



REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE SCIENTIFIQUE
UNIVERSITE DE TISSEMSILT
INSTITUT DES SCIENCES DE LA NATURE ET DE LA VIE
DEPARTEMENT DES SCIENCES DE LA NATURE ET DE LA VIE



Polycopié de cours

Cours de Chimie I

Structure de la matière

Destiné aux étudiants de 1^{ère} année Ingénieur en sciences Agronomiques / L1 SNV

Auteur : Dr. TABTI Hadja Alia

Année universitaire : 2025-2026

Sommaire

<i>Avant-propos</i>	01
<u>Chapitre I: Notions Fondamentales</u>	
I.1. Qu'est-ce que la chimie ?	03
I.2. Les branches de la chimie	03
I.3. La matière	03
I.3.1. Changement des états de matière	04
I.4. Constituants de la matière	05
I.4.1. Notion de l'atome	05
I.4.2. Molécule	06
I.4.3. Nombre d'Avogadro	06
I.4.4. La mole	07
I.5. Unité de masse atomique	07
I.5.1. La masse molaire atomique	08
I.5.2. Masse molaire moléculaire	09
I.5.3. Qu'est-ce qu'un ion	09
I.6. Aspect qualitative de la matière	10
I.6.1. Corps purs	10
a. Corps pur simple	10
b. Corps purement composé	10
I.6.1. Mélanges	11
a. Les mélanges hétérogènes	11
b. Les mélanges homogènes	11
I.7. Réaction chimique	12
I.7.1. Lois fondamentales de la chimie	12
1. Loi de conservation de masse (Loi de Lavoisier)	12
2. Loi des proportions définies (Loi de Proust)	12
3. Loi des proportions multiples (Loi de Dalton)	
I.8. Les solutions	12
I.8.1. Aspect quantitative de la matière	13

Sommaire

<i>a.</i> La molarité (concentration molaire)	13
<i>b.</i> Concentration pondérale (concentration massique)	13
<i>c.</i> La molalité	14
<i>d.</i> La normalité	14
<i>e.</i> La fraction molaire	14
<i>f.</i> La fraction massique	15
Exercices	16
<u>Chapitre II</u> : Les principaux constituants de la matière	
II.1. Introduction	17
II.2. Mise en évidence des constituants de la matière	17
II.2.1. L'électron	17
II.2.1.1. Expérience de Franklin (Benjamin)	17
II.2.1.2. Expérience de Faraday : relation entre la matière et l'électricité	17
II.2.1.3. Expérience de Crookes 1879	18
II.2.1.4. Expérience de J. J. Thomson 1895	20
II.2.1.5. Expérience de Millikan 1909 : Charge de l'électron e	21
II.2.2. Noyau	23
II.2.2.1. Mise en évidence par l'expérience de Rutherford (1911)	23
II.2.2.2. Le proton : Expérience de GOLDSTEIN (Mise en évidence de la charge positive du noyau)	25
II.2.2.3. Le neutron : Expérience de J. Chadwick (Mise en évidence du neutron)	25
II.3. Masse nucléaire d'atome	27
II.3.1. Energie de liaison et Energie de cohésion d'un noyau	27
Exercices	29
<u>Chapitre III</u> : Isotopes et Radioactivité	
III.1. Introduction	30
III.2. Les isotopes	30
III.2.1. Types d'isotopes	31
III.2.2. L'abondance isotopique	32

Sommaire

III.2.2. La masse atomique moyenne	32
III.3. Radioactivité	33
III.3.1. Désintégration Radioactive	34
III.3.1.1. Types de désintégration	34
a. Désintégration alpha α	34
b. Désintégration Beta β^-	35
c. Désintégration Beta β^+	35
d. Rayonnements électromagnétique γ	36
III.3.2. Réaction nucléaire artificielle	36
a. Réaction de fission nucléaire	36
b. Réaction de fusion nucléaire	38
III.4. Loi de décroissance radioactive	38
III.4.1. Période Radioactive	40
III.4.3. Activité Radioactive	40
Exercices	42
<u>Chapitre IV</u> : Modèle Electronique de l'atome	
IV.1. Introduction	43
IV.2. Rayonnement électromagnétique et spectre d'émission de l'atome d'hydrogène	43
IV.2.1. Aspect ondulatoire et corpusculaire de la lumière	43
IV.2.2. Expérience de Planck	44
IV.2.3. Absorption et émission d'énergie	45
IV.2.4. Effet photoélectrique	45
IV.3. Spectres atomiques	47
IV.4. Modèle de Bohr	48
IV.4.1. Aspect quantitative	49
IV.4.2. Spectre d'émission d'hydrogène	51
IV.4.3. La limite de modèle de Bohr	53
Exercices	54
<u>Chapitre V</u> : Modèle quantique de l'atome	
V.1. Introduction	55
V.2. L'onde associée de De Broglie	55

Sommaire

V.3. Equation de Schrödinger	55
V.3.1. Notion de l'orbital atomique	56
V.3.2. Nombre quantique	57
a. Le nombre quantique principale « n »	57
b. Le nombre quantique secondaire (azimutal) « l »	58
c. Nombre quantique magnétique « m »	59
d. Nombre quantique de spin « S »	61
V.4. Configuration électronique	61
a. Règle d'exclusion de Pauli	62
b. Règle de Klechkowski	62
c. Règle de HUND	63
V.5. Electrons de cœur et électrons de valence	64
V.5.1. Les électrons de cœurs	64
V.5.2. Les électrons de valence	64
V.5.3. La configuration électronique d'un ion	65
Exercices	66
<u>Chapitre VI</u> : Classification périodique et propriétés des éléments	
VI.1. Introduction	67
VI.2. Principe de classification	67
VI.2.1. Lignes et périodes du tableau périodique	68
VI.2.2. Colonnes	69
VI.2.3. Procédure de détermination du groupe et de sous-groupe	70
VI.2.4. Les familles de tableau périodique	72
a. Les alcalins	72
b. Les alcalino-terreux	72
c. Groupe IIIA : (Famille du Bore)	73
d. Groupe IVA : (Famille du Carbone)	73
e. Groupe VA : (Famille de l'Azote)	73
f. Groupe VIA : (Famille de l'Oxygène ou des Chalcogènes)	73
g. Groupe VIIA : (Famille des Halogènes)	74
h. Groupe VIIIA : (Famille des Gaz Rares)	74

Sommaire

i. Groupe IB jusqu'à VIII B : (Famille des métaux des transitions)	74
VI.3. Evolution des propriétés atomiques	75
a. Energie d'ionisation	75
b. Rayon atomique	76
c. Affinité électronique et énergie d'attachement	77
d. Electronegativité	78
Exercices	80
<u>Chapitre VII : Liaisons Chimiques</u>	
VII.1. Introduction	81
VII.2. Liaison chimique	81
VII.3. Théorie des différents types de liaisons	82
VII.3.1. Règle de Lewis	82
VII.3.3. Règle de l'Octet	83
VII.3.4. Règle de Duet	83
VII.3.5. Structure de Lewis	83
VII.4. Type des liaisons	84
a. Liaison covalente simple	84
b. Liaison covalente multiple	84
c. Liaison covalente dative	85
d. Liaison métallique	85
e. Liaison ionique	86
VII.5. Polarisation d'une liaison	86
VII.5.1. Moment dipolaire	87
VII.5.2. Caractère ionique partiel d'une liaison	87
VII.5.3. Cas d'une molécule polyatomique	88
VII.6. Modèle des répulsion ou modèle VSEPR ou de Gillespie	88
VII.6.1. Règle de Gillespie	88
VII.6.2. Géométries des édifices suivant V.S.E.P.R	89
Exercices	91
Références bibliographiques	92

Liste des figures

Figure	Titre	Page
Chapitre I		
1	Différents Etats de la matière	04
2	Changement des états de la matière	05
Chapitre II		
3	Expérience de Faraday d'électrolyse d'eau	18
4	Expérience de William Crookes	19
5	Expérience de J. J. Thomson	20
6	Expérience de Millikan	22
7	Expérience de Rutherford	23
8	Expérience de J. Chadwick	25
Chapitre III		
9	Isotopes d'Hydrogène	31
10	Réaction de Fission d'Uranium	37
11	Réaction de Fusion d'Uranium	38
12	Décroissance de noyaux radioactives	39
Chapitre IV		
13	Spectre électromagnétique.	43
14	Effet photoélectrique	45
15	Spectre de raies de l'hydrogène (discontinu)	47
16	Spectre de raies de l'hydrogène (continu)	47
17	Diagramme énergétique en cas de l'atome d'hydrogène ($Z=1$)	51
18	Diagramme énergétique (Séries de raies)	53
Chapitre V		
19	Nombre quantiques principales et les couches électroniques	58
20	Règle de Klechkowski	62
Chapitre VI		
21	Tableau périodique des éléments chimiques	67
22	Différents blocs de Tableau périodique	69
23	Variation d'Energie d'ionisation avec le numéro atomique Z .	76

Liste des figures

24	Variation de rayon atomique avec le numéro atomique Z.	77
25	Variation d'affinité électronique avec le numéro atomique Z.	78
26	Variation d'électronégativité avec le numéro atomique Z.	78
Chapitre VII		
27	Liaison Métallique	86

Liste des tableaux

Tableau	Titre	page
Chapitre I		
1	Caractéristiques principales des entités atomiques	06
2	La déférence entre le composé et le mélange	11
Chapitre III		
3	Classifications des désintégrations	36
Chapitre IV		
4	Série de longueur d'onde des raies et ces domaines spectrales	52
Chapitre V		
5	Les quatre nombres quantiques	61
Chapitre VII		
6	Géométrie des molécules selon la formule $A X_m E_n$	89

Avant-Propos

Le présent polycopié de cours s'adresse principalement aux étudiants des tronc communs des Sciences de la nature et de la vie (SNV), aux étudiants de 1^{er} année ingénieur en sciences agronomiques, ainsi aux étudiants de Sciences de la Terre, des Sciences biomédicales (médecine, pharmacie, chirurgie dentaire), de la biotechnologie. Il est également destiné à tout apprenant recevant un enseignement général de chimie, quelle que soit sa spécialité, et souhaitant acquérir les bases essentielles de la structure et des transformations de la matière.

Le contenu de ce polycopié regroupe les notions fondamentales que l'étudiant doit maîtriser concernant la structure de la matière, un domaine central de la chimie générale. Il constitue une synthèse accessible et structurée, conçue pour accompagner les étudiants aux niveaux de formation parfois très hétérogènes rencontrés en premier cycle universitaire.

Ce polycopié comprend sept chapitres.

Le ***premier chapitre*** rassemble des rappels de notions de base nécessaires à la compréhension du programme : les états de la matière, la notion d'atome et de molécule, ainsi que les solutions.

Le ***deuxième chapitre*** est consacré aux principaux constituants de la matière. Il aborde la structure de l'atome, les propriétés fondamentales de la masse et de la charge, et décrit les expériences ayant permis la mise en évidence des particules constituantes : l'électron, le proton et le neutron (expériences de Crookes, J. J. Thomson, Millikan). Ce chapitre se conclut par l'étude des isotopes, de leurs méthodes de séparation et de leur stabilité.

Le ***troisième chapitre*** traite du phénomène de radioactivité. Y sont exposés les différents types de réactions nucléaires, les lois de décroissance radioactive ainsi que plusieurs notions associées.

Le ***quatrième chapitre*** présente de manière simple et progressive la quantification de l'énergie dans les modèles semi-atomiques. Il décrit la dualité onde-corpuscule, le spectre de l'hydrogène, les modèles classiques de l'atome et les spectres des ions hydrogénoïdes. Ce chapitre constitue la transition vers le modèle quantique, en introduisant les éléments fondamentaux de la mécanique ondulatoire : l'hypothèse de De Broglie, le principe d'incertitude de Heisenberg.

Le ***cinquième chapitre*** est consacré à l'équation de Schrödinger et à la structure électronique de l'atome. Il expose les solutions de l'équation de Schrödinger pour l'atome d'hydrogène, les

nombres quantiques, les orbitales atomiques, et conduit à la détermination des configurations électroniques des éléments.

Le *sixième chapitre* traite de la classification périodique des éléments. Il décrit le principe de construction du tableau périodique moderne, la distribution en périodes et groupes, les familles chimiques, ainsi que l'évolution périodique des propriétés physico-chimiques fondamentales : rayons atomiques et ioniques, énergies d'ionisation, affinités électroniques et électronégativités.

Le *septième chapitre* porte sur les liaisons chimiques. Les différents types de liaisons y sont étudiés : liaison covalente selon la théorie de Lewis, polarité, moment dipolaire, caractère ionique partiel, géométrie moléculaire selon la théorie VSEPR (Gillespie).

Les différents concepts présentés dans ce polycopié sont illustrés par des exemples afin de faciliter la compréhension et de renforcer l'apprentissage. Ce document constitue ainsi la synthèse de mon expérience d'enseignement de la chimie générale et de la structure de la matière, assurée dans divers établissements et principalement au sein de l'institut des sciences de la nature et de la vie à l'université de Tissemsilt.

Chapitre I : Notions fondamentales

I.1. Qu'est-ce que la chimie ?

La chimie est la discipline scientifique qui analyse la matière et ses transformations. Dans ce but, le chimiste effectue des expériences où il observe et étudie les produits issus des réactions. Ces observations lui permettent de mettre en évidence le comportement de la matière, comportement qu'il s'efforce ensuite d'élucider et d'appréhender.

À partir des résultats expérimentaux, il établit des lois générales, puis formule des hypothèses qui, avec le temps, conduisent à l'élaboration de théories. Cette compréhension du comportement de la matière rend possible la prévision d'une réaction : savoir si elle peut se produire, à quel moment, pour quelles raisons et de quelle manière.

On aborde la chimie en trois niveaux d'étude qui se complètent mutuellement. À l'échelle **macroscopique**, on constate directement les changements de la matière : par exemple, le rouillage d'un clou en fer ou l'ébullition de l'eau à 100 °C. À l'échelle **microscopique**, nous attribuons ces phénomènes à des entités invisibles à l'œil nu telles que les atomes, les molécules et les ions : la rouille est donc le résultat d'une réaction entre les atomes de fer, d'oxygène et d'eau qui donne de l'oxyde de fer. Finalement, sur un plan **symbolique**, on se sert du langage de la chimie, à savoir les symboles, les formules et les équations, pour illustrer ces transformations. Un exemple marquant de cette démarche scientifique, que nous étudierons dans ce cours, est l'évolution de la théorie atomique et moléculaire.

I.2. Les branches de la chimie :

La chimie se divise en plusieurs branches, chacune s'intéressant spécifiquement à un aspect distinct de la matière et de ses transformations. La chimie organique se concentre sur les composés contenant du carbone, généralement en lien avec la chimie des êtres vivants, tandis que la chimie inorganique se spécialise dans l'étude des substances dépourvues de structure carbonée, comme les minéraux et les métaux. La chimie physique étudie les principes et lois qui déterminent les caractéristiques et comportements des substances, établissant un pont entre la chimie et la physique. La chimie analytique développe et applique des méthodes pour identifier, séparer et quantifier les substances.

I.3. La matière :

Le vide est ce qui remplit un espace sans avoir de masse, tandis que la matière est ce qui remplit un espace tout en ayant une masse. La matière se définit comme l'élément qui compose

toute entité disposant d'une existence matérielle ; elle est formée de particules extrêmement minimes, non divisibles et inaltérables, nommés atomes. La matière se présente sous différentes formes appelées les états de la matière. Les trois états connus de la matière sont le solide, le liquide et le gaz (Fig.1).

- ✓ *Etats solide* : Les particules sont ordonnées très rapprochées et liées, la matière conserve son volume et sa masse, exemple : la glace, sucre, le Fer
- ✓ *Etats liquide* : Les particules sont désordonnées rapprochées et liées, la matière conserve son volume et peut changer de forme, exemple : l'eau, l'huile...etc.
- ✓ *Etats Gazeux* : La matière peut changer sa forme et son volume à la fois, les particules sont très désordonnées.

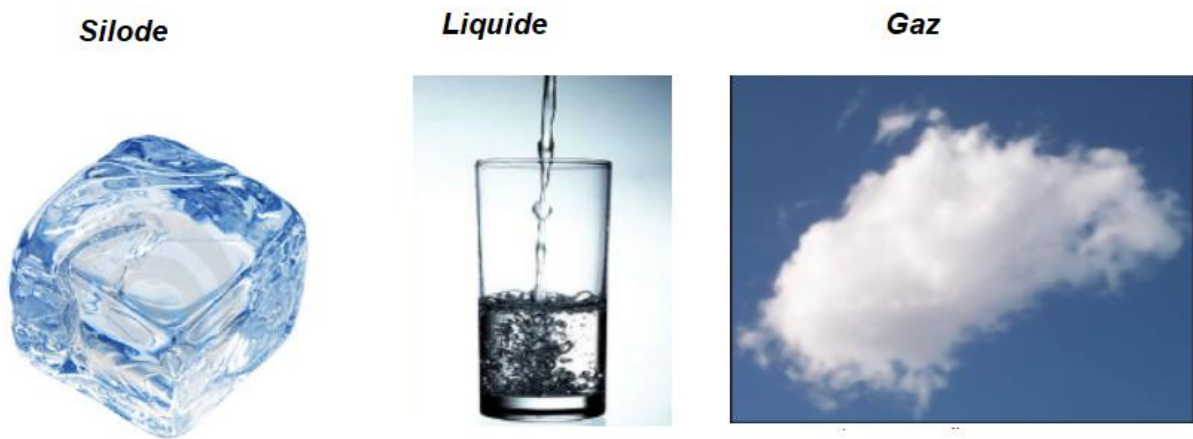


Fig.1. Différents Etats de la matière

I.3.1. Changement des états de matière :

La matière existe en trois formes : solide, liquide et gazeuse. La transition d'une phase à une autre est fortement déterminée par la pression et la température. La transformation de l'état solide en état liquide se réalise par le processus de fusion, celle de l'état liquide à l'état gazeux par vaporisation, et enfin, la conversion directe de l'état solide en état gazeux se fait par sublimation. La figure 2 suivante met en évidence ces transformations :

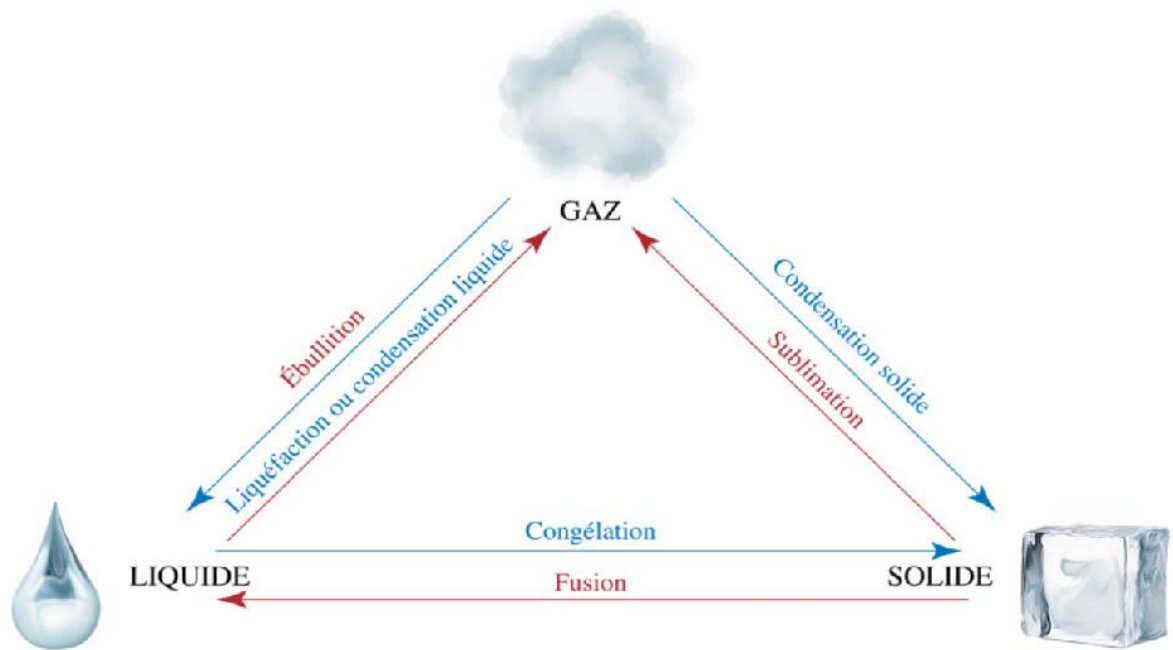


Fig.2. Changement des états de la matière

I.4. Constituants de la matière :

I.4.1. Notion de l'atome :

Le concept d'atome remonte de 400 ans avant J.C., comme le démontre le travail du philosophe grec Démocrite. Toutefois, les premiers éléments expérimentaux confirmant leur présence sont attribués à Dalton, qui a établi ces preuves en 1805.

