d'un atome. Ces électrons participent à la formation des liaisons chimiques.

Exemple : ${}_5B : 1s^2 2s^2 2p^1 \Rightarrow$ que ${}_5B$ a une couche de valence : $2s^2 2p^1 \Rightarrow$ les électrons de valence = $2+1=3$

1.2 Différents types de liaisons chimiques

Toutes les liaisons chimiques mettent en jeu les électrons de valence des atomes, mais ces derniers interviennent de différentes façons, donnant naissance à plusieurs types de liaisons.

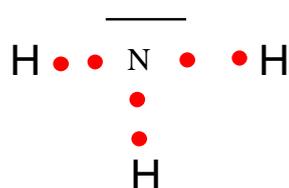
1.2.1 Liaison Covalente

Une liaison covalente se forme lorsque deux atomes partagent une ou plusieurs paires d'électrons pour atteindre une configuration électronique stable. Chaque atome contribue au moins un électron pour former une paire partagée. Voici un aperçu des principaux types de liaisons covalentes :

➤ Liaison Simple : Partage d'une paire d'électrons



NH_3



➤ Liaison Double : Partage de deux paires d'électrons. (CO_2).

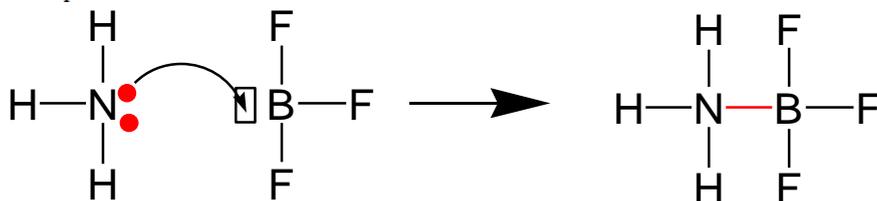
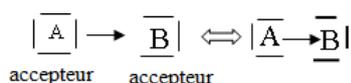


➤ Liaison Triple : Partage de trois paires d'électrons (N_2).



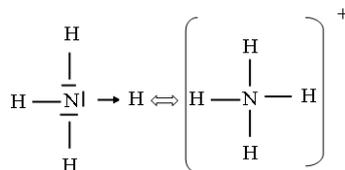
1.2.2 Liaison dative

Dans la liaison dative le doublet électronique assurant la liaison A-B peut ne provenir que d'un seul des deux atomes unis au lieu que chacun apporte un électron. Dans la formation de cette liaison, l'un des atomes est le donneur du doublet, l'autre est l'accepteur du doublet aussi la schématise-t-on par une flèche (\rightarrow).



Exemple :

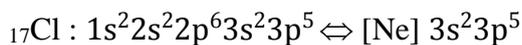
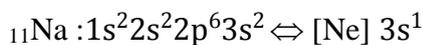
NH_4^+



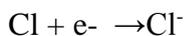
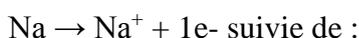
1.2.3 Liaison ionique

La liaison ionique est le résultat du transfert d'un ou plusieurs électrons d'un atome à un autre. Les atomes deviennent ainsi des ions ; celui qui cède les électrons (charge positivement) est appelé "cation" et celui qui capte les électrons (chargé négativement) est appelé "anion". Le transfert d'électrons s'effectue de l'atome le moins électronégatif vers l'atome le plus électronégatif.

Exemple : Soit le cristal NaCl



Lorsque Na et Cl sont en présence l'un de l'autre, Na cède son électron $3s^1$, il acquiert la structure électronique de l'argon



La cohérence entre les ions est assurée par l'attraction électrostatique qui s'exerce entre les charges opposées qu'ils portent $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$

1.2.4 Liaison polaire

Une liaison covalente est dite polaire lorsque les électrons de la liaison sont attirés plus fortement par l'un des atomes que par l'autre. Cette attraction inégale crée un dipôle électrique avec une légère charge négative (δ^-) sur l'atome plus électronégatif et une légère charge positive (δ^+) sur l'atome moins électronégatif.



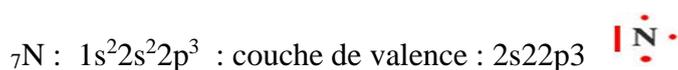
1.3 Diagramme de Gilbert N. Lewis :

Un diagramme de Lewis, également appelé structure de Lewis, est une représentation graphique des atomes, des molécules ou des ions qui montre les liaisons entre les atomes et les paires d'électrons non liants.

1.3.1 Représentation des atomes et de leurs électrons de valence

Les électrons de valence sont représentés par des points et par un tiret (-) ou des paires de points autour du symbole de l'élément.

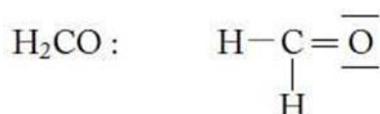
Exemples



1.3.2 Diagramme de Lewis des molécules

➤ Règle de l'octet

Les atomes tendent à former des liaisons de manière à avoir huit électrons dans leur couche de valence, atteignant ainsi une configuration stable semblable à celle des gaz nobles ($ns^2 np^6$). Chaque atome possède ainsi huit électrons, c'est la règle de l'octet Exemple :



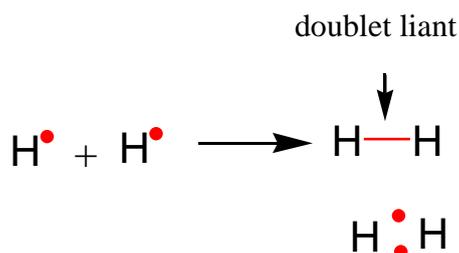
➤ Représentation de Lewis des molécules

Ce sont des formules dans lesquelles on fait apparaître tous les électrons de valence des atomes liés. Une paire d'électrons, partagée (doublet liant) ou non (doublet non liant), est schématisée par un tiret (-) ou par deux points (:).