Les atomes, considérés comme des composants fondamentaux, constituent la matière. C'est l'entité la plus petite d'un élément particulier qui peut être présente. Le mot « atome », dérivé du grec « Atomos », souligne l'aspect indivisible de cette « particule fondamentale », autrefois considérée comme indestructible. Ils se composent d'un cœur chargé positivement, constitué de nucléons (protons et neutrons), et d'un regroupement d'électrons à charge négative qui gravitent autour du noyau. Le tableau ci-dessous présente les principales caractéristiques de ces particules :

Tableau .1. Caractéristiques principales des entités atomiques

Particule	Charge	Masse
Electron	$e^- = - 1,6.10^{-19} \text{ C}$	$m_e = 9,1 .10^{-27} \text{ kg}$
Proton	$e = + 1,6.10^{-19} \text{ C}$	$m_p = 1.67.10^{-31} \text{ kg}$
Neutron	Nulle	$m_n = 1.67.10^{-31} \text{ kg}$

D'une manière générale on peut dire que la charge négative de l'électron compense la charge positive de noyau, ce qui conduit à une neutralité électrique de l'atome. Actuellement, on a identifié 118 éléments chimiques, chacun étant symbolisé par ${}^A_Z\text{X}$. Dans cette notation, A correspond au nombre de masse ou au total des nucléons (proton + neutron), tandis que Z représente le numéro atomique.

Z : numéro atomique ou nombre de protons

A : nombre de masse ou nombre de nucléons

$$A = Z + N \text{ d'où le nombre de neutrons : } N = A - Z \quad {}^A_Z\text{X}$$

Exemple :

L'hydrogène (Z=1, A=1, symbole ${}^1_1\text{H}$) ; le carbone (Z=6, A=12, symbole ${}^{12}_6\text{C}$) ; le Silicium (Z=14, A=28, symbole ${}^{28}_{14}\text{Si}$)

I.4.2. Molécule :

Une molécule est constituée de deux atomes ou plus qui sont reliés entre eux par des liaisons chimiques. C'est l'unité la plus petite d'un composé qui conserve les mêmes propriétés que ce dernier. Exemples : H_2O , H_2 , HCl , H_2SO_4

I.4.3. Nombre d'Avogadro

La constante d'Avogadro représente le nombre d'entités élémentaires présentes dans une mole de ces mêmes entités. La constante d'Avogadro, symbolisée par $N_A = 6,022 \times 10^{23}$, est exprimée en unités de mol^{-1} . C'est au tournant du 20^{ème} siècle qu'Amedeo Avogadro, un chimiste, a établi le nombre qui porte son nom. À ce moment-là, la valeur de cette constante était égale au nombre de particules contenues dans 1 g d'hydrogène (H). Pour assurer

l'exactitude, cette méthode a été révisée et la valeur actuellement employée correspond à la quantité de particules dans un échantillon de 12 g de carbone 12.

De ce fait, différentes sources offrent une définition plus détaillée du nombre d'Avogadro : il représente le nombre de particules contenues dans précisément 12 g de carbone 12. De plus, la mole se définit comme la quantité de matière présente dans 12 g de carbone 12. On peut utiliser la formule ci-dessous pour calculer le nombre de moles à partir du nombre de particules et du nombre d'Avogadro : $n = N/N_A$

Où : n représente le nombre de moles (mol)

N représente le nombre de particules (atomes, molécules, ions, etc.)

N_A représente le nombre d'Avogadro

Exemple :

Combien y a-t-il d'atomes dans 2,0 mol de potassium (K) ?

À partir de l'énoncé, on identifie les données $n=2,0$ mol $N=?$

Sachant que $N = n \times N_A$, on remplace les données dans la formule précédente ;

$$N = 2,0 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ atomes / mol} \quad N \approx 1,2 \times 10^{24} \text{ atomes}$$

Il y a donc environ $1,2 \times 10^{24}$ atomes dans 2,0 mol de potassium (K).

I.4.4. La mole :

La mole c'est la quantité de la matière (atomes, molécules, ions, e- ou autre particules) qui contient N_A particules identiques.

1 mole d'atomes $\longrightarrow N_A$ d'atomes.

1 mole de molécules $\longrightarrow N_A$ molécules.

1 mole (e-, p, n, ions) $\longrightarrow N_A$ (e-, p, n, ions).

I.5. Unité de masse atomique : uma

L'unité de masse atomique, abrégée en uma, correspond à environ 10^{-23} ou 10^{-24} grammes et représente la masse d'un atome. Pour des raisons pratiques sur l'échelle atomique, afin d'éviter l'usage de puissances négatives, les chimistes ont adopté cette unité spécifique : uma.

$1 \text{ uma} = M/N_A$ tel que : M = masse molaire (g/mol) et N_A est le nombre d'Avogadro

L'échelle uma est une échelle dans laquelle on a choisi : comme référence le nucléide $^{12}_6\text{C}$ le plus stable et le plus abondant dans la nature. L'uma est définie comme étant $1/12$ de la masse d'un atome de Carbone.

$$\text{uma} = 1/12 \cdot 12/N_A = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ uma} = 1/N_A = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g} = 1 \text{ g/mol}$$

Exemple :

Calculer la masse d'un atome d'oxygène en uma. On donne : $M(\text{O})$: 16g/mol ?

$$\text{La masse d'un atome} = 16/N_A = 2.65 \times 10^{-23} \text{ g}$$

$$1 \text{ uma} \longrightarrow 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$x \text{ uma} \longrightarrow 2.65 \times 10^{-23} \text{ g}$$

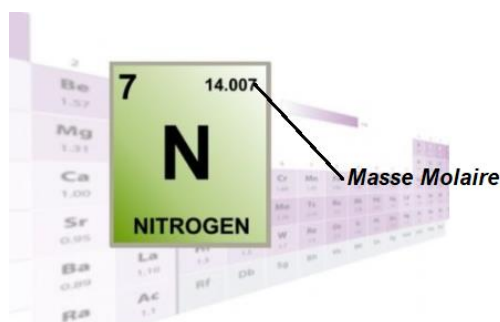
$$x \text{ uma} = 15.999 \approx 16 \text{ g/mol}$$

I.5.1. La masse molaire atomique :

Le symbole de la masse molaire est M et son unité de mesure est le gramme par mole (g/mol). La masse molaire d'un élément est aussi appelée **masse molaire atomique**, car elle correspond à la masse d'une mole d'atomes de cet élément. La case du tableau périodique pour chaque élément contient la valeur de sa masse molaire atomique. C'est la même valeur que celle de la masse atomique exprimée en unités de masse atomique (uma).

Exemple :

La masse atomique de l'azote (N) est de 14,01 u



7	14.007
N	
NITROGEN	

Alors sa masse molaire atomique est de 14,01 g/mol. On peut l'écrire de la manière suivante : $M(\text{N})=14,01 \text{ g/mol}$. On peut aussi dire qu'une mole d'atomes d'azote a une masse de 14,01 g. Il est aussi possible de dire qu'un groupe de $6,022 \times 10^{23}$ atomes d'azote a une masse de 14,01 g.

I.5.2. Masse molaire moléculaire :

La masse molaire moléculaire correspond à la masse d'une mole de molécules. Elle correspond à la somme des masses atomiques des éléments qui la composent. Pour calculer la masse molaire d'une substance composée de plusieurs atomes, il est nécessaire de faire la somme des masses molaires de chacun des atomes qui la composent.

Exemple :

Quelle est la masse molaire de l'ammoniac (NH_3)?

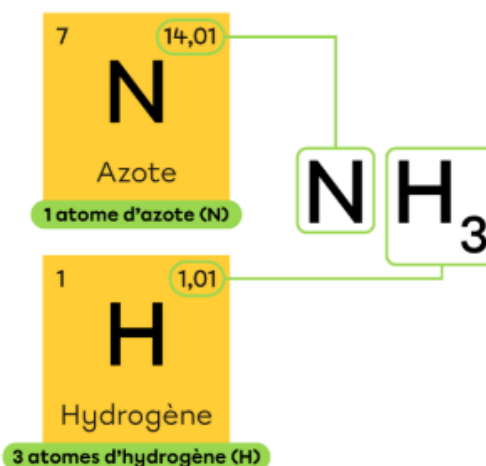
1. À l'aide du tableau périodique, on identifie la masse molaire de l'azote (N) et celle de l'hydrogène (H).

2. Dans la formule chimique de l'ammoniac (NH_3), on retrouve 1 atome d'azote (N) et 3 atomes d'hydrogène (H). On peut calculer la masse molaire de l'ammoniac à l'aide de l'expression suivante.

$$M_{\text{NH}_3} = M_{\text{N}} + 3 M_{\text{H}}$$

3. $M_{\text{NH}_3} = 14,01 \text{ g/mol} + 3 \times 1,01 \text{ g/mol}$

$$M_{\text{NH}_3} = 17,04 \text{ g/mol}$$



I.5.3. Qu'est-ce qu'un ion ?

Un ion est une entité portant une charge électrique résultant de l'ajout ou de la perte d'un ou plusieurs électrons par un atome ou un ensemble d'atomes. Lorsqu'il perd des électrons, il devient chargé positivement « **cation** » ; lorsqu'il en gagne, il devient chargé négativement « **anion** ». Cette charge lui confère des propriétés chimiques et physiques particulières.

Exemples :

- Na^+ : ion sodium (perte d'un électron $\rightarrow$ cation).
- Cl^- : ion chlorure (gain d'un électron $\rightarrow$ anion).

- SO_4^{2-} : ion sulfate (groupe d'atomes portant une charge).

I.6. Aspect qualitative de la matière :

I.6.1 Corps purs :

La première question qu'un chimiste se pose concernant un échantillon de substance inconnue est de déterminer s'il s'agit d'une matière pure ou d'un mélange. Chaque échantillon de matière est soit l'un, soit l'autre.

Quand nous évoquons une substance pure, nous faisons référence à un élément qui ne contient qu'une seule sorte de matière. Cela peut être un seul objet ou un unique composé, mais chaque échantillon de ce matériau que vous vérifiez doit comporter exactement la « même chose » et présenter les mêmes caractéristiques. Si l'on combine deux ou plusieurs substances pures, on se réfère évidemment à un mélange.

Selon la nature des particules qui la compose, la matière peut être classée en trois types : les corps purs simples, les corps purs composés et les mélanges.

a. Corps pur simple :

Un corps pur simple est constitué d'atomes provenant d'un seul élément chimique. Il s'agit d'un assemblage d'atomes appartenant à un seul élément, qui présente des propriétés physiques et chimiques spécifiques. Chaque élément a une appellation qui peut être le silicium, l'oxygène ou le cuivre. Un morceau de silicium est constitué uniquement d'atomes de silicium, tout comme un morceau de cuivre ne contient que des atomes de cuivre. Les propriétés visibles à l'œil nu d'un morceau de silicium, comme sa couleur ou sa densité, se distinguent de celles d'un morceau de cuivre. C'est puisque les caractéristiques submicroscopiques des atomes de silicium diffèrent de celles des atomes de cuivre.

b. Corps purement composé

Un corps pur composé se compose de deux ou plusieurs éléments distincts qui sont chimiquement unis. Les atomes qui constituent un corps pur composé sont liés entre eux à la suite d'une réaction chimique. Ces atomes ne sont pas juste combinés ensemble. Par exemple, l'eau (H_2O) est une substance pure constituée de deux éléments : l'hydrogène et l'oxygène. Ces composants sont assemblés de manière précise, deux atomes d'hydrogène pour un atome d'oxygène (d'où H_2O). De nombreux composés incluent de l'hydrogène et de l'oxygène, mais un seul possède ce rapport précis de 2 pour 1, à savoir l'eau.

I.6.2. Mélanges :

La plupart des matériaux que nous rencontrons dans la vie quotidienne ne sont pas des substances pures, qu'elles soient simples ou composées, mais des **mélanges**, c'est-à-dire des associations de plusieurs substances. Par conséquent, des exemples courants de mélanges incluent l'air, le sang et l'eau de mer. Par ailleurs, des produits tels que le sirop contre la toux est le résultat d'une combinaison délibérée de divers composants, élaborée pour engendrer un impact biologique précis.

Les mélanges peuvent être homogènes ou hétérogènes. Ces deux expressions sont employées pour décrire ce qui peut être distingué visuellement ([Tableau 2](#))

a. Les mélanges hétérogènes

On désigne un mélange d'hétérogène s'il est possible de distinguer ses divers composants à l'œil nu. La composition des mélanges hétérogènes fluctue selon les zones de la matière. Par exemple, si l'on place du sucre dans un bocal, qu'on y met du sable et qu'on secoue le bocal, la composition du mélange ne sera pas identique peu importe où l'on regarde dans le bocal.

b. Les mélanges homogènes

Un mélange est homogène si on ne peut pas distinguer ses différents constituants à l'œil nu. Les mélanges homogènes ont une composition uniforme. Chaque partie d'un mélange a la même composition que n'importe quelle autre partie du même mélange. Si l'on dissout du sucre dans l'eau en mélangeant bien, le mélange sera le même, quel que soit l'endroit que l'on goûtera.

- L'air est un mélange homogène composé de plusieurs gaz, principalement l'azote et l'oxygène, l'eau de mer est un mélange homogène composé principalement d'eau et de chlorure de sodium (sel).

Tableau.2. La différence entre le composé et le mélange.

Mélange	Composé
On peut séparer les constituants par les techniques physico chimiques	On peut séparer les constituants par les techniques physico chimiques
La composition est variable	La composition est fixe
Les propriétés sont celles de ces constituants	Les propriétés sont différentes de celles de ces constituants

I.7. Réaction chimique

Une réaction chimique est le processus au cours duquel une ou plusieurs substances chimiques (les réactifs) se transforment en d'autres composés chimiques (les produits). Dans une réaction chimique, la conservation des éléments (atomes) est maintenue tant en termes de quantité que de qualité.

Exemple :



I.7.1. Lois fondamentales de la chimie

1. **Loi de conservation de masse (Loi de Lavoisier)** « Rien ne se perd, rien ne se crée, tout est conservé (transformé) au cours d'une réaction chimique », dans une réaction chimique la masse et le nombre d'élément de chaque espèce chimique se conserve (constant) »
2. **Loi des proportions définies (Loi de Proust)** Dans chaque composé étudié la proportion en poids des éléments présents était toujours la même, aussi l'eau contient toujours 11.2% de H₂ et 88.8% d'O₂.
3. **Loi des proportions multiples (Loi de Dalton)** Lorsque deux éléments peuvent se combiner pour former des produits différents, Les rapports du premier élément qui se lie à une masse constante de l'autre ont entre eux un rapport de nombre entier.

Exemple :

- Soit les molécules suivantes : NO, NO₂, N₂O₃.
- La proportion d'oxygène dans NO₂ est le double de ce qu'elle est dans NO.
- La proportion d'oxygène dans N₂O₃ est le triple de ce qu'elle est dans N₂O.

I.8. Les solutions :

Une solution est un mélange uniforme généralement sous forme liquide, formé lorsque deux ou plusieurs substances s'associent sans qu'il y ait de réaction chimique. Par exemple, quand on introduit du sucre dans l'eau, celui-ci se dissout uniformément pour donner une solution sucrée. Si l'eau est évaporée, le sucre peut être récupéré sans changement.

Dans une solution, on distingue deux constituants, le solvant, présent en plus grande quantité, et le soluté, dissous dans le solvant.

L'espèce chimique dissoute s'appelle le soluté ; il peut être sous forme solide, liquide ou gaz tandis que le solvant est sous forme liquide. Après dissolution, le soluté peut être sous forme d'ions ou sous forme de molécules. Une solution est dite aqueuse si le solvant est l'eau.

I.8.1 Aspect quantitative de la matière :

En chimie, la plupart des réactions ont lieu en solution. Il est donc important de connaître les quantités de réactifs (solutés) que l'on fait réagir. Pour connaître ces quantités, le chimiste utilise la concentration.

La concentration d'une solution représente la proportion entre la quantité de soluté et la quantité totale de solution. On peut la définir de diverses manières, telles que la concentration molaire, la concentration en masse, la fraction molaire, le pourcentage par masse ou le pourcentage volumique.

a. La molarité (concentration molaire) :

La concentration molaire (ou molarité) d'un soluté est le nombre de moles de soluté par unité de volume de solution.

$$C = \frac{n}{v}$$

Tel que : n : Nombre de moles de soluté en [mol]

V : Volume de solution en [L]

C : Concentration du soluté en [mol/L] ou [M]

Exemple :

Afin de sucrer une tasse contenant 150 mL de thé, on ajoute un morceau de sucre de 6,0 g. Le sucre est constitué majoritairement de saccharose de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$ de masse molaire $M=342,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

$$C = \frac{m}{M.v} = \frac{6}{342.0.150} = 1,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

b. Concentration pondérale (concentration massique) :

La concentration massique (ou titre) d'un soluté est la masse de soluté par unité de volume de solution.

$$C = \frac{m}{v}$$

Tel que : m : masse de soluté en [g]

V : Volume de solution en [L]

C : Concentration massique du soluté en [g/L]

Exemple :

Afin de préparer une solution de diode, on dissout une masse $m = 50,0$ mg de cristaux de diiode dans 75,0 mL de cyclohexane. La concentration massique du diiode dans le cyclohexane est :

$$C = \frac{m}{v} = \frac{50}{0,075} = 0,667 \text{ g/L}$$

c. La molalité :

Elle correspond à la quantité de soluté pour 1Kg de solvant. Cette unité de concentration n'est que très rarement utilisée. Elle est notée par C_{molale} .

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}}$$

d. La normalité :

On définit la normalité d'une solution acide ou basique dans l'eau comme respectivement le nombre de mol d'ions (Z) H^+ ou OH^- susceptibles d'être libérés par un litre de solution. De même, la normalité oxydo-réductrice d'une solution correspond au nombre de moles d'électrons (Z) susceptibles d'être libérés par un litre de solution. Elle est notée par CN ou N elle est calculée selon la formule suivante :

$$N = Z.C$$

Où : Z : dépend de la nature de la solution.

C: Concentration molaire de la solution

e. La fraction molaire :

La fraction molaire d'un constituant dans une solution est le rapport de nombre de mole de ce constituant sur le nombre de moles totale.

$$\sum X_i = 1$$

$$X_i = \frac{n_1}{n_1 + n_2} ,$$

$$X_i' = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

Où : n_1 = Soluté

et n_2 = Solvant

f. La fraction massique :

La fraction massique d'un constituant dans une solution est le rapport de masse de mole de ce constituant sur la masse totale.

$$\sum X_i = 1$$

$$X_i = \frac{m_1}{m_1 + m_2} ,$$

$$X_i' = \frac{m_2}{m_1 + m_2}$$

Où : n_1 = Soluté

et n_2 = Solvant

Exercices

Exercice 1

Parmi les corps suivants : l'oxygène(O_2), l'argent (Ag), le sel de cuisine (NaCl), l'eau minérale, l'eau de mer, l'huile et l'eau sucrée.

- a- Indiquer ceux qui sont à l'état pur et à l'état de mélange.
- b- Donner les corps qui sont simples et ceux qui sont composés
- c- Classer les en mélanges homogène et hétérogène en présentant le nombre de phases.

Exercice 2

On prépare deux solutions de 100 mL chacune, par dissolution de :

- 1. 0.111 g de chlorure de calcium,
 - 2. 58.5 mg de sulfate de fer (III).
- a- Calculer pour chacune d'elles, la concentration molaire du sel et celle des ions qui constituent le sel.

Exercice 3

On dissout une masse $m=3,15$ g de chlorure de sodium dans 200 mL d'eau.

- a- Quelle est la concentration massique de NaCl ?
- b- Quelle est la molalité de NaCl ?
- c- Calculer les fractions massiques des constituants dans la solution de NaCl. Données : Na (23 g/mol), Cl (35,5g/mol).

Exercice 4 :

Un seul atome d'oxygène 16 a une masse de 15,9949 uma. Calculez la masse en grammes d'une mole d'atomes d'oxygène 16.

Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

II.1. Introduction :

L'approche initiale pour analyser les caractéristiques des éléments a été l'investigation expérimentale des réactions chimiques. L'atome, concept fondamental de la physique, a été déduit grâce à des expériences simples telles que la mesure du poids des éléments qui se combinent, tout en portant une attention précise à leur exactitude. Bien que le concept ait été inventé par les Grecs, c'est véritablement au milieu du XIX^e siècle que l'idée d'atome a commencé à produire des résultats notables. Depuis le début de ce siècle, les avancées technologiques ont permis l'étude des particules élémentaires qui composent les atomes et les molécules.

Ces entités ont été capables d'être isolées et grâce à l'intervention de forces externes, leurs propriétés et leur structure ont pu être mises en lumière. C'est la découverte des rayons X par Röntgen 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.

II.2. Mise en évidence des constituants de la matière :

II.2.1. L'électron :

II .2.1.1. Expérience de Franklin (Benjamin) :

Franklin a observé des interactions d'attraction ou de répulsion entre un barreau de verre ou de cire et un morceau de soie, après les avoir frottés ensemble. Il a expliqué ces observations par la présence de charges (+) et (-), sachant que la matière contient de l'électricité, donc des électrons.

II.2.1.2. Expérience de Faraday : relation entre la matière et l'électricité :

Faraday, en s'attaquant à l'électrolyse, a mis en place un lien quantitatif entre la matière et l'électricité. Il a établi une relation quantifiable entre la matière et l'électricité. Faraday évaluait les quantités de matière libérées aux électrodes et, à l'aide d'un ampèremètre, mesurait les volumes d'électricité circulant dans le circuit électrique (Fig.3). Le chercheur a mis en lumière les lois suivantes :

- ✓ La masse d'une substance déposée à une électrode est proportionnelle à la quantité d'électricité (la charge) qui a traversé l'électrolyte.
- ✓ Pour une même quantité d'électricité, les masses de différentes substances déposées sont proportionnelles à leurs masses molaires équivalentes. Quand 2N électrons

traversent le circuit, N moles de H_2 se dégagent et $N/2$ moles d'oxygène se dégagent. N électrons constituent une mole d'électrons et la quantité d'électricité équivalente est 96 500 coulombs, $1F = 96500\text{ C}$

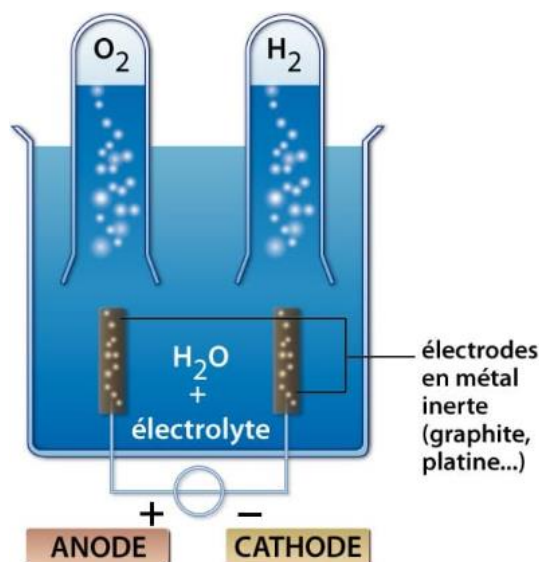


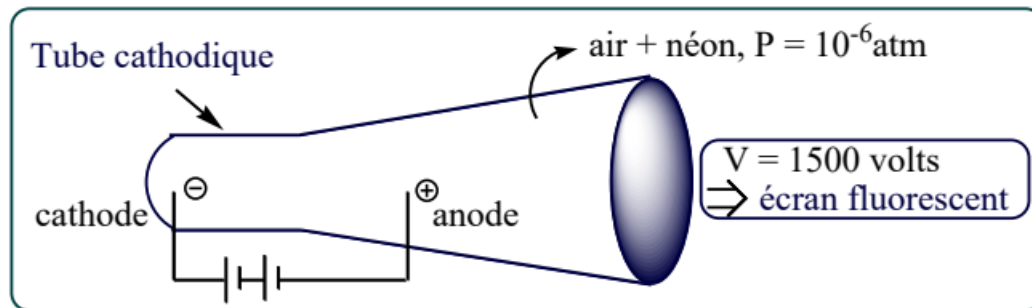
Figure .3. Expérience de Faraday d'électrolyse d'eau

II.2.1.3. Expérience de Crookes 1879 :

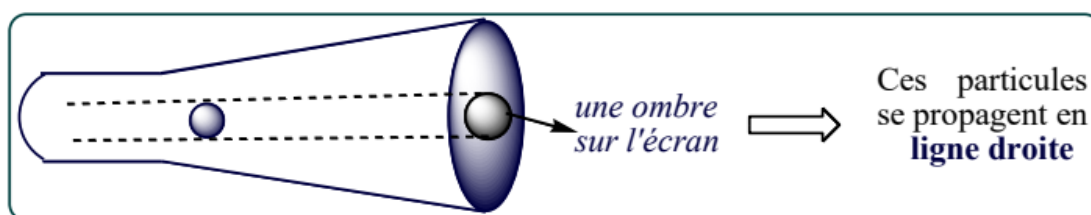
Le tube de Crookes (aussi connu sous le nom de tube à décharge, tube à gaz ou tube à cathode froide) contient un gaz résiduel (tel que l'air, l'hélium ou le néon) à une pression particulièrement faible (Fig. 4). Ce dispositif est contenu :

1. **Une enceinte** : une ampoule de verre scellée.
2. **Un gaz résiduel** : que ce soit de l'air, de l'hélium ou du néon, à une pression extrêmement faible.
3. **Deux électrodes** : l'une est une cathode en aluminium à basse température, l'autre une anode cible.
4. **Un dispositif de tension** : une bobine d'induction produisant une différence de potentiel approximativement égale à 15 kV.

La cathode métallique doit être spécifiquement en aluminium, et une anode employée comme cible pour les électrons. On utilise une bobine d'induction pour produire une tension élevée de 15000 volts. L'écran s'illumine en une couleur fluorescente.



Objet placé sur le trajet :



Objet très légère placé sur le trajet :

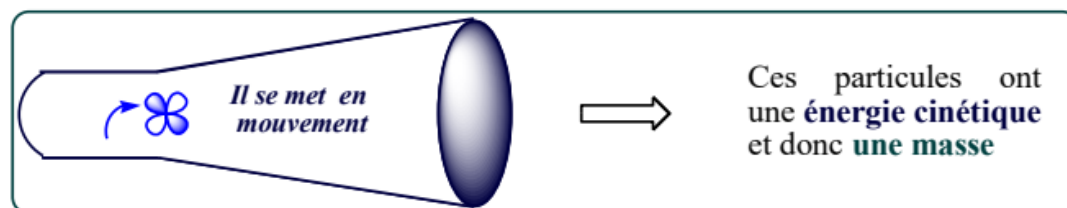


Figure.4. Expérience de William Crookes

Plusieurs expériences clés permettent de caractériser la nature de ces rayons :

1. La mise en mouvement d'une hélice prouve qu'il s'agit d'un flux de particules matérielles (dotées d'une masse et d'une énergie cinétique).
2. La déviation par un champ électrique ou magnétique révèle que ces particules portent une charge électrique négative.
3. L'indépendance des résultats face à la nature du gaz ou du métal de la cathode établit le caractère universel de cette particule.

L'ensemble de ces observations convergent vers une conclusion fondamentale : les rayons cathodiques sont un flux de particules élémentaires, constitutives de toute matière, que l'on nomme **électrons**.

II.2.1.4. Expérience de J. J. Thomson 1895 :

Entre 1898 et 1903, c'est le physicien anglais J.J. Thomson qui a mené les expériences initiales cruciales pour comprendre la structure atomique. Il a examiné les décharges électriques dans des tubes partiellement dépressés, connus sous le nom de tubes à rayons cathodiques (Fig.5).

Thomson a découvert que lorsque l'on appliquait une haute tension sur les électrodes du tube, un « **rayon** » était généré. Puisqu'il provenait de l'électrode négative (la cathode), il l'appela **rayon cathodique**.

En constatant que ce faisceau était également dévié par le pôle négatif d'un champ électrique appliqué de l'extérieur, Thomson a tiré une conclusion révolutionnaire : ce faisceau n'était pas une onde, mais un courant de particules à charge négative. Il a donc découvert ce que nous appelons aujourd'hui l'électron.

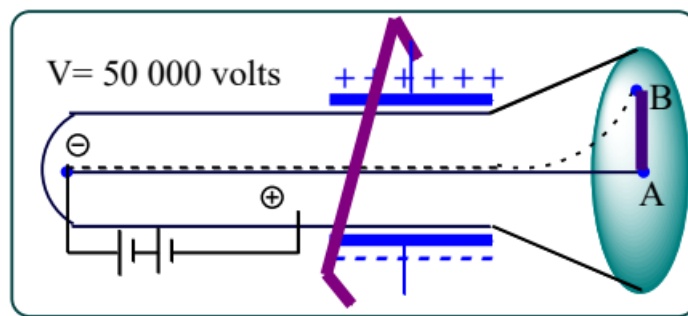
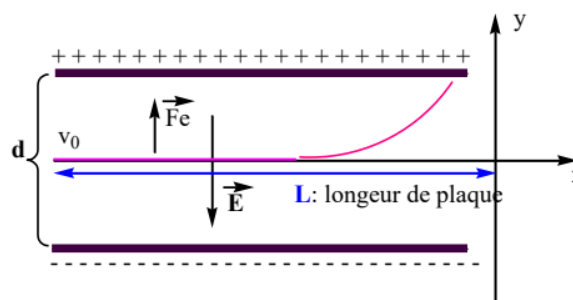


Figure.5. Expérience de J. J. Thomson

Puis il a déterminé le rapport charge/masse d'un électron par différentes expériences

1) Action du champ électrique

Le faisceau d'électrons est dévié vers la plaque positive, sous l'action de la force :



$$F_e = e \cdot E = m_e \cdot \gamma$$

$$\text{Donc : } e \cdot E / m_e = \gamma$$

Tel que : (q) : charge de l'électron, m: sa masse, γ : accélération qui lui est communiquée par la force F

$$\text{Avec : } y = \frac{1}{2} \gamma t^2 \text{ et } t = x/v_0 \text{ donc : } y = \frac{1}{2} \frac{E \cdot e}{m_e} \frac{x^2}{v_0^2} \dots (1)$$

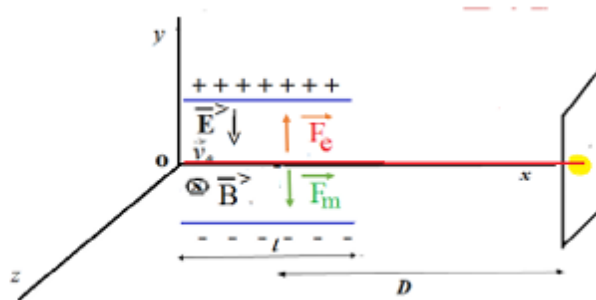
2) Action du champ magnétique

Le faisceau d'électrons est dévié vers la plaque négative, sous l'action de la force : $F_m = B \cdot e \cdot v$

Tel que : v : vitesse des électrons

3) Action simultanée des champs électrique et magnétique

En combinant leurs intensités, le faisceau d'électrons peut ne pas être dévié de sa trajectoire initiale. Ceci aura lieu lorsque :



$$e \cdot E = B \cdot e \cdot v \Rightarrow v = \frac{E}{B} (2)$$

$$\text{En remplaçant (2) dans (1) : } y = \frac{e B^2}{2 m} \frac{x^2}{E} \text{ et } v = \frac{E}{B}$$

Le rapport charge / masse est égale, $e/m = - 1,76 \cdot 10^8 \text{ C/g}$ où e représente la charge d'un électron (en coulombs) et m, la masse de l'électron (en grammes).

II.2.1.5. Expérience de Millikan 1909 : Charge de l'électron e

L'expérience implique la dispersion de gouttelettes d'huiles dans l'air entre les plaques d'un condensateur. Lorsqu'elles sont exposées aux rayons X, le gaz s'ionise et les gouttelettes d'huile acquièrent une charge électrique. L'observation du déplacement de ces gouttelettes entre les plaques du condensateur est réalisée grâce à un microscope (Fig .6). On suppose que le rayon des gouttelettes reste constant.

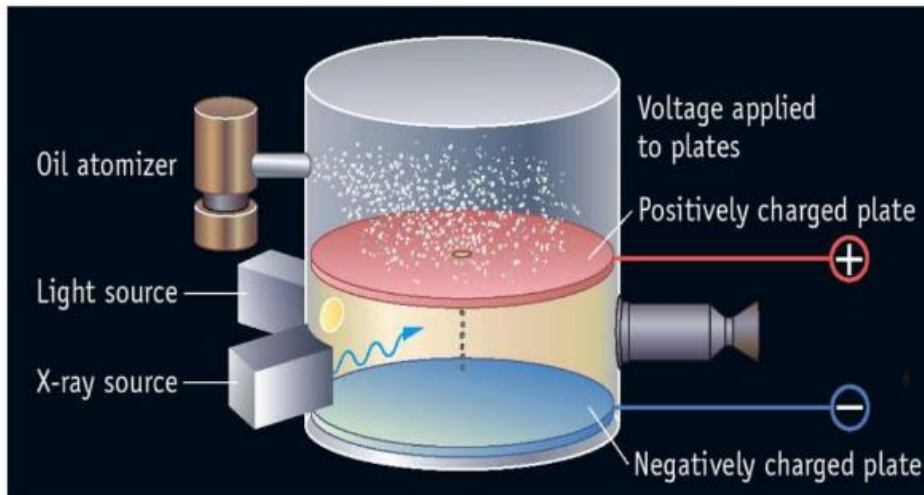


Figure.6. Expérience de Millikan

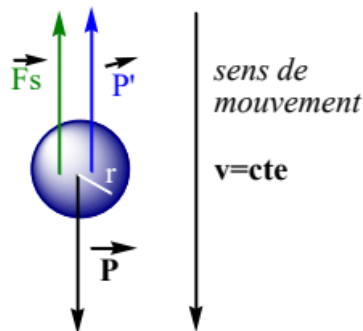
L'expérience est effectuée en deux étapes : En l'absence du champ électrique : on observe une chute libre de la gouttelette soumise aux trois forces :

a. En absence d'un champ électrique :

$$P = mg = \frac{4}{3} \pi r^3 \rho g \quad (\rho \text{ est la masse volumique de l'huile})$$

$$P' = m'g = \frac{4}{3} \pi r^3 \rho' g \quad (\rho' \text{ est la masse volumique de l'air})$$

$$F_s = 6\pi \eta r v \quad (\eta \text{ est la viscosité de l'air})$$

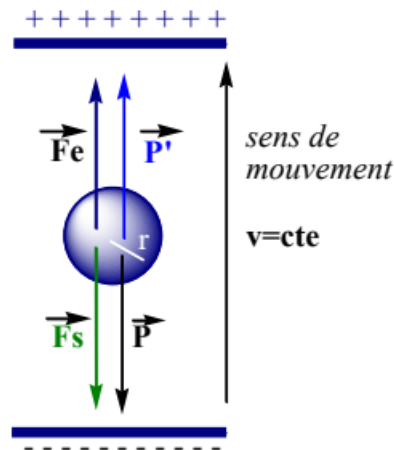


$$\sum \vec{F} = 0 \text{ donc } \vec{P} + \vec{P}' + \vec{F}_s = 0 \text{ après projection:}$$

$$P - P' - F_s = 0 \text{ et } = \frac{4}{3} \pi r^3 (\rho - \rho')g = 6\pi \eta r v$$

$$r^2 = \frac{9 \eta v}{2(\rho - \rho')g} \text{ et si on néglige la poussée d'Archimède : } r^2 = \frac{9 \eta v}{2 \rho g}$$

b. En présence d'un champ électrique :



$$\sum \vec{F} = 0 \text{ donc } \vec{P} + \vec{P'} + \vec{F_s} + \vec{F_e} = 0 \text{ après projection:}$$

$$P - P' + F_s - F_e = 0$$

$$\text{Quand } v = 0 \text{ (gouttelette immobile)} \quad P - P' = F_e$$

$$qE = \frac{4}{3} \pi r^3 (\rho - \rho') g$$

$$q = \frac{4}{3E} \pi r^3 (\rho - \rho') g$$

Les expériences de Millikan ont montré que la charge d'une gouttelette d'huile était toujours un multiple entier de la charge électrique d'un électron $q = n e$ avec n entier naturel. A partir de cette valeur de la charge de l'électron ($-1,60 \cdot 10^{-19} \text{C}$) et du rapport charge/masse déterminé par Thomson, Millikan put calculer la masse de l'électron, qu'il évalua à $9,11 \cdot 10^{-28} \text{g}$.

Masse m(e)	Charge
$9,11 \cdot 10^{-28} \text{g}$	$-1,60 \cdot 10^{-19} \text{C}$

II.2.2 Noyau :

II.2.2.1. Mise en évidence par l'expérience de Rutherford (1911) :

L'expérience de Rutherford avait pour but de tester le modèle atomique de Thomson, également connu sous le nom de « modèle du pudding aux raisins » (ou pain aux raisins). D'après cette théorie, l'atome était représenté comme une sphère uniforme de matière chargée

positivement, dans laquelle étaient dispersés des électrons portant une charge négative, ce qui conférait à l'ensemble un équilibre électrique.

Le déroulement de l'expérience :

Rutherford a bombardé une mince feuille d'or avec un flux de particules alpha (chargées positivement), généré par un échantillon de polonium, le tout dans une chambre à vide. Il a suivi le parcours des particules une fois qu'elles ont traversé la feuille. (Fig.7).