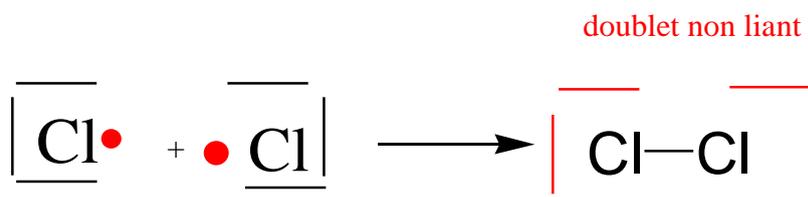
Exemple

Molécule de H_2

$1\text{H} : 1s^1 \uparrow$ 1 seul électron de valence

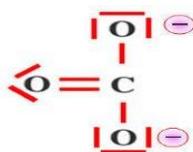


$_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ 7 électrons de valence : 3 doublets et 1 électron célibataire



➤ Représentation de LEWIS des ions moléculaire.

L'ion carbonate CO_3^{2-}



➤ Exception de la règle d'octet

La règle de l'octet est un principe fondamental en chimie qui stipule que les atomes tendent à former des liaisons de manière à avoir huit électrons dans leur couche de valence, obtenant ainsi une configuration électronique stable semblable à celle des gaz nobles. Cependant, il existe plusieurs exceptions à cette règle. Voici les principales catégories d'exceptions :

- Molécules et Ions avec un Nombre Impair d'Électrons

Certaines molécules et ions contiennent un nombre impair d'électrons, ce qui rend impossible l'application de la règle de l'octet pour tous les atomes impliqués. Exemples :

- Monoxyde d'azote (NO) : Le NO a un total de 11 électrons de valence.
- Dioxygène (O_2) : Le radical superoxyde (O_2^-) a un nombre impair d'électrons.

- Molécules avec Moins de Huit Électrons autour de l'Atome Central

Certaines molécules stables ont moins de huit électrons autour de l'atome central. C'est souvent le cas pour les éléments légers tels que le bore et le béryllium. Exemples :

-Trifluorure de bore (BF_3) : Le bore a seulement six électrons de valence.

-Dichlorure de béryllium (BeCl_2) : Le béryllium a seulement quatre électrons de valence.

- Molécules avec Plus de Huit Électrons autour de l'Atome Central

Certains éléments peuvent accueillir plus de huit électrons dans leur couche de valence. Ceci est possible pour les éléments situés au-delà de la deuxième période du tableau périodique, où les orbitales d peuvent participer à la liaison. Exemples :

-Pentachlorure de phosphore (PCl_5) : Le phosphore a dix électrons de valence.

-Hexafluorure de soufre (SF_6) : Le soufre a douze électrons de valence.

- Radicaux Libres

Les radicaux libres sont des espèces chimiques avec des électrons non appariés, rendant impossible pour certains atomes de respecter la règle de l'octet. Exemples :

-Hydroxyl radical ($\text{OH}\cdot$) : Le radical OH a sept électrons de valence.

-Méthyl radical ($\text{CH}_3\cdot$) : Le radical CH_3 a sept électrons de valence.

- Cations et Anions Polyatomiques

Certains cations et anions polyatomiques ne respectent pas toujours la règle de l'octet, surtout lorsqu'ils impliquent des éléments des périodes 3 et supérieures. Exemples :

-Ion sulfate (SO_4^{2-}) : Le soufre dans le sulfate peut être décrit comme ayant plus de huit électrons de valence dans certaines structures de résonance.

-Ion phosphate (PO_4^{3-}) : Le phosphore dans le phosphate peut également être décrit avec plus de huit électrons de valence.

- Composés des gaz rares

-n'ont pas d'électron célibataire

-ne peuvent en obtenir par promotion dans les niveaux d

-ne peuvent accepter de doublets (provenant d'une covalence dative) dans ces mêmes niveaux.

-ni en donner : cela revient à éloigner des électrons

2. Liaison covalente polarisée

2.1 La liaison polaire

La liaison covalente pure (H_2 , Cl_2 , O_2 ...) et liaison ionique pure (NaCl , KBr) sont deux cas extrême. Entre ces deux cas extrême il existe de nombreux exemple (HCl , HBr , H_2O , NH_3 ...) où la liaison est intermédiaire entre le type ionique et le type covalent. Dans ces cas intermédiaire, la liaison est dite polarisée,

La liaison covalente polarisée est un type de liaison chimique où les électrons partagés entre deux atomes ne sont pas distribués également. Cela se produit généralement lorsque les atomes impliqués ont des électronégativités différentes. L'atome avec une électronégativité plus élevée attirera les électrons partagés plus fortement, créant une distribution inégale de la densité

électronique. Par ailleurs, du fait de la forme coudée de la molécule H₂O

La polarisation des deux liaisons de la molécule H₂O entraîne que le barycentre des charges négatives de la molécule ne coïncide pas avec le barycentre des charges positives (qui se trouve sur l'axe de symétrie entre les deux hydrogènes), de sorte que la molécule a en permanence un moment dipolaire électrique ($\vec{\mu} \rightarrow$). D'une façon générale, lorsque, dans une molécule, le barycentre des charges positives ne coïncide pas avec le barycentre des charges négatives, la molécule possède un moment dipolaire Électrique ($\mu \rightarrow$)

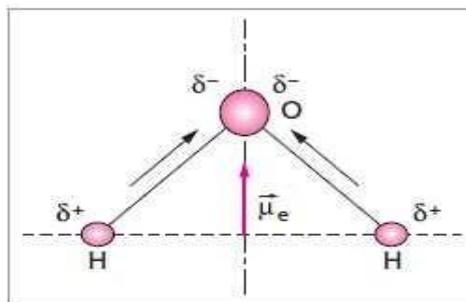


Figure VI.1. La molécule H₂O.