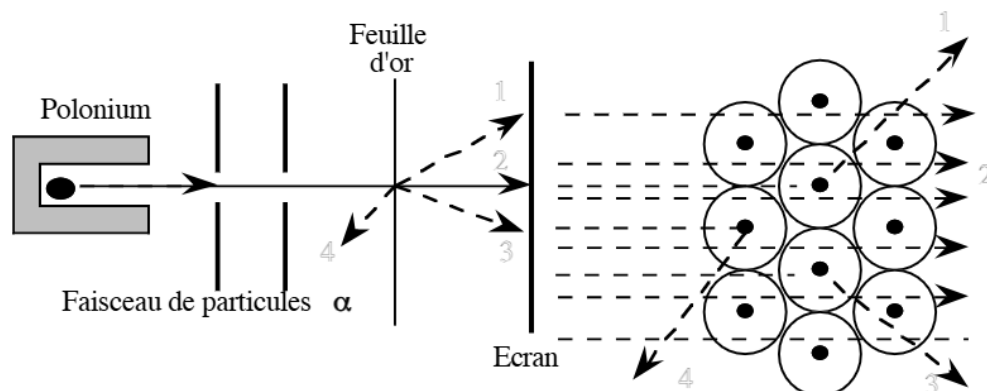


Figure.7. Expérience de Rutherford

Les observations surprenantes :

1. **La grande majorité** des particules alpha traversaient la feuille **sans aucune déviation**.
2. **Quelques-unes** subissaient des **déviation importantes** (parfois supérieures à 90°).
3. **Une infime partie** (environ 0,1%) était **carrément réfléchi** en arrière, comme si elles avaient heurté un obstacle infranchissable.

Ces résultats étaient en complète contradiction avec le modèle de Thomson. Si la charge positive avait été uniformément répartie, elle n'aurait jamais pu exercer une force assez forte pour dévier ou renvoyer en arrière les particules alpha massives et rapides.

Rutherford en déduisit que l'atome était majoritairement constitué de **vide**. La forte déviation de certaines particules alpha ne pouvait s'expliquer que par la présence d'un **noyau** extrêmement **petit, dense et chargé positivement**, concentrant presque toute la masse de l'atome. Cette découverte mena à la conception du modèle planétaire de l'atome. 18

La masse et la charge de ces noyaux s'interprètent aisément si on admet qu'ils sont constitués de l'association de protons et de neutrons. Ces protons et neutrons, constituants du noyau, sont des **nucléons**.

II.2.2.2. Le proton : Expérience de GOLDSTEIN (Mise en évidence de la charge positive du noyau) :

Le proton a été découvert par le physicien allemand **Eugen Goldstein** en 1886 grâce à ses travaux sur les rayons canaux. GOLDSTEIN a repris l'expérience de CROOKES en provoquant une décharge électrique dans un gaz qui est l'hydrogène. Celui-ci est décomposé en H^+ par les rayons cathodiques (la DDP ionise les molécules de H_2 en formant H^+). Le faisceau de protons est observé à l'arrière de la cathode. L'analyse (mesure q/m) de ces protons a permis de dégager les caractéristiques suivantes :

Masse $m(p)$	Charge
$1,6726 \cdot 10^{-27} \text{kg}$	$1,60 \cdot 10^{-19} \text{C}$

II.2.2.3. Le neutron : Expérience de J. Chadwick (Mise en évidence du neutron)

Le bombardement d'une cible de béryllium (${}^9_4\text{Be}$) par des particules alpha (α) provoque l'émission d'un rayonnement très pénétrant (Fig.8). Lorsque ce rayonnement frappe une cible de paraffine (riche en hydrogène), il provoque l'expulsion de protons (${}^1_1\text{p}$).

L'observation cruciale est que ce rayonnement n'est pas dévié par un champ électrique ou magnétique. Cette absence de déviation prouve qu'il est *électriquement neutre*. Il ne pouvait donc s'agir que de deux choses : un rayonnement électromagnétique (comme des rayons θ) ou un faisceau de *particules neutres*.

Chadwick démontra qu'il s'agissait bien de particules neutres, qu'il nomma **neutrons** (${}^1_0\text{n}$). Il prouva que les rayons gamma, bien que neutres, n'avaient pas la capacité de transférer assez d'énergie pour éjecter des protons massifs. Seules des particules de masse comparable à celle du proton.

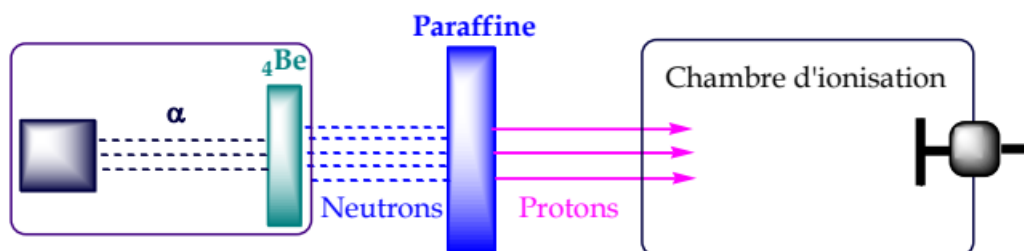
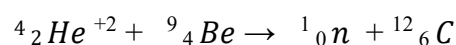


Figure.8. Expérience de J. Chadwick

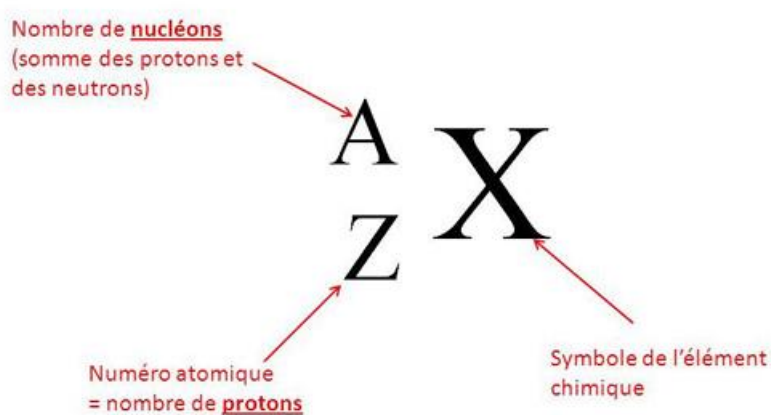
Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

Il formula la réaction nucléaire à l'origine de la création de ces neutrons :



Masse m(n)	Charge
1,6726.10 ⁻²⁷ kg	Nulle

Donc, dans le modèle nucléaire de l'atome, chaque type d'atome est défini de manière unique par le symbole X et deux nombres :



- **Le numéro atomique (Z)** : C'est le nombre de protons dans le noyau. Il détermine l'élément chimique (par exemple, Z=6 pour le carbone).
- **Le nombre de neutrons (N)** : C'est le nombre de neutrons dans le noyau.
- **Le nombre de masse (A)** est la somme des nucléons (protons + neutrons) dans le noyau : $A = Z + N$

Un nucléide désigne l'ensemble de tous les atomes partageant les mêmes valeurs de Z et de N. Il existe environ 300 nucléides stables naturels.

Exemple :

Elément	${}^4_2\text{He}$	${}^{59}_{27}\text{Co}$	${}^{238}_{94}\text{Pu}$
A	4	59	238
Z	2	27	94
N	2	32	144

II.3. Masse nucléaire d'atome

Selon le modèle nucléaire de l'atome, la majorité de la masse se trouve dans le noyau, constitué de protons et de neutrons (souvent regroupés sous le terme de nucléons). Les électrons, étant nettement plus légers, contribuent de façon négligeable à la masse globale.

$$m_{\text{atome}} = Z m_p + N m_N + Z m_e$$

$$m_{\text{atome}} = Z m_p + N m_N \text{ avec } m_p = m_N$$

$$m_{\text{atome}} = (Z + N)m_p$$

$$m_{\text{atome}} = A m_p = A \cdot 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

II.3.1. Energie de liaison et Energie de cohésion d'un noyau :

La masse d'un noyau est légèrement inférieure à la somme des masses des protons et des neutrons qui le constituent. La différence entre ces deux masses, appelée défaut de masse et notée Δm , se calcule par la relation suivante :

$$\Delta m = (Z m_p + N m_N) - m_{\text{noyau}}$$

où Z et A sont le numéro atomique et le nombre de masse du noyau et m_{noyau} la masse du noyau.

Cette différence est liée à l'existence d'une énergie ΔE appelée énergie de cohésion ou énergie de liaison du noyau qui est liée au défaut de masse par l'équivalence masse-énergie basée sur la relation d'Einstein :

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

où C est la célérité de la vitesse de la lumière dans le vide ($3,0 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$).

Dans cette formulation ΔE et Δm sont des grandeurs positives : ΔE est l'énergie qu'il faudrait fournir pour diviser le noyau au repos en ses nucléons constitutifs au repos et Δm est l'augmentation de masse qui serait mesurée lors de cette opération. Plus ΔE est élevée, plus le noyau est stable. Pour comparer les stabilités des noyaux, l'énergie de cohésion est divisée par le nombre de nucléons pour obtenir une énergie de cohésion par nucléon.

Si Δm est exprimé en kg et c en m.s^{-1} alors ΔE est obtenue en joule. Cependant, il est habituel de convertir en électronvolt, unité d'énergie plus adaptée à l'ordre de grandeur des énergies mises en jeu à l'échelle atomique. La valeur de l'électronvolt est définie comme l'énergie cinétique d'un électron accéléré depuis le repos par une différence de potentiel égale à

Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

1 V. Elle vaut donc $E_c = e \Delta V = 1,602 \cdot 10^{-19} \cdot 1 = 1,602 \cdot 10^{-19}$ J. Son symbole est eV. Retenez que:

$$1 \text{ eV} = 1.60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

On utilise souvent un multiple de l'électronvolt, le mégaélectron-volt de symbole MeV, pour exprimer ΔE : $1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV} = 1.6 \cdot 10^{-13} \text{ J}$.

Exercices :

Exercice 1 :

Combien de protons, de neutrons et d'électrons sont contenus dans un atome de:

1. $^{197}_{79}\text{Au}$
2. Strontium $^{90}_{38}\text{St}$

Exercice 2 :

Donnez le symbole chimique complet de l'atome dont le nombre de masse est de 112 et le numéro atomique égal à 48.

Donnez le nombre de chacune des particules qui le composent.

Exercice 3 :

1. Quelle est la masse en kg d'un noyau de Helium ^4_2He ?
2. La masse mesurée d'un noyau d'hélium est de 4.002602 uma. Calculez la différence entre la masse mesurée et la masse obtenue par la somme des masses des particules subatomiques.
3. S'il existe une différence, êtes-vous en mesure de l'expliquer ?

Chapitre III : Isotopes et Radioactivité

III.1. Introduction :

Chaque composant de notre Univers, du Soleil à notre propre corps, qu'il existe en état solide, liquide ou gazeux, est constitué d'atomes. Extrêmement microscopiques - à l'échelle du millionième de millimètre, ils sont constitués de trois catégories de particules : les protons, dotés d'une charge positive, les neutrons, non chargés (les protons et les neutrons forment le noyau), et les électrons, porteurs d'une charge négative qui orbitent autour du noyau. Contrairement à ce que pensait Dalton, certains atomes d'un même élément ne sont pas constitués du même nombre de neutrons et ont donc des valeurs de A et des masses différentes.

III.2. Les isotopes :

Les isotopes sont des atomes qui possèdent le même nombre d'électrons et donc de protons, pour rester neutres, mais un nombre différent de neutrons. On connaît actuellement environ 325 isotopes naturels et 1200 isotopes créés artificiellement ([Fig.9](#)).

Étant donné qu'ils occupent des positions identiques dans le tableau périodique, leurs propriétés chimiques sont presque identiques. Cependant, leurs propriétés physiques diffèrent en raison de la variation de leur masse atomique. En plus des isotopes, on trouve aussi des isobares et des isotones, déterminés selon le nombre de particules subatomiques présentes dans l'atome. Les isotopes d'un élément, qui sont généralement les plus stables et fréquents, sont souvent au nombre d'un ou deux. Du fait de leur nombre comparable de protons et d'électrons.

Au sein du noyau, les protons, qui sont positivement chargés, subissent une forte répulsion ; néanmoins, plusieurs forces d'attraction à courte distance s'exercent entre deux protons, deux neutrons ou un proton et un neutron. Le noyau demeure stable lorsque les forces d'attraction surpassent les forces de répulsion. Quand la répulsion la domine, le noyau devient instable et libérera des particules ou du rayonnement afin d'accroître sa stabilité. Un excès ou un manque de neutrons dans le noyau peut déséquilibrer les forces, rendant l'isotope instable et radioactif. Les isotopes radioactifs possèdent diverses utilisations positives dans le domaine médical et dans divers secteurs industriels. L'iodure 131, qui possède 78 neutrons, est employé dans le traitement des désordres de la thyroïde. Le traitement du cancer utilise le cobalt 60, qui renferme 33 neutrons, et le césium 137. L'américium 241, qui renferme 146 neutrons, est présent dans les détecteurs de fumée. Le nickel 63 sert à la détection des explosifs, tandis que l'uranium 235 est ce qui alimente les réacteurs nucléaires.

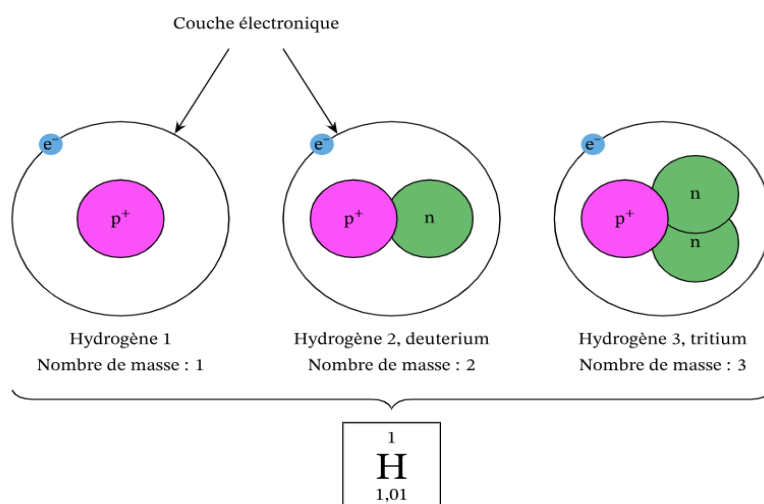


Figure.9. Isotopes d'Hydrogène

Exemple :

^1_1H : hydrogène; ^2_1H : deutérium ou D ; ^3_1H : tritium ou T

L'hydrogène possède trois isotopes naturels. Les isotopes de l'hydrogène sont le ^1_1H (protium), le ^2_1H (deutérium) et le ^3_1H (tritium). Cependant, en milieu de laboratoire, nous avons la possibilité de produire plus d'isotopes qui présentent un nombre différent de neutrons dans leur noyau. Tous ces isotopes artificiels de l'hydrogène possèdent une radioactivité.

III.2.1. Types d'isotopes :

Il existe deux grands types d'isotopes basés sur leur stabilité : les isotopes stables et les isotopes instables (radioactifs), qui sont expliqués comme suit :

- **Isotopes stables** : Ce sont des isotopes qui ne se désintègrent pas spontanément et qui existent naturellement sur Terre depuis la formation du système solaire. Leur noyau est stable et n'émet pas de rayonnement. Des exemples incluent le carbone 12 (^{12}C) et l'oxygène 16 (^{16}O).
- **Isotopes radioactifs (ou radionucléides)** : Ce sont des isotopes dont le noyau est instable. Ils se désintègrent spontanément en émettant des particules et de l'énergie (rayonnement) pour atteindre une forme plus stable. Cette transformation est appelée désintégration radioactive. Le carbone 14 (^{14}C), utilisé pour la datation au carbone, en est un exemple bien connu.

- **Isotopes primordiaux** : Il s'agit d'un sous-ensemble spécifique d'isotopes stables (et de certains radioactifs à très longue durée de vie). Ce sont des isotopes qui existent encore aujourd'hui sur Terre parce qu'ils ont une demi-vie extrêmement longue, comparable à l'âge de la Terre (~4,5 milliards d'années). Ils se sont formés lors de nucléosynthèses stellaires avant ou pendant la formation du système solaire et n'ont pas encore eu le temps de se désintégrer complètement. Des exemples incluent l'uranium 238 (^{238}U , radioactif mais primordial en raison de sa très longue demi-vie) et le thorium 232 (^{232}Th).

III.2.2. L'abondance isotopique :

La proportion isotopique est le taux de présence, en nombre d'atomes, de chacun des isotopes tel qu'il se trouve dans la nature. La masse atomique de chaque isotope, multipliée par sa présence naturelle, nous permet d'obtenir la masse atomique de l'élément figurant dans le tableau périodique.

Exemple :

98.9%	1.1%
$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$

III.2.3. La masse atomique moyenne :

La masse atomique moyenne est calculée à partir de la relation suivante :

$$M = \sum X_i \cdot M_i / 100$$

X_i : Pourcentage molaire

M_i : Masse des isotopes

Exemple :

L'oxygène a trois isotopes : ^{16}O : 99.76%, ^{17}O : 0.04%, ^{18}O : 0.2%

$$M = 16.99.76 + 0.04.17 + 0.2.18/100$$

$$M = 16.0008 \text{ uma}$$

III. 3. Radioactivité :

La radioactivité résulte directement de l'origine des éléments qui nous entourent. Ces éléments, y compris les noyaux radioactifs, ont été créés lors de processus cosmiques majeurs : initialement durant la nucléosynthèse primordiale pour les plus légers (H, He), puis au centre des étoiles pour ceux qui vont jusqu'au fer. Enfin, ils ont été formés dans le cataclysme des supernovae pour tous les éléments plus lourds. C'est la radioactivité qui a contribué à l'émergence de la vie sur notre planète, car c'est grâce à la chaleur qu'elle génère que le noyau terrestre reste liquide. Cette même chaleur a permis, lors des éruptions volcaniques, l'apparition de l'atmosphère primitive (qui protège contre les météorites et fournit un effet de serre pour minimiser les variations de température entre le jour et la nuit). C'est également la radioactivité qui favorise la combustion à l'intérieur du soleil, grâce aux réactions thermonucléaires où l'hydrogène se transforme en hélium.

Certains noyaux *instables* ont la propriété de se transformer en un ou plusieurs noyaux fils plus stables et d'émettre des particules lors de cette transformation :

- Noyau d'hélium : particule α
- Électrons : particule β
- Rayonnements électromagnétiques : rayonnement γ

La transformation du noyau fait référence à la modification de sa structure par l'émission d'un ou plusieurs rayonnements énergétiques, entraînant une diminution progressive du nombre initial de noyaux avec le du temps : c'est ce qu'on appelle la décroissance radioactive. On distingue deux formes de radioactivité : la radioactivité naturelle et la radioactivité artificielle. La science de la radioactivité a été découvert depuis le 1896 ;

1896 : Henri BECQUEREL travaille sur le Sulfate d'uranyle et impressionne une plaque photographique (émission de lumière quand on les met au soleil).

1898 : Pierre et Marie CURIE isolent le polonium et le radium. Ils reprennent la radioactivité naturelle qui venait de Becquerel, chambre d'ionisation, intensité du rayonnement émis état proportionnel au nombre d'atome d'uranium.

1934 : Irène et Frédéric Joliot-Curie ont mis en évidence la radioactivité artificielle en 1934. Ils ont montré qu'en bombardant un noyau d'aluminium avec des particules α , celui-ci se transforme en un isotope du phosphore, le phosphore-30, qui se révèle radioactif.

1992 : George CHARPAK améliore des systèmes de détection (imagerie médicale)

Donc d'une manière générale, la radioactivité est définie comme une transformation physique et non chimique, elle concerne le noyau et non le cortège électronique ; Les transformations radioactives sont :

Spontanées : il n'y a pas d'intervenant extérieur ;

Inéluctables : chaque noyau radioactif finira tôt ou tard par se désintégrer ;

Aléatoires : on ne peut pas prévoir quel noyau va se désintégrer à quel instant ;

Indépendantes de la combinaison chimique dont le noyau fait partie et indépendantes des paramètres usuels telle la pression ou la température.

III.3.1. Désintégration Radioactive :

Un noyau radioactif (qu'il soit naturel ou artificiel) est instable : il se désintègre pour se transformer spontanément en un noyau stable (soit en une seule étape, soit en plusieurs). Par conséquent, certains noyaux peuvent spontanément ajuster leur structure interne pour parvenir à un état d'énergie plus basique. Ce processus est lié à l'émission de particules et/ou de radiations électromagnétiques. Le noyau résiduel peut aussi être de nature radioactive et subir d'autres transformations par la suite, ou demeurer stable. La désintégration radioactive d'un isotope est un processus aléatoire, donc il est impossible de prédire exactement quand un noyau va se désintégrer.

III.3.1.1. Types de désintégration :

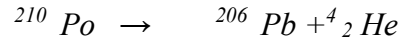
a. Désintégration alpha α :

Cette radioactivité a un impact concernant l'ensemble des isotopes des éléments lourds dont le numéro atomique (Z) dépasse 82. Leur instabilité ne s'explique pas par une disproportion entre le nombre de neutrons (N) et de protons (Z), mais plutôt par la taille extrêmement considérable de leur noyau. Pour atteindre une configuration stable, ils diminuent leur masse en libérant une particule alpha (${}^4_2\text{He}$), qui est un noyau d'hélium. Ce processus de désintégration, qui change le nombre de masse (A), est décrit comme non isobarique.

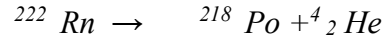
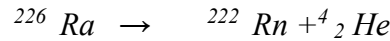
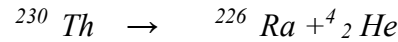


Il existe deux types de rayonnement alpha : rayonnement pur et non pur

Rayonnement pur : où le noyau fils est dans l'état fondamentale



Rayonnement non pur : où le noyau fils est dans l'état excité

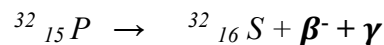


b. Désintégration Beta β^- :

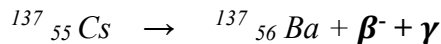
Elle se rapporte aux isotopes qui possèdent une quantité supérieure de neutrons et qui sont radioactifs. Pour retrouver la stabilité, il est nécessaire de convertir un neutron en proton par l'émission d'un électron (e^-). L'émission est associée à la production d'un antineutrino portant l'énergie excédentaire. Il s'agit d'une particule qui n'a pas de charge électrique et dont la masse est infime. Il ne réagit presque pas avec la matière.

Il existe deux types de rayonnement Béta : rayonnement pur et non pur

Rayonnement pur : Noyau fils à l'état fondamentale



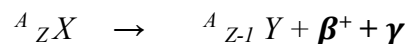
Rayonnement non pur : Noyau fils à l'état excité



c. Désintégration Beta β^+ :

Elle traite des isotopes qui ont un surplus de protons, pour restaurer la stabilité, il est nécessaire de convertir un proton en neutron par l'émission d'un positon (e^+). Le positon a été la première antiparticule à être identifiée. Il possède une masse identique et une charge opposée à celle de l'électron. C'est une particule stable dans le vide, mais qui se désintègre facilement lorsqu'elle traverse la matière. L'émission est accompagnée de l'émission d'un neutrino. C'est une particule qui n'a pas de charge électrique et qui a une masse infiniment petite. Il n'a que peu d'interaction avec la matière. Il s'agit d'une transformation isobarique, car A demeure constant.

Exemple :



d. Rayonnements électromagnétique γ :

Les rayons gamma (γ) ne se distinguent pas physiquement des rayons X, car ce sont tous deux des photons de haute énergie appartenant au spectre électromagnétique. Leur différence fondamentale réside dans leur origine : les rayons gamma prennent naissance au cœur du noyau atomique, suite à une désintégration radioactive ou à une réaction nucléaire. Cette origine nucléaire les rend généralement plus énergétiques que les rayons X. Par conséquent, ils possèdent une fréquence supérieure et la longueur d'onde la plus courte dans le spectre des rayonnements ionisants.

La désexcitation d'un noyau ${}^A_Z X_N^*$ vers son état fondamental ${}^A_Z X_N$ se fait de deux manières par émission gamma (γ) :

- Par transition directe si l'énergie du photon γ émis est égale à l'énergie d'excitation du noyau,
- Par cascade de rayonnements γ dont la somme des énergies est égale à l'énergie d'excitation.

Le tableau .3. Représente les différentes classifications des réactions de désintégration

Tableau .3. Classifications des désintégrations

Mode de réaction	Radiations émis	Mécanisme
Désintégration alpha α	${}^4_2 He$	${}^A_Z X \longrightarrow {}^{A-4}_{Z-2} Y + \alpha$
Désintégration Beta β^-	e^-	${}^A_Z X \longrightarrow {}^A_{Z+1} Y + \beta^- + \gamma$
Désintégration Beta β^+	e^+	${}^A_Z X \longrightarrow {}^A_{Z-1} Y + \beta^+ + \gamma$
Désexcitation γ	Radiation γ	${}^A_Z X^* \longrightarrow {}^A_Z X$

III.3.2. Réaction nucléaire artificielle :

a. Réaction de fission nucléaire :

Une fission nucléaire est une transformation dans laquelle, sous l'action d'un neutron, un noyau dit lourd est séparé en deux noyaux plus légers et quelques neutrons. C'est la

séparation du noyau d'un atome en plusieurs noyaux plus légers. La fission nucléaire forme de nouveaux atomes plus légers à partir des protons et des neutrons d'un atome très lourd (Fig.10). Elle se produit naturellement chez les éléments dont le noyau est instable. Elle peut aussi être provoquée artificiellement afin d'utiliser l'énergie qui s'en dégage.

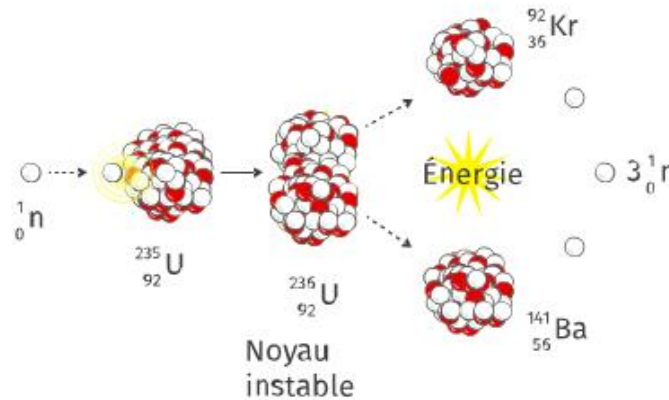
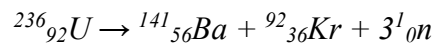


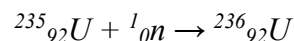
Figure.10. Réaction de Fission d'Uranium

Exemple :

Les isotopes de l'uranium se désintègrent de plusieurs façons différentes. Voici l'une d'entre elles à partir de l'uranium 236.



Dans le réacteur d'une centrale nucléaire, les isotopes d'uranium 238 (qui est très courant) et 235 (qui est extrêmement instable) sont principalement utilisés comme sources de combustible. L'ajout d'un neutron à un atome d'uranium 235 peut temporairement produire de l'uranium 236, ce qui peut déclencher la fission nucléaire de l'uranium 236. Cette réaction d'initiation se produit conformément à l'équation ci-dessous :



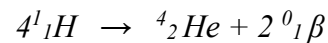
Lorsque le noyau de l'uranium 236 se désintègre pour la première fois, trois neutrons sont émis. Ces trois neutrons ont la possibilité de rejoindre d'autres noyaux d'uranium 235 afin de créer trois nouveaux noyaux d'uranium 236. Cela entraîne la division nucléaire de ces trois noyaux d'uranium 236, suivie par neuf noyaux, puis 27, puis 81 noyaux, 243 noyaux et ainsi de suite. C'est une réaction en chaîne.

b. Réaction de fusion nucléaire :

La fusion nucléaire est la combinaison de noyaux d'atomes légers pour former un noyau plus lourd. Cette transformation peut aussi générer des particules subatomiques (Fig.11). La fusion nucléaire forme un nouvel atome à partir des protons et des neutrons de plusieurs atomes légers. Ce phénomène est possible seulement lorsque les neutrons atteignent une très grande vitesse. Pour cela, une température de plusieurs millions de degrés Celsius est nécessaire.

Exemple :

L'énergie du Soleil provient de la fusion nucléaire d'atomes d'hydrogène pour former de l'hélium.



Durant cette réaction, 4 protons issus de 4 atomes d'hydrogène différents se transforment en 2 protons et 2 neutrons à l'intérieur d'un même noyau d'hélium. Ce processus libère des particules bêta (β) et génère d'énormes quantités d'énergie qui se manifestent sous forme de rayonnement électromagnétique (lumière visible, chaleur, etc.).

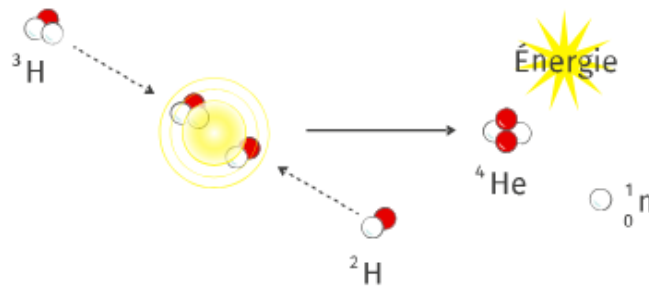


Figure.11. Réaction de Fusion d'Uranium

III.4. Loi de décroissance radioactive :

La radioactivité est un processus imprévisible, on ne peut pas prévoir le moment précis où un noyau radioactif se désintègre. On peut cependant calculer la probabilité de transformation de ce noyau par unité temporelle. La constante radioactive λ symbolise la probabilité qu'un noyau radioactif se décompose au cours d'une unité temporelle. Elle apparaît comme l'inverse d'un temps, en s^{-1} . Cette nature probabiliste implique qu'il est impossible de déterminer avec précision quand un noyau particulier se désintégrera. Toutefois, il est envisageable de prédire de manière statistique le comportement d'un grand nombre de noyaux.

Si nous commençons avec N_0 noyaux radioactifs à l'instant $t=0$, nous observerons après un certain délai (t) un total de $N(t)$ noyaux. Expérimentalement, on peut compter le nombre de particule émises par unité de temps, ce nombre est égal à $-dN/dt$ avec :

N : est le nombre de noyaux à l'instant t ;

dN : variation du nombre de noyaux radioactifs ;

dt : variation du temps t .

La loi relative à l'activité représente une cinétique d'ordre 1, donc la variation $A = -dN/dt = \lambda N$ en fonction de N est une droite. Et le signe négatif implique la diminution du nombre de noyaux A au cours de temps.

$$-dN/dt = \lambda N$$

$$dN/N = -\lambda dt$$

$$\int_{N_0}^N dN/N = -\lambda \int_0^t dt = [\ln N]_{N_0}^t = -\lambda [t]_0^t$$

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

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

Le nombre de noyaux décroît exponentiellement avec le temps (Fig.12)

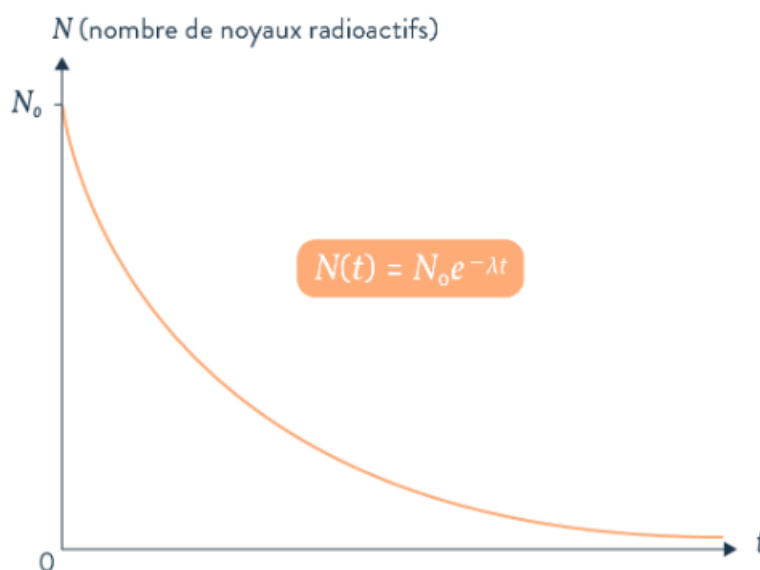


Figure.12. Décroissance de noyaux radioactives

III.4.1. Période Radioactive :

La période radioactive d'un échantillon de noyaux radioactifs, appelée T (ou $t_{1/2}$) est le temps au bout duquel il ne reste que la moitié des noyaux présents initialement. Elle est aussi appelée temps de demi-vie.

Le temps de demi vie est exprimé en fonction de la constante radioactive λ , On part de la loi de décroissance radioactive $N = N_0 e^{-\lambda t}$ et on exprime qu'au bout d'une période le nombre de noyaux présents est divisé par deux :

$$N_{0/2} = N_0 e^{-\lambda t_{1/2}}$$

$$1/2 = e^{-\lambda t_{1/2}}$$

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

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

III.4.2. Activité Radioactive :

On définit l'activité (A) d'un échantillon de matière radioactive comme le nombre de désintégrations qui se déroulent à l'intérieur de cette substance instantanément. Cette activité est une caractéristique primordiale de cet échantillon avec la nature des rayons émis. Elle représente sa « radioactivité de base ». Quand l'échantillon contient plusieurs éléments, l'activité totale est la somme des activités de chaque élément.

L'activité mesure aussi le nombre de rayonnements émis par seconde. Plus une substance est active, plus elle émet de rayons. L'activité alpha ou bêta est égale au nombre de rayons alpha ou bêta émis. L'activité gamma dépend du nombre moyen de gamma par désintégration. L'activité d'un radioélément varie en sens inverse de sa durée de vie. Elle est d'autant plus faible que sa période radioactive est longue. Plus un noyau vit longtemps, moins il est radioactif. C'est ainsi que dans l'uranium-238 qui vit 4,5 milliards d'années, un noyau seulement sur 45 millions se désintègre au bout d'un siècle. Cette rassurante lenteur n'empêche l'uranium d'être souvent présenté dans comme un dangereux corps radioactif, alors que sa nocivité est bien davantage chimique.

Pour déterminer l'activité d'un échantillon radioactif, on doit utiliser l'équation suivante :

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

L'activité est définie comme le nombre de désintégration par unité de temps :

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

$$A(t) = -\lambda N_0 e^{-\lambda t}$$

$$A(t) = A_0 e^{-\lambda t}$$

Avec :

A : est l'activité de noyaux à l'instant t ;

λ : constante de désintégration ;

t : temps de désintégration.

Exercices :

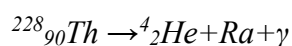
Exercices 1 :

En considérant les valeurs qui se trouvent dans le tableau suivant, quelle est la masse atomique moyenne du rubidium (Rb)?

Isotopes	Rb (85)	Rb (87)
Abondance	72.2%	27.8%
Masse Molaire (uma)	84.9	86.9

Exercice 2 :

On donne la réaction suivante :



- Compléter l'équation en indiquant les nombres de masse et de charge manquants.
- Calculer l'énergie libérée au cours de cette réaction en MeV et en Joule.
- Déterminer l'énergie de liaison du thorium.

Données : $m_{\text{Th}} = 228.0287 \text{ uma}$; $m_{\text{He}} = 4.0026 \text{ uma}$; $m_{\text{Ra}} = 224.0202 \text{ uma}$; $m_n = 1.008665 \text{ uma}$; $m_p = 1.007276 \text{ uma}$.

Exercice 3 :

Un laboratoire reçoit un échantillon de 1 mg de cadmium radioactif $^{107}_{48}\text{Cd}$, de demi-vie $T = 6 \text{ h } 42 \text{ min}$. Il se désintègre en $^{107}_{47}\text{Ag}$ avec émission d'une particule chargée.

- Écrire l'équation de désintégration sachant que la désintégration du cadmium s'accompagne de l'émission d'un rayonnement.
- De quel type de radioactivité s'agit-il ?
- Expliquer le rayonnement émis.
- Définir la constante radioactive
- Donner son expression et la calculer.
- Calculer le nombre N_0 de noyaux présents au moment de la réception de l'échantillon.
- Donner l'expression de l'activité à la date t d'un échantillon radioactif contenant $N(t)$ noyaux.
- Calculer l'activité de cet échantillon étudié à la date $t=0$.
- Calculer la durée au bout de laquelle l'activité aura diminué des trois quarts

Chapitre IV : Modèle Electronique de l'atome

IV.1. Introduction :

Les premiers chapitres ont établi que la matière est composée d'atomes, des particules élémentaires. Ces atomes forment des molécules grâce à des liaisons atomiques, et ces molécules s'assemblent à leur tour par des liaisons moléculaires pour constituer la matière. Ces liaisons étant créées par les électrons en mouvement autour des noyaux, il est essentiel de comprendre le comportement de ces électrons au sein de l'atome pour l'expliquer à plus grande échelle dans la matière.

Pour percer les secrets de la structure électronique de l'atome, les scientifiques se sont penchés sur l'interaction entre le rayonnement et la matière. L'objectif de ce chapitre est justement de définir la nature d'un rayonnement et les mécanismes de son interaction avec la matière.

IV.2. Rayonnement électromagnétique et spectre d'émission de l'atome d'hydrogène :

Le domaine du visible, le seul auquel notre œil est sensible, est extrêmement étroit : de $4 \cdot 10^{-7}$ à $8 \cdot 10^{-7}$ m. A l'intérieur de cet intervalle, la longueur d'onde détermine la couleur perçue (Fig.13).

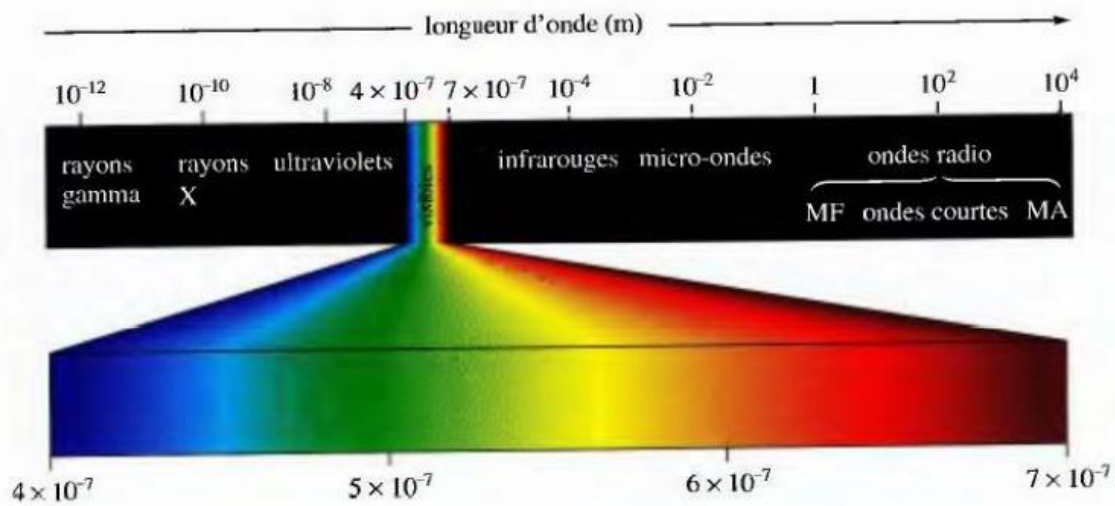


Figure.13. Spectre électromagnétique.