Les deux flèches le long des liaisons sont les deux composantes du moment dipolaire électrique.

2.2 Moment Dipolaire

Le moment dipolaire (noté $\vec{\mu}_{AB}$) est une mesure de la séparation des charges positives et négatives dans une molécule AB (B est plus électrique que A). Les électrons mis en commun sont plus proches de B que de A. Il est un vecteur pointant de la charge positive vers la charge négative.

Mathématiquement, il est défini par :

$$\vec{\mu}_{AB} = \delta \cdot d$$

Où δ est la fraction de la charge électrique et d est la distance entre les charges.

Le moment dipolaire est généralement exprimé en unités de Debye (D),

où $1 \text{ D} = 3.33564 \times 10^{-30} \text{ coulomb-mètre (C}\cdot\text{m)}$.

Un moment dipolaire élevé indique une séparation significative des charges, donc une polarité plus prononcée. Les molécules avec des moments dipolaires élevés ont des interactions dipôle-dipôle fortes et peuvent former des liaisons hydrogène.

2.2.1 Molécule à plusieurs atomes

Le moment dipolaire de la molécule est la somme géométrique des moments de liaison ($\vec{\mu}_i$).

$$\vec{\mu} = \sum \vec{\mu}_i$$

2.3 Caractère ionique partielle de la liaison

Le caractère ionique partiel d'une liaison covalente se réfère à la mesure dans laquelle les électrons partagés dans une liaison covalente sont inégalement distribués entre les deux atomes, créant ainsi des pôles partiels.

Le pourcentage de caractère ionique partiel (CI%) d'une liaison AB est défini par le rapport :

$$CI = \frac{(\mu_{AB})_{exp}}{(\mu_{AB})_{ion}}$$

$(\mu_{AB})_{exp}$: moment dipolaire expérimental de la liaison AB

$(\mu_{AB})_{ion}$: moment dipolaire théorique de $A^+ B^-$

$(\mu_{AB})_{ion} = e^- \times d$

e^- : charge élémentaire

d : distance internucléaire

3. Géométrie des molécules : théorie de Gillespie ou VSEPR

La théorie de Gillespie, également connue sous le nom de méthode VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion), est une approche utilisée pour prédire la géométrie des molécules en se basant sur la répulsion entre les paires d'électrons de la couche de valence d'un atome central. Les principes de base de cette méthode sont :

➤ Répulsion entre Paires d'Électrons :

Les paires d'électrons (liaisons et non liantes) autour d'un atome central se repoussent mutuellement et tendent à s'organiser de manière à minimiser cette répulsion, occupant ainsi des positions qui maximisent la distance entre elles.

➤ Types de Paires d'Électrons :

Paires liantes : Électrons partagés entre deux atomes dans une liaison covalente.

Paires non liantes (ou libres) : Électrons non partagés sur l'atome central.

➤ Effet des Paires Non Liantes :

Les paires non liantes occupent plus d'espace que les paires liantes, car elles sont localisées plus près de l'atome central et exercent une répulsion plus forte sur les autres paires d'électrons.

➤ Géométrie Moléculaire :

La géométrie de la molécule dépend du nombre total de paires d'électrons (liantes et non liantes) autour de l'atome central.

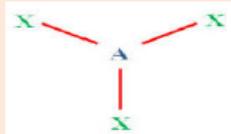
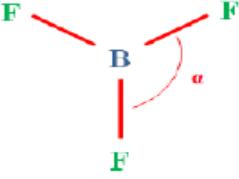
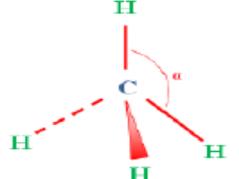
3.1 Formes Géométriques selon la Méthode VSEPR

➤ Deux Paires d'Électrons AX_2 : Géométrie Linéaire :

Les deux paires d'électrons se positionnent à 180° l'une de l'autre. 2.

- Trois Paires d'Électrons AX_3 : Géométrie Trigonale Planar : Les trois paires d'électrons se positionnent à 120° les unes des autres dans un plan.
- Quatre Paires d'Électrons AX_4 : Géométrie Tétraédrique : Les quatre paires d'électrons se positionnent aux coins d'un tétraèdre. Angle de Liaison : 109.5°

Tableau VI.1 : Configuration des molécules de type AX_n avec liaisons simples.

| Type de molécule | AX_2 | AX_3 | AX_4 |
|--------------------------------------|---|--|--|
| Nombre de paires liantes d'électrons | 2 | 3 | 4 |
| Géométrie de la molécule | Atome central digonal $X - A - X$ Molécule linéaire | Atome central trigonal  Molécule trigonale plane | Atome central tétragonal  Molécule tétraédrique |
| Exemple |  $\ell_{Be-Cl} = 225 \text{ pm}$ $\alpha = 180^\circ$ Molécule linéaire |  $\ell_{B-F} = 129 \text{ pm}, \alpha = 120^\circ$ |  $\ell_{C-H} = 109 \text{ pm}, \alpha = 109^\circ 28'$ |

4. La liaison chimique dans le modèle quantique

Le modèle quantique de la liaison chimique fournit une description plus précise et plus détaillée de la manière dont les atomes forment des liaisons en termes de mécanique quantique. Cette approche s'appuie sur les concepts d'orbitales atomiques, d'orbitales moléculaires, et de la théorie des orbitales hybrides pour expliquer les propriétés et le comportement des molécules.