IV.2.1. Aspect ondulatoire et corpusculaire de la lumière :

Le physicien écossais James Maxwell a établi au XIX^e siècle que tout rayonnement (lumière visible, ondes radio, etc.) est une *onde électromagnétique* qui se propage. Pour décrire cette onde, on utilise trois caractéristiques principales :

1. **La vitesse de propagation (C)** : Dans le vide, toutes les ondes électromagnétiques se déplacent à la même vitesse, appelée *célérité de la lumière*. C'est une constante universelle valant approximativement 3×10^8 m/s (précisément $2,997925 \times 10^8$ m/s).
2. **La longueur d'onde (λ)** : C'est la distance entre deux crêtes successives de l'onde.
3. **La fréquence (ν)** : C'est le nombre d'oscillations de l'onde par seconde.

La relation qui unit ces trois grandeurs est une loi essentielle de la physique :

$$\text{Vitesse} = \text{Longueur d'onde} \times \text{Fréquence, soit } C = \lambda \times \nu$$

On en déduit que la fréquence est égale à la vitesse divisée par la longueur d'onde :

$$\nu = C / \lambda$$

IV.2.2. Expérience de Planck :

Face à l'incapacité de la physique classique à expliquer le rayonnement du "corps noir", Max Planck a introduit en 1900 une idée fondatrice de la mécanique quantique.

Il a postulé que :

- Les échanges d'énergie entre la matière et un rayonnement de fréquence ν ne peuvent pas se faire n'importe comment.
- L'énergie est quantifiée, c'est-à-dire qu'elle ne peut être émise ou absorbée que par multiples entiers d'une valeur minimale et indivisible : le quantum d'énergie.

L'énergie E de ce quantum est proportionnelle à la fréquence ν du rayonnement : $E = h \nu$ où h est la constante de Planck ($h \approx 6,626 \times 10^{-34}$ J·s). Cette équation signifie que plus la fréquence de la lumière est élevée (comme les rayons X), plus l'énergie par quantum est grande.

En 1905, Einstein a extrapolé le concept de Planck en considérant qu'un rayonnement monochromatique de fréquence ν est constitué de particules appelées *photons*. Un photon est une particule de masse et charge nulles. L'énergie E de chaque photon de fréquence ν vaut $E = h \nu$.

*La lumière possède un aspect corpusculaire et
ondulatoire*

IV.2.3. Absorption et émission d'énergie :

Un électron ne peut absorber ou libérer de l'énergie c-à-d rayonner 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) :

$$\Delta E = E_f - E_i = h \nu = h C / \lambda$$

Absorption : Lorsqu'un électron passe d'un niveau n (orbite de rayon r_n) à un niveau p ($p > n$) supérieur (orbite de rayon r_p), il absorbe une radiation de fréquence ν_{n-p} .

Emission : Lorsqu'un électron passe d'un niveau p à un niveau n ($p > n$), il émet une radiation de fréquence ν_{p-n} .

IV.2.4. Effet photoélectrique :

L'effet photoélectrique est un phénomène où un matériau (généralement un métal) émet des électrons lorsqu'il est éclairé par une lumière dont la fréquence est suffisamment élevée. Cette émission d'électrons ne dépend pas de l'intensité de la lumière, mais uniquement de sa fréquence (ou de sa couleur) (Fig.14). Ce phénomène a été crucial car il ne pouvait pas être expliqué par la physique classique (qui considérait la lumière comme une onde) et a conduit Albert Einstein à proposer une vision révolutionnaire de la lumière, pour laquelle il a reçu le prix Nobel en 1921.

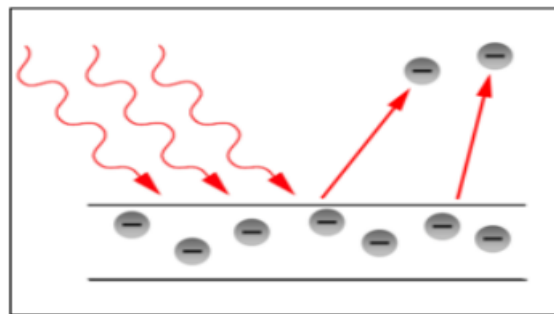


Figure.14. Effet photoélectrique

Les expériences ont montré quatre résultats contre-intuitifs :

1. **Existence d'une fréquence de seuil (ν_0)** : Pour chaque matériau, il existe une fréquence minimale. En dessous de cette fréquence, aucun électron n'est émis, même si l'intensité de la lumière est très forte.

Exemple : Une lumière rouge, même très intense, ne fera pas émettre d'électrons par une plaque de zinc, mais une lumière bleue, même très faible, le pourra.

2. **L'émission est instantanée :** Dès que la lumière dont la fréquence est supérieure au seuil éclaire la surface, les électrons sont émis immédiatement, sans temps de retard.
3. **L'énergie des électrons dépend de la fréquence :** L'énergie cinétique (la vitesse) des électrons émis augmente avec la fréquence de la lumière incidente. Une lumière violette éjectera des électrons plus énergétiques qu'une lumière bleue.
4. **Le nombre d'électrons dépend de l'intensité :** Si la fréquence est suffisante, augmenter l'intensité de la lumière (c'est-à-dire le nombre de "particules" de lumière) n'augmente pas l'énergie des électrons, mais seulement leur nombre.

a. L'explication d'Einstein :

Einstein a résolu ce paradoxe en s'appuyant sur l'idée de Max Planck. Il a proposé que :

- La lumière est composée de "grains" d'énergie appelés **photons**. Chaque photon transporte une quantité d'énergie **E** bien déterminée, donnée par la formule :
$$E = h\nu$$
où **h** est la constante de Planck ($h \approx 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$) et **ν** est la fréquence de la lumière.
- **L'interaction est un choc particulaire :** L'émission d'un électron n'est pas le résultat d'une accumulation lente d'énergie de la part de l'onde lumineuse. C'est le résultat d'une collision entre un photon et un électron.
- **L'énergie sert à deux choses :**
 1. Extraire l'électron du métal, cette énergie est constante pour un métal donné et s'appelle le travail d'extraction (**W_0**).
 2. Donner de l'énergie cinétique (**E_c**) à l'électron libéré.

b. Interprétation des résultats :

L'équation de l'effet photoélectrique est comme suit :

$$h\nu = W_0 + E_{c,\max}$$

1. Cas où l'énergie du photon est insuffisante ($W < W_0$)

- Le photon ne peut pas arracher l'électron.
- **L'énergie n'est pas cumulative** : Même avec une lumière très intense (beaucoup de photons de faible énergie), aucun électron n'est émis car chaque interaction photon-électron est individuelle et nécessite une énergie suffisante.

2. Cas où l'énergie du photon est juste suffisante ($W = W_0$)

- $h\nu = W_0$
- L'électron est arraché, mais son énergie cinétique est nulle ($E_c = 0$). C'est le seuil exact pour l'émission. La fréquence de la lumière à ce seuil est appelée **fréquence de seuil** (ν_0), définie par $h\nu_0 = W_0$.

3. Cas où l'énergie du photon est excédentaire ($W > W_0$)

- $h\nu > W_0$
- L'énergie excédentaire ($h\nu - W_0$) est intégralement convertie en énergie cinétique pour l'électron : $E_{c,max} = h\nu - W_0$
- Plus la fréquence ν de la radiation est élevée (c'est-à-dire plus l'énergie du photon $h\nu$ est grande), plus les électrons seront éjectés rapidement.

IV.3. Spectres atomiques :

La lumière blanche peut être décomposée en un spectre de couleurs lorsqu'elle traverse un prisme. Ce phénomène, appelé dispersion, révèle que la lumière blanche est en réalité un mélange de toutes les radiations dont les longueurs d'onde s'échelonnent approximativement entre 400 et 700 nanomètres (nm). Cette plage de rayonnements est celle que l'œil humain est capable de percevoir, ce qui lui vaut le nom de spectre visible ou lumière visible. Grâce au spectroscope à prisme, tous les éléments chimiques ont fourni leur identité sous forme de raies caractéristiques. Un spectre d'émission peut être soit **continu** (présence de toutes les longueurs d'onde, comme la lumière du soleil) (Fig.15), soit **discontinu** (présence de quelques longueurs d'onde, comme le spectre d'un élément par exemple) (Fig.16).

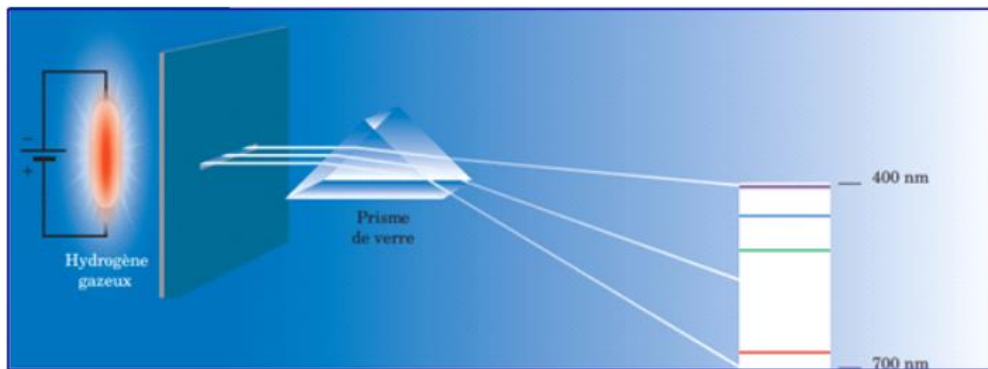


Figure.15. Spectre de raies de l'hydrogène (discontinu)

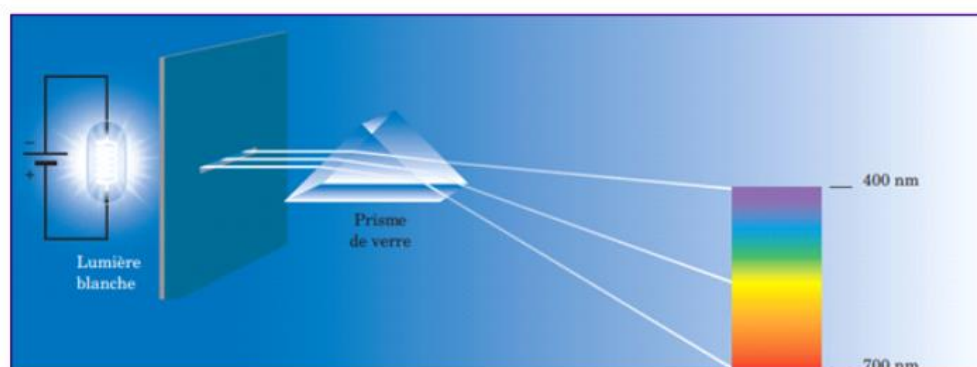


Figure.16. Spectre de raies de l'hydrogène (continu)

IV.4. Modèle de Bohr (1913) :

Le modèle de Rutherford est basé sur l'existence du noyau dans lequel est pratiquement concentrée toute la masse de l'atome et autour duquel gravitent des électrons. La stabilité mécanique résulte de la compensation des forces d'attraction par les forces centrifuges dues à la rotation des électrons autour du noyau.

L'avantage de ce modèle c'est qu'il ne fait appel qu'aux lois de la mécanique classique.

Par contre, il présente des inconvénients :

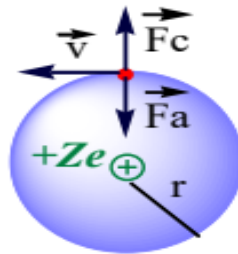
- La théorie électromagnétique exige que l'électron rayonne des ondes électromagnétiques, donc il va perdre de l'énergie et finira par tomber sur le noyau.
- L'énergie lumineuse émise varie de façon continue. Ces deux conclusions sont en contradiction avec l'expérience.

Pour lever les contradictions précédentes, Bohr propose quatre hypothèses :

1. Dans l'atome, le noyau est immobile alors que l'électron de masse m se déplace autour du noyau selon une orbite circulaire de rayon r .
2. L'électron ne peut se trouver que sur des orbites privilégiées sans émettre d'énergie ; on les appelle "orbites stationnaires".
3. Lorsqu'un électron passe d'un niveau à un autre, il émet ou absorbe de l'énergie : $\Delta E = h \cdot \nu$
4. Quantification du moment cinétique : Le moment cinétique de l'électron ne peut prendre que des valeurs entières :

$$mvr = n \cdot h/2\pi$$

IV.4.1. Aspect quantitative :



$$\vec{F}_a = KZ e^2 / r^2$$

$$\vec{F}_c = m v^2 / r$$

$$\vec{F}_a = \vec{F}_c \text{ Donc } KZ e^2 / r^2 = m v^2 / r$$

$$KZ e^2 / r = m v^2 \quad (1)$$

i. Rayon de l'orbite r :

$$mvr = n \cdot h/2\pi$$

$$m^2 v^2 = n^2 \cdot h^2 / 4\pi^2 m r^2 \quad (2)$$

$$KZ e^2 = n^2 \cdot h^2 / 4\pi^2 m r^2$$

$$r_n = n^2 / Z \cdot (h^2 / 4\pi^2 m K e^2) \quad (3)$$

C'est le rayon de l'orbite où circule l'électron ; il est quantifié avec :

$$r = 5,29 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 0,529 \text{ \AA}$$

ii. Energie totale de système :

$$E_T = E_C + E_P$$

E_P représente l'énergie potentielle, elle est due à l'attraction du noyau :

$$E_P = - KZ e^2 / r$$

E_C représente l'énergie cinétique, elle est donnée par :

$$E_C = m^2 v^2 / 2 = KZ e^2 / 2 r$$

$$E_T = E_C + E_P = - 2 KZ e^2 / 2 r + KZ e^2 / 2 r$$

$$E_T = - KZ e^2 / 2 r \quad (4)$$

Si on remplace (4) dans (3) :

$$E_n = \frac{-Z^2}{n^2} \cdot (2\pi^2 m^2 K e^4) / h^2$$

$$\text{Avec : } (2\pi^2 m^2 K e^4) / h^2 = 13.6 \text{ eV}$$

En cas des ions d'hydrogène :

Pour $n=1$ (état fondamental), l'électron occupe l'orbite de rayon r_1 et d'énergie E_1 (Fig.17) :

$$r_1 (H) = 0.59 \text{ \AA} \text{ et } E_1 (H) = - 13.6 \text{ eV}$$

Pour $n=2$: (première état d'excitation) :

$$r_2 (H) = 4r_1 (H) = 2,116 \text{ \AA} \text{ et } E_2(H) = E_1(H) / 4 = -3,4 \text{ eV}$$

Pour $n=3$: (Deuxième état d'excitation) :

$$r_3 (H) = 9r_1 (H) = 4,76 \text{ \AA} \text{ et } E_3(H) = E_1(H) / 9 = -1,51 \text{ eV}$$

D'une manière générale :

$$r_n (H) = n^2 r_1 (H)$$

$$E_n(H) = E_1(H) / n^2 = -13,6 \text{ eV} / n^2$$

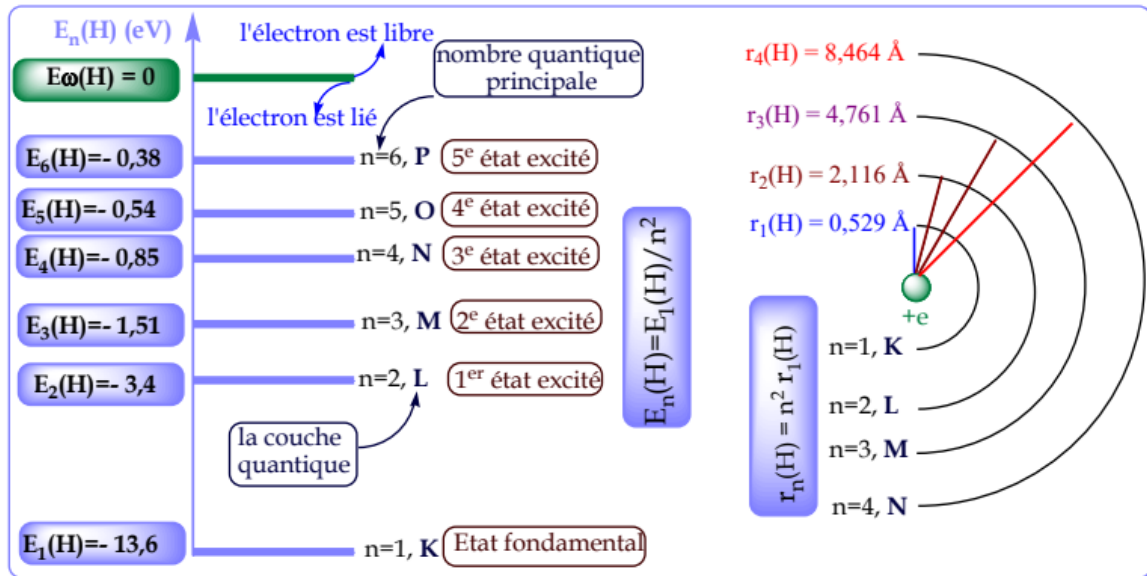


Figure.17. Diagramme énergétique en cas de l'atome d'hydrogène (Z=1)

En cas des ions hydrogénoïdes $Z > 1$:

Ce sont des ions qui ne possèdent qu'un seul électron : $Z=2\text{He}^+$, 3Li^{2+} , 4Be^{3+} , 5B^{4+} ...

En général : $z.X^{(z-1)+}$

$$r_n(z.X^{(z-1)+}) = \frac{n^2}{Z} r_1(H)$$

$$E_n(z.X^{(z-1)+}) = \frac{Z^2}{n^2} E_1(H) = -13,6 \text{ eV} \cdot \frac{Z^2}{n^2}$$

IV.4.2. Spectre d'émission d'hydrogène :

L'analyse du spectre d'émission de l'hydrogène (généré par un tube à décharge) révèle plusieurs bandes distinctes dans le spectre visible, en particulier aux longueurs d'onde $\lambda = 411 \text{ nm}$, $\lambda = 435 \text{ nm}$, $\lambda = 487 \text{ nm}$ et $\lambda = 657 \text{ nm}$.

Afin d'expliquer la disposition de ces raies, le chercheur suisse Johann Balmer a formulé empiriquement une équation en 1885. Cette équation fondamentale établit un lien précis entre la longueur d'onde λ de chaque raie et deux entiers (n_1 et n_2). L'expression de Balmer est formulée comme suit :

$$1/\lambda = R_H (1/2^2 - 1/n^2)$$

$$1/\lambda = 1.097.10^7 \text{ m}^{-1} (1/4 - 1/n^2)$$

où :

- λ est la longueur d'onde de la raie.
- R_H est la constante de Rydberg pour l'hydrogène.
- n est un nombre entier supérieur à 2 ($n = 3, 4, 5, \dots$).

Pour $n = 3, 4, 5, 6$, on obtient la première série de longueur d'onde des raies de l'hydrogène dans le visible. Cette série est connue sous le nom de série de Balmer.

Par la suite, cette équation fut généralisée pour tenir compte des autres raies découvertes dans la partie spectrale de l'ultraviolet et l'infrarouge du spectre de l'atome d'hydrogène (Tableau.4).

Tableau .4. Série de longueur d'onde des raies et ces domaines spectrales

Série	Lyman	Blamer	Paschen	Brackett	Pfund
n_1	1	2	3	4	5
n_2	≥ 2	≥ 3	≥ 4	≥ 5	≥ 6
Domaine spectrale	UV	Visible	Infrarouge		

Il est important de préciser que cette équation est basée sur des observations empiriques et ne concerne que le spectre de l'atome d'hydrogène. En outre, ces observations ne correspondent pas au modèle planétaire suggéré par Rutherford. Niels Bohr a introduit son modèle atomique basé sur la quantification de l'énergie en 1913. Ce modèle intègre la configuration de l'atome d'hydrogène ainsi que son spectre. Il a également fourni une base théorique pour l'équation de Rydberg.

La formule empirique (formule de Ritz) suivante a résulté des travaux de Balmer et de Ritz :

$$1/\lambda = R_H (1/n^2 - 1/n'^2)$$

avec $n \geq 1$ et $n > n'$; $R = 1,096\,775\,8 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

Chaque série spectrale est un ensemble de raies telles que, pour n donné, n' prend les valeurs successives $n' = n + 1 ; n + 2, n + 3$, etc. La figure 18 représente les différentes séries spectrales.

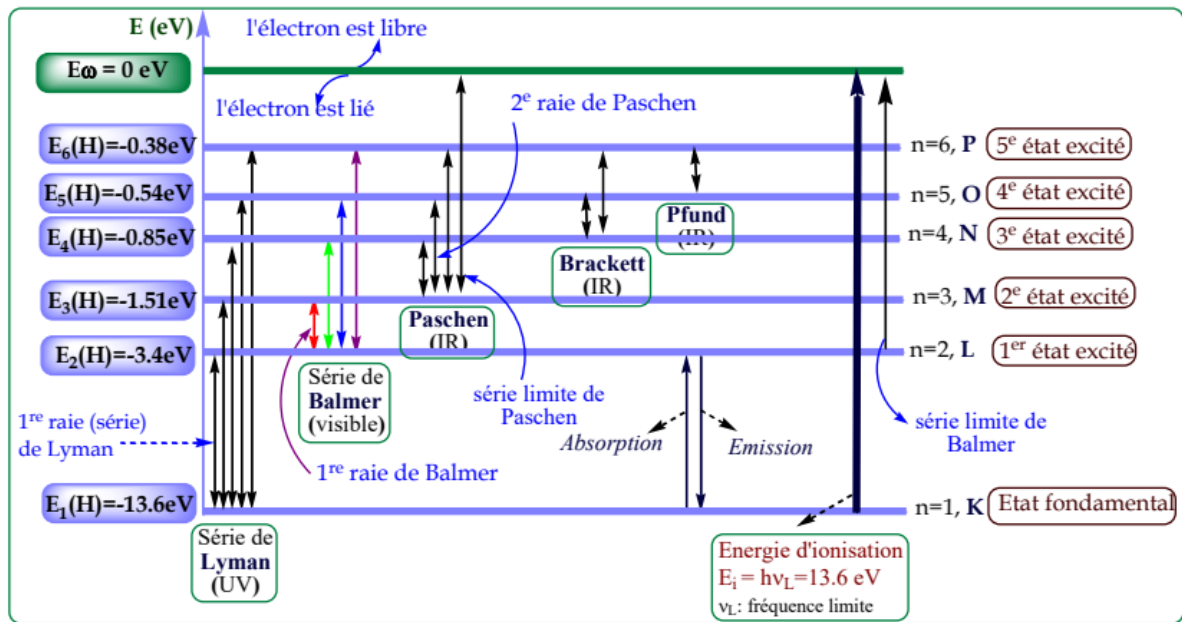


Figure.18. Diagramme énergétique (Séries de raies)

En cas des ions hydrogénoïdes $Z > 1$:

$$1/\lambda = Z^2 R_H (1/n^2 - 1/n'^2)$$

IV.4.3. La limite de modèle de Bohr :

Plusieurs lacunes sont vite apparues dans le modèle de Bohr, malgré certains raffinements apportés pour décrire les orbites électroniques elliptiques et pour tenir compte de la variation de la masse de l'électron avec sa vitesse (théorie de la relativité)

- Le modèle de BOHR est limité à l'atome d'hydrogène et aux ions hydrogénoïdes.
- Il ne permet pas d'expliquer des déplacements, ou même des nouvelles raies lorsqu'on place l'atome H dans un champ extérieur (électrique ou magnétique).
- Il ne permet pas d'interpréter des spectres des atomes polyatomiques.

Exercices :

Exercice 1 :

L'énergie de l'extraction de lithium est de 2,46 eV.

1. Calculer la longueur d'onde du seuil (λ_0).

La cathode du lithium reçoit une irradiation monochromatique de longueur d'onde 330 nm.

2. Y a-t-il émission d'électrons ? justifier.
3. Calculer :
 - a. La quantité de mouvement du photon incident ?
 - b. La vitesse des électrons émis.
 - c. La longueur d'onde associée aux électrons.
 - d. Quelle est la différence de potentiel qu'il faut appliquer pour annuler l'effet photoélectrique.

Exercice 2 :

1. Déterminer l'expression de la longueur d'onde de la première raie et de la raie limite des séries de Lyman, Balmer et Paschen.
2. Calculer les énergies correspondantes en joules et eV.
3. Dans quel domaine spectral (visible, ultra-violet, infra-rouge,...) observe-t-on chacune de ces séries ?
4. Donner le diagramme des niveaux d'énergies de l'atome d'hydrogène, en précisant l'état fondamental, les états excités, les énergies d'ionisations ainsi que les différentes transitions possibles pour chaque série.

Exercice 3 :

Si un atome d'hydrogène dans son état fondamental absorbe un photon de longueur d'onde λ_1 puis émet un photon de longueur d'onde λ_2 , sur quel niveau l'électron se trouve-t-il après cette émission ? $\lambda_1 = 97,28 \text{ nm}$ et $\lambda_2 = 1879 \text{ nm}$.

Chapitre V : Modèle quantique de l'atome

V.I. Introduction :

Au début du 20^{ème} siècle, les scientifiques ont dû révolutionner leur conception de la matière. Le modèle atomique de Bohr, s'appuyant sur la mécanique classique, s'est en effet avéré insuffisant pour expliquer le comportement des atomes et des molécules. Pour décrire fidèlement ces entités infiniment petites, une nouvelle théorie fut nécessaire : la mécanique quantique, également connue sous le nom de mécanique ondulatoire. Ce chapitre vise à introduire les notions fondamentales.

V.2. L'onde associée de De Broglie :

En 1927, De Broglie a énoncé le postulat suivant : La nature de la matière n'est pas que corpusculaire, mais est également ondulatoire.

Louis De Broglie, s'appuyant sur les équations de Planck ($E=h\nu$) et d'Einstein ($E = mc^2$), Louis De Broglie a proposé la relation suivante :

$$h\nu = \frac{hc}{\lambda} = mc^2 \text{ donc } \lambda = \frac{h}{mc}$$

Alors, pour toute particule matérielle : $\lambda = \frac{h}{mv}$

V.3. Equation de Schrödinger :

Schrödinger a créé un nouveau cadre théorique de la mécanique, connu sous le nom de mécanique quantique, qui s'appuie sur la double caractéristique corpusculaire et ondulatoire de la matière. Dans cette optique, il a établi une équation dont les caractéristiques mathématiques vont bien au-delà du contenu de ce cours. On peut résumer les aspects clés de cette équation et du modèle atomique qui en découle, en trois déclarations :

1. L'équation de Schrödinger combine l'apport de la relation de De Broglie avec les équations de la mécanique classique qui décrivent le déplacement des ondes lumineuses. Elle est donc fondée à la fois sur les principes de la mécanique ondulatoire et de la mécanique classique.

$$H\psi = E\psi$$

Avec :

ψ = fonction d'onde associée à la particule

E = énergie de la particule

H = Opérateur Hamiltonien (l'ensemble des interactions exercées sur la particule)

2. Cette équation confère à l'électron un comportement ondulatoire. En l'envisageant comme une onde, Schrödinger a apporté une base théorique au postulat de Bohr. En isolant le terme mv dans l'équation de De Broglie ainsi que dans celle du postulat de Bohr, on montre que la circonférence de l'orbite, $2\pi r$, est égale à un nombre entier de longueurs d'onde λ .
3. Au sein d'un atome, un électron ne peut pas être situé à une distance infinie du noyau. Il ne s'agit que d'une probabilité de présence, correspondant à la possibilité de le situer à une certaine distance du noyau, au sein d'un volume déterminé.

La résolution de l'équation de Schrödinger fournit deux résultats essentiels :

Les fonctions d'onde Ψ , Elles décrivent l'état quantique de la particule. Le carré de leur module, $|\Psi|^2$, donne la probabilité de présence de la particule dans une région de l'espace. D'une manière générale la résolution de l'équation de Schrödinger permet de déterminer où l'on a le plus de chances de trouver un électron (orbitales) et quelles énergies il peut posséder (niveaux quantifiés).

V.3.1. Notion de l'orbital atomique :

Une orbitale atomique détermine à la fois un niveau d'énergie et la forme de la zone de l'espace où l'électron est le plus susceptible d'être trouvé. Une orbitale atomique représente l'espace où il est le plus probable de localiser un électron. Les électrons d'un atome ne se distribuent pas de manière aléatoire autour du noyau. Ils se trouvent sur des niveaux électroniques, qui sont associés aux niveaux d'énergie déterminés par le nombre quantique principal n . Chaque valeur de n ($n=1,2,3,\dots$) représente une couche électronique et le nombre maximal d'électrons dans une couche est équivalent à $2n^2$.

$n=1 \Rightarrow$ couche K, elle contient deux électrons max

$n=2 \Rightarrow$ couche L, elle contient huit électrons max

$n=3 \Rightarrow$ couche M, elle contient dix-huit électrons max

$n=4 \Rightarrow$ couche N, elle contient trente-deux électrons max

L'électron de cœur est l'électron occupant un niveau d'énergie principal achevé. En revanche, l'électron de valence désigne l'électron qui participe à une réaction lors de la formation d'une liaison chimique. Pour les éléments des groupes principaux, les électrons de valence correspondent aux électrons situés au niveau d'énergie principal le plus élevé.

Exemple : Cl avec $Z=17$

$n=1$ (2 électrons) $n=2$ (8 électrons) $\Rightarrow$ Total 10 électrons de cœur

$n=3$ (7 électrons de valence)

V.3.2. Nombre quantique :

Les fonctions d'onde, appelées orbitales atomiques, issues de la résolution de l'équation de Schrödinger, sont définies par quatre nombres quantiques. Dans le cas particulier de l'atome d'hydrogène, la résolution conduit aux mêmes niveaux d'énergie que ceux obtenus par la théorie de Bohr, lesquels dépendent uniquement du nombre quantique principal n . Chaque orbitale atomique est ainsi caractérisée par quatre nombres quantiques : n , m , l et s .

L'électron est décrit alors à l'aide de ces quatre nombres quantiques n , l , m et s ; introduit par la théorie de Bohr puis retrouvé empiriquement par la résolution de l'équation de Schrödinger. Ces nombres quantiques ont pour rôle de :

- Identifier l'orbitale,
- Donner des informations sur les propriétés de l'électron qui occupe une orbitale donnée.

a) Le nombre quantique principale « n » :

Le premier nombre quantique, appelé *nombre quantique principal* (n), est directement issu du modèle de Bohr. C'est un entier strictement positif ($n>0$) qui caractérise le niveau d'énergie occupé par l'électron, ou la couche électronique à laquelle il appartient. Il détermine à la fois la taille de l'orbitale et l'énergie qui lui est associée (Fig.19). Ainsi :

- Plus n est petit, plus l'orbitale est proche du noyau et plus l'énergie est faible.
- Plus n est grand, plus l'orbitale est étendue et plus l'électron se trouve éloigné du noyau.

Les valeurs possibles du nombre quantique principal sont : $n=1,2,3,4,\dots,\infty$

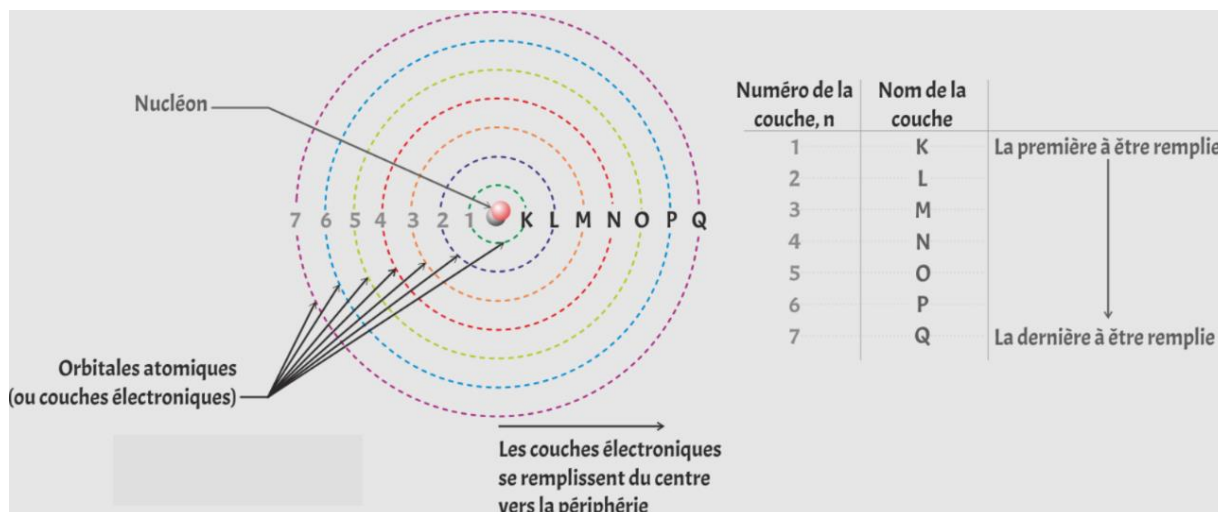


Figure.19. Nombre quantiques principales et les couches électroniques

b) Le nombre quantique secondaire (azimutal) « l » :

Le second nombre quantique, désigné également comme nombre quantique secondaire ou azimutal (l), est aussi connu sous le nom de nombre quantique du moment angulaire. Ce nombre établit la forme de l'orbitale et il permet la détermination des sous-couches liées à chaque couche principale (n).

- l est un entier positif qui dépend de n et peut prendre toutes les valeurs comprises entre 0 et $n-1$.
- Il caractérise donc la sous-couche occupée par l'électron et précise la nature de l'orbitale.
- La valeur de l détermine la sous couche ou la *forme de l'orbitale* :

$l=0 \Rightarrow$ orbitale s de forme sphérique

$l=1 \Rightarrow$ orbitale p forme d'haltère

$l=2 \Rightarrow$ orbitale d formes plus complexes

$l=3 \Rightarrow$ orbitale f

Exemple : Quelles sont les OA qui existent sur une couche quantique :

n	l	O.A
1	0	s
2	0, 1	s, p
3	0,1,2	s, p, d

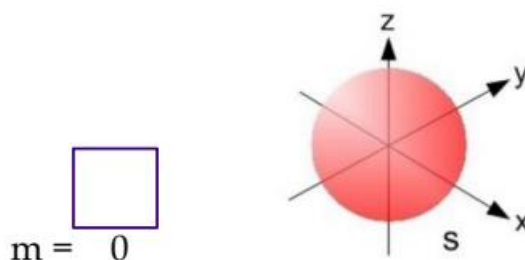
c) Nombre quantique magnétique « m » :

Le troisième nombre quantique, appelé *nombre quantique magnétique* (m), précise l'orientation de l'orbitale atomique dans l'espace, notamment lorsqu'un champ magnétique externe est appliqué.

- Sa valeur dépend du nombre quantique azimutal l.
- m est un entier qui peut prendre toutes les valeurs comprises entre -l et +l, soit un total de (2l+1) valeurs possibles.
- Il définit donc l'orientation de l'orbitale atomique (O.A.) dans l'espace ainsi que la case quantique correspondante.

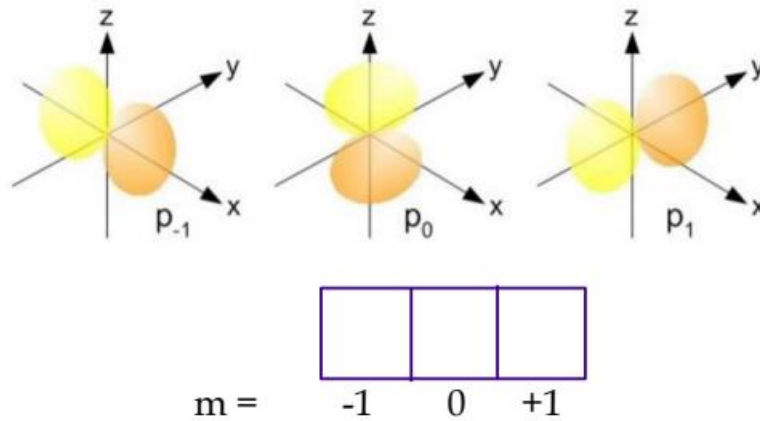
L'orbitale atomique n s :

Pour l=0, il n'y a que m=0. Cela indique qu'il n'y a qu'une seule orientation possible dans l'espace, associée à une orbitale sphérique (s). Ainsi, une seule case quantique illustre cette orbitale.



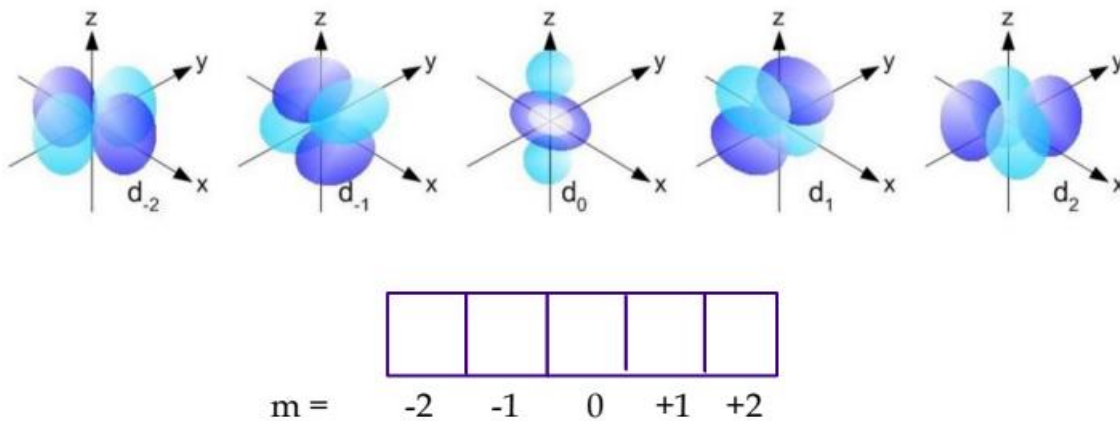
L'orbitale atomique n p :

$l = 1 \rightarrow m = -1, 0, +1$ (3 valeurs) : trois formes d'orientation dans l'espace (forme d'haltère) et donc on le représente par trois cases quantiques :



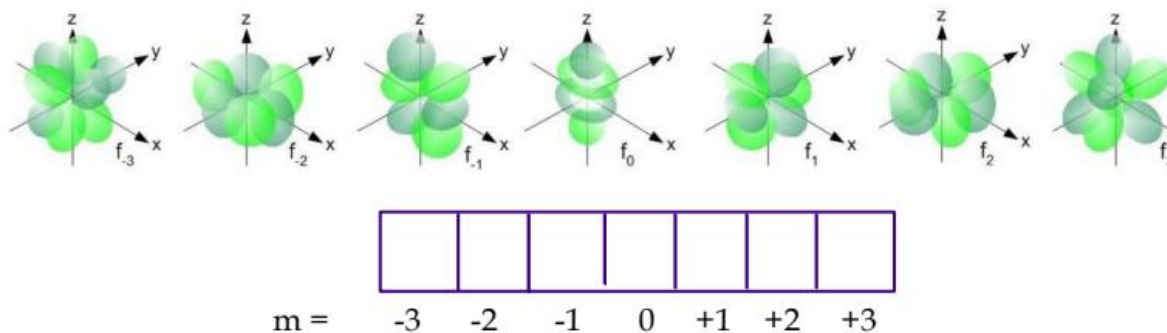
L'orbitale atomique n d :

$l = 2 \rightarrow m = -2, -1, 0, +1, +2$ (5 valeurs) : 5 formes d'orientation dans l'espace et donc on le représente par cinq cases quantiques :



L'orbitale atomique n f :

$l = 3 \rightarrow m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ (7 valeurs) : 7 formes d'orientation dans l'espace et donc on le représente par 7 cases quantiques :



d) Nombre quantique de spin « S » :

L'électron tourne sur lui-même, engendrant ainsi un champ magnétique dont le sens dépend du sens de rotation. L'interaction magnétique peut être prise en compte dans la résolution de l'équation de Schrödinger. Il en résulte un nombre de spin, qui ne peut prendre que deux valeurs, $\frac{1}{2}$ ou $-\frac{1}{2}$. Le tableau suivant décrit la différence entre les quatre nombres.