4.1 Théorie des Orbitales Moléculaires (LCAO)

La théorie des orbitales moléculaires, également connue sous le nom de méthode des combinaisons linéaires d'orbitales atomiques (LCAO, pour Linear Combination of Atomic Orbitals), est une approche fondamentale en chimie quantique pour décrire la formation des liaisons chimiques et la structure électronique des molécules. Cette théorie explique comment les orbitales atomiques des atomes individuels se combinent pour former des orbitales moléculaires qui s'étendent sur toute la molécule.

Dans la théorie quantique, chaque électron de l'atome est décrit par une orbitale atomique ψ . Dans la molécule, chaque électron sera décrit par une fonction d'onde Φ appelée

orbitale moléculaire.

4.1.1 Formation et nature des liaisons :

Pour qu'il y ait liaison, les signes de la fonction ψ_A et ψ_B doivent être les mêmes sur les orbitales qui se recouvrent. Les axes de symétrie des orbitales atomiques doivent être soit colinéaires soit parallèles. Il y a deux principaux types de liaisons covalentes

➤ Liaison σ

Les liaisons sigma σ sont des liaisons covalentes qui sont formées par le recouvrement axial des Orbitales Atomiques.

➤ Liaison π

Dans le cas d'un recouvrement latéral la liaison est dite π (liaison pi) Du point de vue énergétique, la liaison π est plus faible que la liaison σ

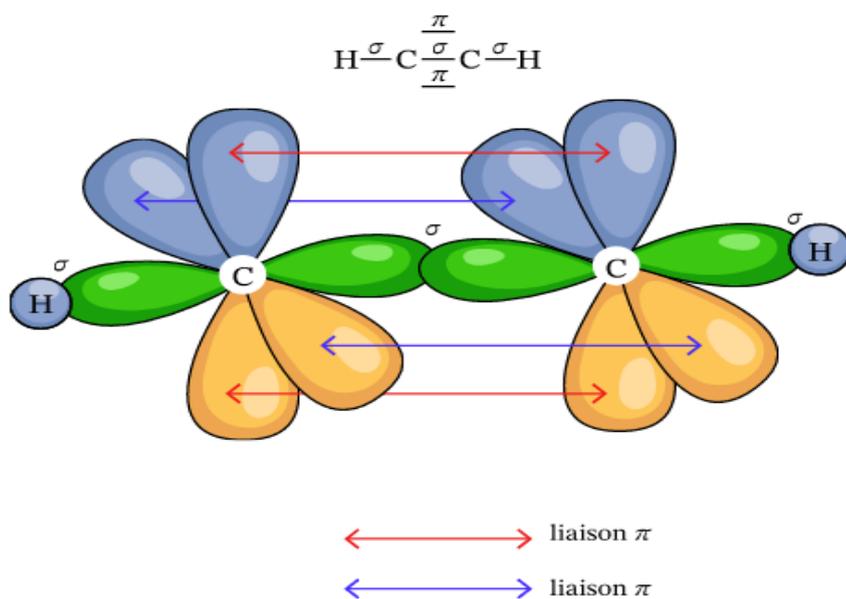


Figure VI.2 : Liaisons σ et π de la molécule C_2H_2

4.1.2 Aspect énergétique :

Les orbitales moléculaires (OM) sont construites en combinant linéairement les orbitales atomiques (OA) des atomes constituant la molécule. Les combinaisons peuvent être constructives (formation d'orbitales liantes) ou destructives (formation d'orbitales anti-liantes).

- Orbitales moléculaire Liantes (σ et π) : Résultent de la combinaison constructive des orbitales atomiques et sont plus basses en énergie que les orbitales atomiques d'origine.
- Orbitales moléculaire Anti-liantes (σ^* et π^*) : Résultent de la combinaison destructive des orbitales atomiques et sont plus hautes en énergie que les orbitales atomiques d'origine.

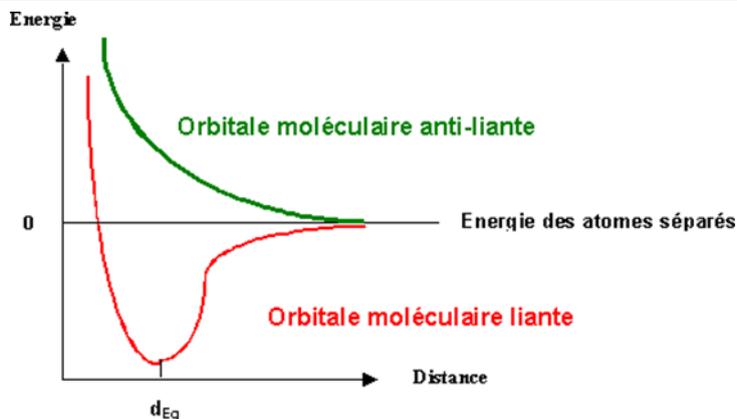


Figure VI.3 : Aspect énergétique de formation des orbitales moléculaires

4.2 Généralisation aux molécules diatomiques homo-nucléaires et hétéro-nucléaires :

Les molécules diatomiques sont des molécules constituées uniquement de deux atomes, de même ou de différents éléments chimiques. Le préfixe di- signifie deux en grec. H₂ et O₂ sont deux exemples de molécules diatomiques homonucléaires. Le lien dans de telles molécules est non polaire et pleinement covalent. Plusieurs composés chimiques sont constitués de molécules diatomiques hétéronucléaires, par exemple NaCl, CO, HBr et NO

4.2 .1 Diagramme énergétique des molécules :

➤ Diagramme des molécules diatomiques Homonucléaires (A₂) :

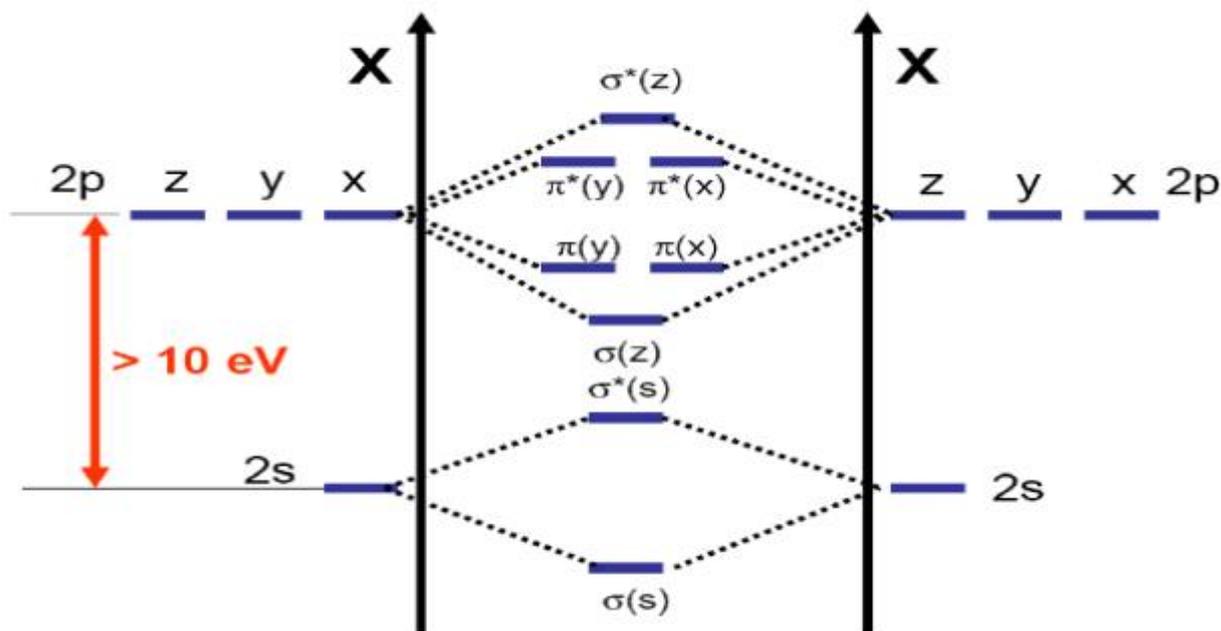
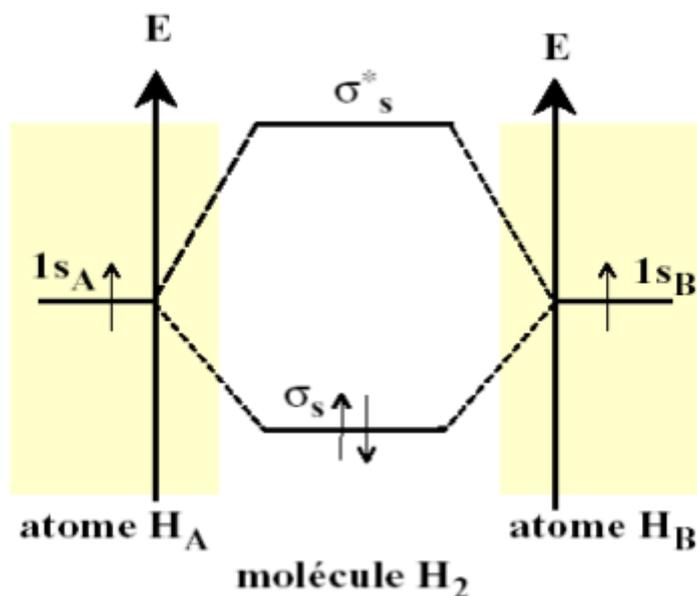


Figure VI.4 : Diagramme des molécules diatomiques Homonucléaires (A₂)

Exemple : Diagramme des orbitales moléculaires à l'état fondamental de la molécule H₂. On représente le diagramme d'énergie par : les niveaux des OA des atomes 1sA et 1sB ; les niveaux des OM obtenues par LCAO σ_{1s} (liante) et σ^*_{1s} (antiliante)



➤ Les molécules diatomiques hétéronucléaires (AB)

Les molécules diatomiques hétéronucléaires de type AB se caractérisent par une polarisation des orbitales moléculaires en raison des différences d'électronégativité entre les deux atomes. Les orbitales liantes sont plus proches de l'atome le plus électronégatif, tandis que les orbitales anti-liantes sont plus proches de l'atome le moins électronégatif. Le diagramme énergétique conserve une forme similaire à celui des molécules homonucléaires A₂, mais reflète les différences d'énergie des orbitales atomiques

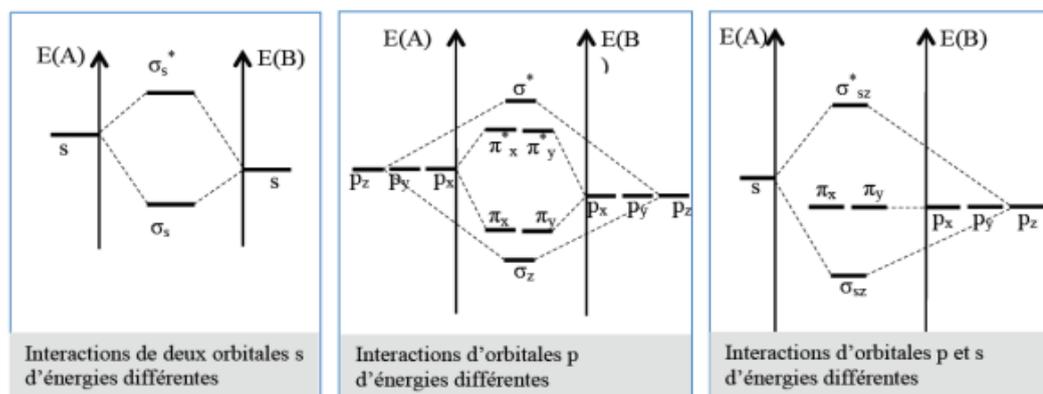
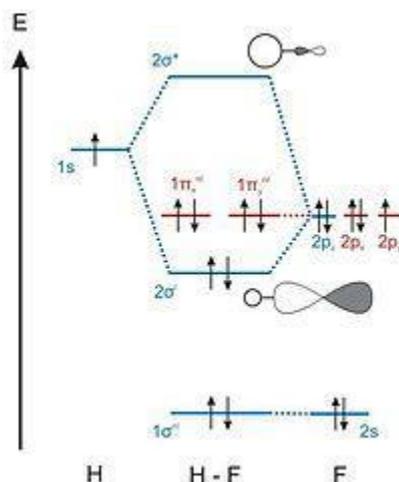


Figure VI.5 : Diagramme des molécules diatomiques hétéronucléaires (AB)

Exemple : Molécule HF



4.2 .2 Ordre de liaison

L'ordre de liaison est la force et la stabilité de la liaison entre deux atomes dans une molécule. Dans le cas des molécules diatomiques hétéronucléaires (type AB), les variations de l'ordre de liaison par rapport aux molécules homonucléaires (type A₂) peuvent être influencées par la différence d'électronégativité entre les atomes. Dans la théorie des O.M., on définit l'ordre de liaison O.L. par la demi-différence entre le nombre d'électron dans les O.M. liantes et le nombre d'électrons dans les O.M. antiliantes.

$$\text{ODL} = 1/2 (\text{nombre d'e}^- \text{ liants} - \text{nombre d'e}^- \text{ antiliants})$$

L'ordre de liaison dans les molécules diatomiques hétéronucléaires peut augmenter par rapport aux molécules homonucléaires en raison de la polarisation des orbitales moléculaires et de la différence d'électronégativité entre les atomes. Cette polarisation renforce les liaisons covalentes en concentrant la densité électronique autour de l'atome plus électronégatif, contribuant ainsi à une liaison plus forte et plus stable.

4.2 .3 Propriétés magnétiques

La configuration électronique d'une molécule dans son état fondamental est établie en occupant, avec les électrons de valence, les O.M. de niveau d'énergie les plus bas en respectant le principe de Pauling et la règle de Hund.

La molécule considérée est paramagnétique si elle possède au moins un électron célibataire dans sa configuration électronique ; elle est diamagnétique si elle n'en possède pas.

4.2 .4 Stabilité des molécules :

La stabilité d'une molécule est déterminée par plusieurs facteurs, notamment la longueur de la liaison, l'énergie de dissociation et l'énergie de liaison. Ces trois aspects sont étroitement liés et influencent la force et la durabilité des liaisons chimiques dans une molécule :

➤ Longueur de Liaison :

La longueur de liaison est la distance moyenne entre les noyaux de deux atomes liés dans une molécule. Des liaisons plus courtes tendent à être plus fortes et plus stables.

Les liaisons multiples (double, triple) sont plus courtes que les liaisons simples. Par exemple, la longueur de la liaison C=C est plus courte que celle de C-C.

Les atomes plus petits forment des liaisons plus courtes. Par exemple, la longueur de la liaison H-H est plus courte que celle de Cl-Cl.

Une plus grande différence d'électronégativité peut réduire la longueur de la liaison en attirant les électrons plus fortement entre les atomes.

➤ **Énergie de Dissociation :**

L'énergie de dissociation de liaison est l'énergie nécessaire pour rompre une liaison chimique dans une molécule en ses atomes isolés. Plus l'énergie de dissociation est élevée, plus la liaison est forte et la molécule est stable.

➤ **Énergie de Liaison :**

L'énergie de liaison est l'énergie moyenne nécessaire pour rompre toutes les liaisons d'un type donné dans une mole de molécules. Des énergies de liaison élevées indiquent des liaisons plus fortes et des molécules globalement plus stables.

4.3 Molécules poly atomiques ou Théorie de l'hybridation des orbitales atomiques

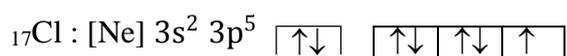
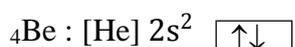
4.3.1 Définition : Hybridation des orbitales

L'hybridation des orbitales est le concept de mélange des orbitales atomiques en de nouveaux et différents types d'orbitales hybrides, adaptées pour former des liaisons covalentes dans des molécules. Ce concept aide à expliquer la géométrie des molécules, les angles de liaison et la distribution des électrons.

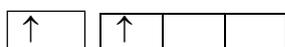
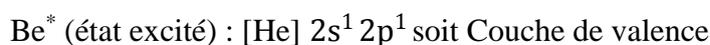
4.3.2 Types d'Hybridation

➤ **Hybridation sp :**

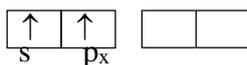
Mélange d'une orbitale s et d'une orbitale p, d'une géométrie linéaire avec un angle de liaison de 180°. Exemple : Béryllium dichlorure (BeCl₂).



L'état fondamental du béryllium ne laisse pas prévoir deux liaisons ; pour ce faire, on envisage un état excité de Be.



État hybridé de Be : Be hybridé

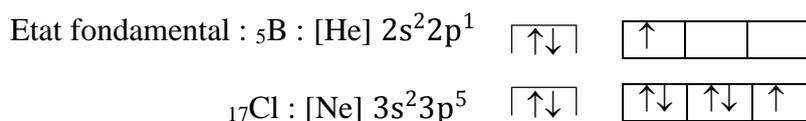


Les deux liaisons Be-Cl provient alors chacune du recouvrement d'une O.H. sp de Be avec une O.A. p de Cl

Les deux liaisons Be-Cl résulte d'un recouvrement axial, elles sont donc de type δ

➤ Hybridation sp^2 :

Mélange d'une orbitale s et de deux orbitales p, d'une géométrie trigonale plane avec un angle de liaison de 120° . Exemple de la molécule BCl_3 :



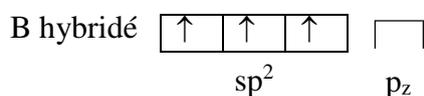
Etat excité de B : B^*

L'existence de 3 liaisons implique 3 électrons célibataires sur le bore d'où l'état excité :



• Etat hybride

Pour justifier l'équivalence des 3 liaisons B-Cl on combine les O.A. s, p_x , p_y , de B on obtient ainsi 3 O.H. sp^2 identiques.



Les trois O. A. sont dirigés suivant les sommets d'un triangle équilatéral.

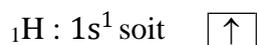
Chaque liaison B-Cl provient de recouvrement axial d'une O.H sp^2 de B avec une O.A. p de Cl .On obtient ainsi 3 liaisons δ

La molécule est plane, les 3 liaisons δ faisons entre elles des angles de 120°

➤ Hybridation sp^3

Mélange d'une orbitale s et de trois orbitales p, d'une géométrie tétraédrique avec un angle de liaison de $109,5^\circ$. Exemple : Méthane (CH_4).

Etat fondamental du carbone C:



Etat excité de carbone C^*

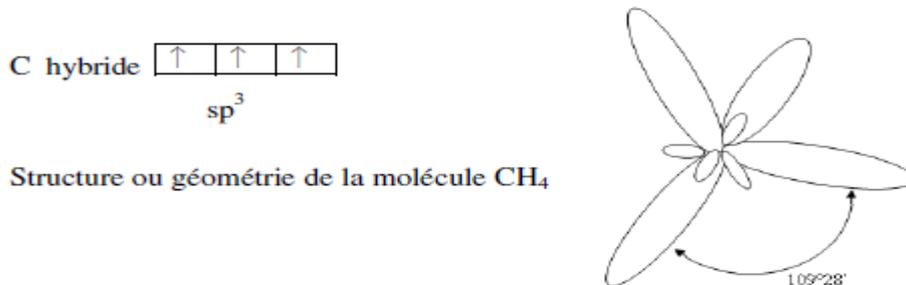
L'état fondamental du carbone ne fait pas apparaitre la valence 4 de C dans CH_4 , d'où

l'état excité.



• Etat hybride

Pour obtenir 4 liaisons C-H identiques, il faudrait 4 orbitales identiques sur le carbone d'où l'hybridation de l'O.A s et des 3 O.A. p de C. Le carbone est ainsi hybride en sp³ et l'on obtient 4 O.H identiques sp³ dirigées suivant les sommets d'un tétraèdre



Chaque liaison C-H résulte du recouvrement axial d'une O.H. sp³ du carbone avec l'O.A. s de l'hydrogène. On obtient ainsi 4 liaisons δ dirigé suivant les sommets d'un tétraèdre.

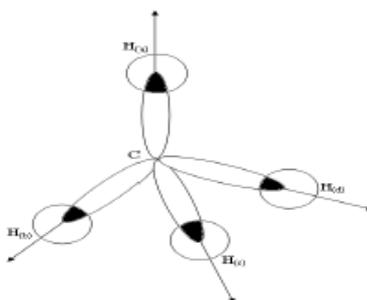


Figure VI.6 : Structure de CH₄

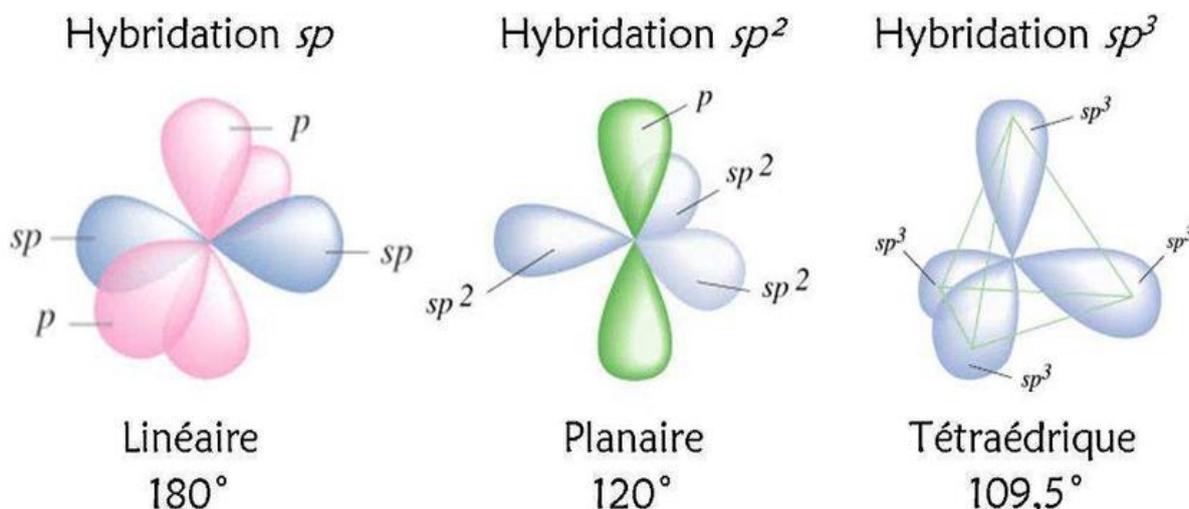
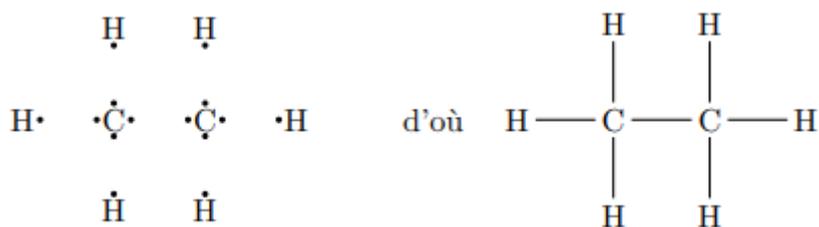


Figure VI.7 : Structure ou géométrie des hybridations sp, sp² et sp³

4 - Éthane C₂H₆

C : 1s² 2s² 2p² donc 4 électrons de valence ;

H : 1s¹ donc 1 électron de valence ;



5-Éthène C₂H₄

C : 1s² 2s² 2p² donc 4 électrons de valence ;

H : 1s¹ donc 1 électron de valence ;

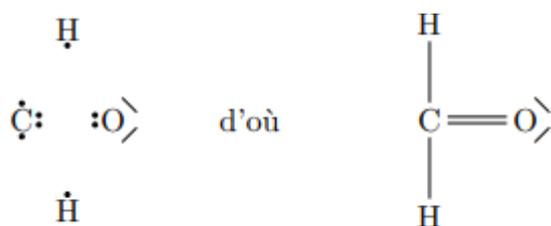


6-Méthanal H₂CO

C : 1s² 2s² 2p² donc 4 électrons de valence ;

H : 1s¹ donc 1 électron de valence ;

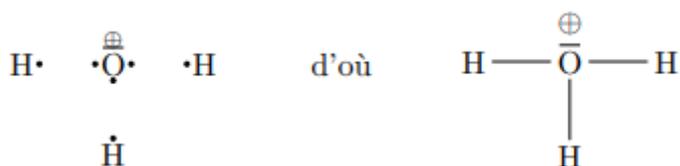
O : 1s² 2s² 2p⁴ donc 6 électrons de valence ;



7-Ion oxonium H₃O⁺

H : 1s¹ donc 1 électron de valence ;

O : 1s² 2s² 2p⁴ donc 6 électrons de valence ;



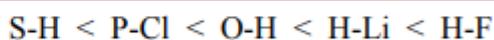
Exercice N2:

-Sachant que la polarisation des liaisons est liée à la différence des électronégativités des atomes liés. On donne les électronégativités des éléments suivants en (eV) : H=2,1 ; Li=0,98 ; O=3,16 ; Cl=3,16 ; S= 2,6 ; P=2,2 ; F=4,0. Classer les liaisons suivantes selon l'ordre croissant de polarité : O — H, H—Li , H—F , P—Cl, S—H.

Corrigé :

| Liaison | O — H | H—Li | H—F | P—Cl | S—H |
|---------------|-------|------|-----|------|-----|
| Polarité (eV) | 1,06 | 1,12 | 1,9 | 0,96 | 0,5 |

Classement selon l'ordre croissant de polarité des liaisons :



Exercice N°3:

I. Le moment dipolaire de la liaison NO vaut 0,153D et la distance interatomique dans NO est 1,150Å.

2-Calculer le caractère ionique partiel de NO.

II. Le moment dipolaire de la liaison Li—H est $\mu = 5,88$ Debyes. Son caractère ionique partiel est de 77%. Calculer la longueur de la liaison

On donne : $1D = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Corrigé

I. Le caractère ionique partiel de NO :

$$C\% = \frac{\mu_{exp}}{\mu_{ion}} \cdot 100 = \frac{0,153 \cdot 3,33 \cdot 10^{-30}}{1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 1,15 \cdot 10^{-10}} \cdot 100 = 2,77\%$$

II. la longueur de la liaison Li-H :

$$C\% = \frac{\mu_{exp}}{\mu_{ion}} \cdot 100 = \frac{\mu_{exp}}{e \cdot d} \cdot 100$$

$$d = \frac{\mu_{exp} \cdot 100}{e \cdot C\%} = \frac{5,88 \cdot 3,33 \cdot 10^{-30}}{1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 0,77} = 1,58 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 1,58 \text{ \AA}$$

Références bibliographiques

1. Ouahes, Devallez, Chimie Générale, OPU.
2. S.S. Zumdhal & coll., Chimie Générale, De Boeck Université.
3. Y. Jean, Structure électronique des molécules : 1 de l'atome aux molécules simples, 3e édition, Dunod, 2003.
4. F. Vassaux, La chimie en IUT et BTS.
5. A. Casalot & A. Durupthy, Chimie inorganique cours 2ème cycle, Hachette.
6. P. Arnaud, Cours de Chimie Physique, Ed. Dunod.
7. M. Guymont, Structure de la matière, Belin Coll., 2003.
8. G. Devore, Chimie générale : T1, étude des structures, Coll. Vuibert, 1980.
9. Cours Structure de la matière : BOUKRAA YAMINA USTO MB
10. LA PAGLIA S.R., Introductory quantum chemistry, Harper & Row, New York, 1971.
11. SLATER J.C., Quantum Theory of Atomic Structure, vol. I et II, McGraw-Hill, New York, 1960