Tableau .5. Les quatre nombres quantiques

Symbole	Noms	Signification	Valeurs permis
n	Principale	L'énergie de O.A	1,2,3,.....
l	Secondaire	Forme O.A	0,1,2,3,...(n-1)
m	Magnétique	Orientation O.A	-l,... -1, 0, +1,...,+l
s	Spin	Sens de rotation des électrons	$+\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$

V.4. Configuration électronique :

Déterminer la configuration électronique d'un atome (ou d'un ion) consiste à préciser la répartition de ses électrons dans les différentes orbitales, en considérant l'état fondamental. Cette configuration distingue les électrons internes (ou de cœur) des électrons périphériques, appelés électrons de valence. Ces derniers occupent les orbitales correspondant au plus grand nombre quantique principal ou appartiennent à des sous-couches en cours de remplissage. Les électrons de valence jouent un rôle essentiel dans la formation des liaisons covalentes et expliquent certaines propriétés chimiques des éléments du tableau périodique. Enfin, au sein d'un atome, les orbitales atomiques représentent les régions de l'espace où la probabilité de présence de l'électron est la plus élevée. Elles sont définies par les nombres quantiques n, l et m.

La configuration électronique d'un atome ou d'un ion correspond à la manière dont les électrons remplissent les différentes sous-couches, en suivant des règles bien établies. Elle s'écrit sous forme linéaire : on indique d'abord le numéro de la couche, suivi du type de sous-couche (s, p, d, f...), puis on précise en exposant le nombre d'électrons présents dans cette sous-couche.

1s 2s 2p 3s 3p

Le remplissage des cases quantiques ou orbitales atomiques doit respecter les trois règles suivantes :

a. Règle d'exclusion de Pauli :

- Deux électrons d'un même atome ne peuvent pas posséder simultanément les quatre mêmes nombres quantiques.
- Dans une orbitale atomique donnée, les électrons doivent se distinguer par leur nombre quantique de spin, lequel ne peut prendre que deux valeurs : $m_s = +1/2$ ($\uparrow$) ou $m_s = -1/2$ ($\downarrow$).
- Par convention, une case quantique illustre une orbitale atomique.
- Dans une seule cellule, les valeurs de n , l et m sont déterminées. Ainsi, une orbitale peut contenir au maximum deux électrons, qui doivent avoir des spins opposés : ils sont alors antiparallèles ou appariés ($\uparrow\downarrow$).

b. Règle de Klechkowski :

Le remplissage des orbitales s'effectue en suivant l'ordre croissant de la somme $(n+l)$. Lorsque deux sous-couches possèdent la même valeur de $(n+l)$, c'est celle dont le nombre quantique principal n est le plus faible qui se remplit en premier. Ainsi, les électrons occupent progressivement les orbitales selon un ordre énergétique bien déterminé (Fig.20).

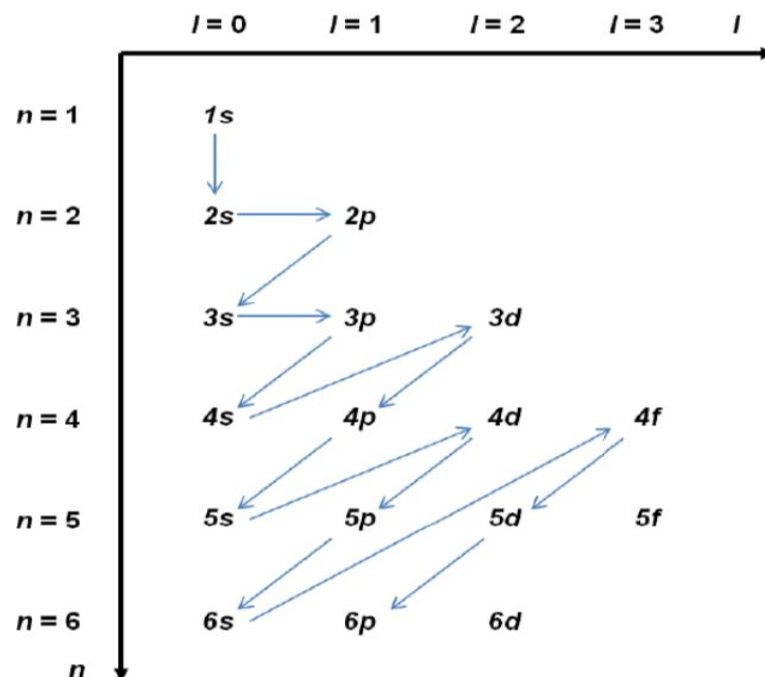


Figure.20. Règle de Klechkowski

Exemple :

$^{19}\text{K} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, on remarque que la couche $4s^1$ est la couche externe : 1 électron de valence

$^{27}\text{Co} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$, on remarque que la couche de valence est la couche externe $3d^7 4s^2$: 9 électrons de valence

Remarque :

Il existe des exceptions de la règle de Klechkowski, si une sous-couche vide, totalement remplie ou à moitié remplie apporte une stabilité supplémentaire aux atomes. Cette règle s'observe notamment pour certaines configurations électroniques particulières :

- Les atomes dont la configuration est du type $(n-1) d^9 ns^2$ (comme le cuivre, l'argent ou l'or) adoptent en réalité la configuration $(n-1) d^{10} ns^1$.
- De même, ceux ayant une configuration $(n-1) d^4 ns^2$ (comme le chrome ou le molybdène) se stabilisent en $(n-1) d^5 ns^1$.

Dans ces cas, un électron de la sous-couche s migre vers la sous-couche d afin de la rendre à moitié (5 électrons) ou totalement remplie (10 électrons), ce qui confère une stabilité énergétique supérieure par rapport à la configuration théorique attendue.

Exemple :

$^{29}\text{Cu} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ Cette configuration est fautive, la configuration correcte est:

$^{29}\text{Cu} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} \longrightarrow \text{un cas de saturation}$

$^{24}\text{Cr} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ Cette configuration est fautive, la configuration correcte est:

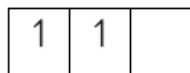
$^{24}\text{Cr} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5 \longrightarrow \text{un cas de demi saturation}$

c. Règle de HUND :

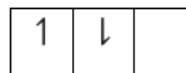
Dans une même sous-couche, toutes les orbitales (ou cases quantiques) possèdent le même niveau énergétique. Lors du remplissage :

- Les électrons occupent d'abord les orbitales une par une, en gardant des spins parallèles.

- Ensuite, lorsqu'il n'y a plus de cases vides disponibles, les électrons commencent à s'apparier (former des doublets avec des spins opposés). Ceci minimise la répulsion électronique et confère plus de stabilité à l'atome

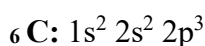


Vrai



Faux

Exemple:



V.5. Electrons de cœur et électrons de valence :

V.5.1. Les électrons de cœurs :

Les électrons de cœur sont les électrons situés dans les couches internes de l'atome. Ils sont fortement liés au noyau et ne participent pas directement aux liaisons chimiques. En général, leur distribution électronique correspond à la configuration électronique du gaz noble qui précède l'élément dans la classification périodique.

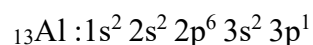
V.5.2. Les électrons de valence :

Dans un atome, les électrons les plus énergétiques se trouvent dans les dernières sous-couches remplies. Ils sont les moins fortement liés au noyau et donc plus sensibles aux influences extérieures : ce sont les électrons de valence. Ce sont eux qui participent directement aux réactions chimiques et déterminent le comportement réactif de l'atome.

La Couche de valence est définie comme la couche électronique la plus externe de l'atome, occupée par des électrons. C'est elle qui détermine les propriétés chimiques de l'élément. Si une sous-couche interne n'est pas totalement remplie, elle est également considérée comme faisant partie de la couche de valence.

Exemple :

La configuration électronique complète de l'aluminium est :



Les 10 premiers électrons ($1s^2 2s^2 2p^6$) correspondent à la configuration électronique du néon (Ne, $Z=10$). Ce sont donc les **électrons de cœur**.

On peut alors écrire la configuration sous forme simplifiée :



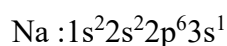
Les 3 électrons de la couche externe ($3s^2 3p^1$) sont les électrons de valence.

V.5.3. La configuration électronique d'un ion :

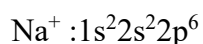
On déduit la configuration électronique d'un ion à partir de celle de l'atome correspondant dans son état fondamental. Pour créer un cation monoatomique, on retire un ou plusieurs électrons de l'atome neutre. Les électrons qui sont éliminés proviennent toujours de la couche de valence, c'est-à-dire les électrons localisés dans la sous-couche d'énergie supérieure.

Exemple :

L'atome de sodium : Na ($Z=11$) possède la configuration électronique suivante :



Un électron de valence sur la sous-couche 3s, pour former le cation de sodium Na^+ , on enlève cet unique électron de valence :



La configuration devient identique à celle du néon (gaz noble)

Exercices :

Exercice 1 :

- 1) Établir les configurations électroniques de l'atome de Brome Br ($Z = 35$) et de l'ion bromure Br^- .
- 2) Écrire ces configurations de façon simplifiée à l'aide des configurations électroniques de l'argon Ar ($Z = 18$) ou du krypton Kr ($Z = 36$).
- 3) Quels sont les électrons de cœur et les électrons de valence de ces deux édifices monoatomiques ?

Exercice 2 :

Les séries suivantes de valeurs pour les nombres quantiques caractérisant un électron sont-ils possibles ou non ? Justifier votre réponse

- a- $n = 2, l = 0, m = 0$
- b- $n = 2, l = 1, m = -1$
- c- $n = 2, l = 2, m = 0$
- d- $n = 4, l = 1, m = -2$

Exercice 3 :

- a) Combien d'électrons peut accueillir au maximum une sous-couche l ?
- b) Combien d'électrons peuvent contenir, au maximum, les couches K, L, M. Pouvez-vous généraliser ces résultats ?
- c) Combien d'électrons peut décrire au maximum une orbitale d ?
- d) Combien de cases quantiques peut-on prévoir relativement à $n = 4$?

Chapitre VI : Classification périodique et propriétés des éléments

VI.1. Introduction :

En 1869, Dmitri Ivanovitch Mendeleïev établit un tableau regroupant les 63 éléments chimiques connus à son époque, qu'il disposa en lignes et en colonnes. En les classant selon leur masse atomique croissante, il remarqua une périodicité dans certaines propriétés physiques et chimiques des éléments. Afin de tenir compte de cette régularité, qu'il appela la « **loi périodique** », et convaincu de sa validité, Mendeleïev laissa volontairement des cases vides pour des éléments encore inconnus, dont il prédit les propriétés. Cette hypothèse fut confirmée quelques années plus tard par la découverte du gallium (1875) et du germanium (1886), dont les caractéristiques correspondaient exactement à ses prévisions. Plus tard, après la mise en évidence de la charge du noyau par Rutherford en 1910, le classement des éléments fut révisé selon l'ordre croissant de leur numéro atomique (Z), et non plus selon leur masse atomique (Fig.21).

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

Le tableau périodique des éléments est présenté avec les informations suivantes :

- Groupes :** 1 (IA), 2 (IIA), 13 (IIIA), 14 (IVA), 15 (VA), 16 (VIA), 17 (VIIA), 18 (VIIIA).
- Éléments :** H, He, Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar, K, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr, Rb, Sr, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I, Xe, Cs, Ba, La-Lu, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac-Lr.
- Masses atomiques relatives (A_r) :** Indiquées pour chaque élément.
- Numéros atomiques (Z) :** Indiqués dans les cases.
- États physiques (à 25 °C, 101 kPa) :**
 - No - solide
 - Lg - liquide
 - Tr - synthétique
- Groupes de classification :**
 - Métaux (bleu)
 - Métalloïdes (orange)
 - Non-métaux (vert)
 - Gaz nobles (jaune)
 - Chalcogènes (rouge)
 - Halogènes (orange)
 - Gaz nobles (jaune)
 - Actinides (bleu foncé)
 - Lanthanides (bleu clair)

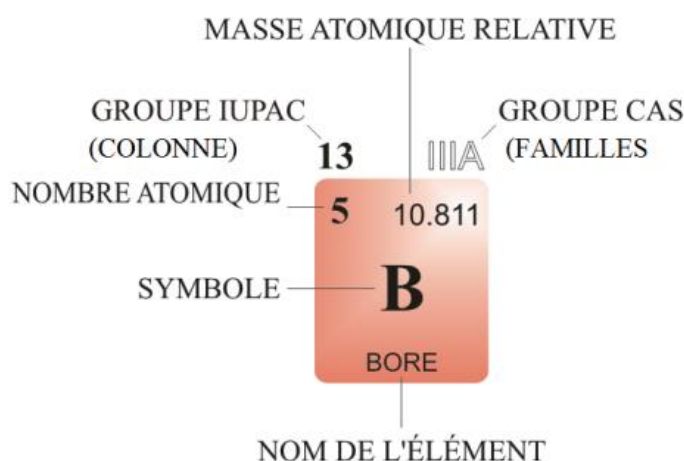
Copyright © 2017 Eri Generale

Figure.21. Tableau périodique des éléments chimiques

VI.2. Principe de classification :

Les propriétés chimiques d'un élément sont déterminées par sa structure électronique, étant donné que ce sont essentiellement les électrons de valence (les électrons les plus à l'extérieur) qui participent dans les interactions atomiques. Par conséquent, la connaissance de cette structure offre la possibilité d'organiser logiquement les éléments dans le tableau

périodique. Chaque ligne du tableau correspond à une période, tandis que les éléments d'une même colonne partagent une structure électronique externe semblable, c'est-à-dire un nombre identique d'électrons de valence. Dans le tableau périodique, un élément est illustré de la manière suivante :



VI.2.1. Lignes et périodes du tableau périodique :

Une période est déterminée par le nombre quantique principal n , correspondant à la dernière couche occupée dans la configuration électronique d'un élément. Le tableau périodique comporte ainsi 7 lignes horizontales, appelées *périodes*, qui correspondent aux 7 couches électroniques notées K, L, M, N, O, P et Q, allant respectivement de $n = 1$ à $n = 7$.

- **1^{re} période** : correspond au remplissage de la sous-couche $1s^1 \rightarrow 1s^2$, et comprend **2 éléments** (l'hydrogène et l'hélium).
- **2^e période** : correspond au remplissage des sous-couches $2s^1 \rightarrow 2s^2$ puis $2p^1 \rightarrow 2p^6$, soit un total de **8 éléments** (du lithium au néon).
- **3^e période** : correspond au remplissage des sous-couches $3s^1 \rightarrow 3s^2$ puis $3p^1 \rightarrow 3p^6$, soit **8 éléments** (du sodium au chlore, plus l'argon).
- **4^e période** : correspond au remplissage des sous-couches $4s^1 \rightarrow 4s^2$, $3d^1 \rightarrow 3d^{10}$ puis $4p^1 \rightarrow 4p^6$, soit **18 éléments** (du potassium au krypton).
- **5^e période** : correspond au remplissage des sous-couches $5s^1 \rightarrow 5s^2$, $4d^1 \rightarrow 4d^{10}$ puis $5p^1 \rightarrow 5p^6$, soit **18 éléments** (du rubidium au xénon).

- **6^e période** : correspond au remplissage des sous-couches $6s^1 \rightarrow 6s^2$, $4f^1 \rightarrow 4f^{14}$, $5d^1 \rightarrow 5d^{10}$ puis $6p^1 \rightarrow 6p^6$, soit **32 éléments** (du césium au radon).
- **7^e période** : correspond au remplissage des sous-couches $7s^1 \rightarrow 7s^2$, $5f^1 \rightarrow 5f^{14}$, $6d^1 \rightarrow 6d^{10}$ puis $7p^1 \rightarrow 7p^6$, comptant jusqu'à **118 éléments** (du francium à l'oganesson), cette période étant **incomplète**.

IV.2.2. Colonnes :

Les colonnes du tableau périodique représentent les **groupes**, au nombre de 18 colonnes comportent deux sous-groupes A et B selon l'état des électrons externes. Sous-groupe A contient les éléments dont la couche externe est $ns\ np$. Sous-groupe B contient les atomes qui possèdent un état d. Chaque groupe réunit des éléments possédant une même structure électronique externe, c'est-à-dire le même nombre d'électrons de valence. En conséquence, les éléments appartenant à un même groupe présentent des propriétés physico-chimiques similaires, ces propriétés étant directement liées à la configuration électronique de leur couche externe. Dans le tableau périodique on distingue 4 blocs S, P, d, f basés sur la configuration externe des éléments (Fig.22).

The diagram illustrates the periodic table with four main blocks highlighted:

- Bloc S:** Groups 1 and 2, plus Hydrogen (H) and Helium (He).
- Bloc P:** Groups 13 through 18.
- Bloc D:** Groups 3 through 10 (transition metals).
- Bloc F:** Groups 3 through 10 (lanthanides and actinides, shown in a separate row below the main table).

A red circle highlights the first column (Group 1), and a red arrow points to the label "valeurs de n", indicating the principal quantum number of the valence shell for elements in this group.

Bloc S		Bloc D										Bloc P						
1	¹ H																	² He
2	³ Li ⁴ Be																	
3	¹¹ Na ¹² Mg																	⁵ B ⁶ C ⁷ N ⁸ O ⁹ F ¹⁰ Ne
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	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	⁷¹ Lu		
7	⁸⁷ Fr ⁸⁸ Ra	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	¹⁰³ Lr		

Figure.22. Différents blocs de Tableau périodique

Bloc s : la configuration électronique selon Klechkowski de la couche externe pour les éléments du bloc s est : $n s^x$ ($x=1$ ou 2).

Bloc p : la configuration électronique selon Klechkowski de la couche externe pour les éléments du bloc p est : $n s^2 n p^x$ ($x=1$ à 6) ou $n s^2 (n-1) d^{10} n p^x$ ($x=1$ à 6)

Bloc d : la configuration électronique selon Klechkowski de la couche externe pour les éléments du bloc p est : $n s^2 (n-1) d^x$ ($x=1$ à 10) sauf exception.

Les électrons de la sous-couche d participent également aux réactions chimiques en tant qu'électrons de valence. Ainsi, pour les éléments du bloc d, la couche de valence a la configuration générale : $ns^2 (n-1)d^x$ avec $1 \leq x \leq 10$.

Les indices (chiffres romains) IA, IIA, IIIB, VA... représente le groupe ou la famille de l'élément. Ils indiquent le nombre d'électrons de valence.

Bloc f : Le Bloc f contient deux familles (lanthanides $n=6$, et actinides $n=7$) : remplissage des sous couches $ns^2(n-2)f^x$, $1 \leq x \leq 14$.

VI.2.3. Procédure de détermination du groupe et de sous-groupe :

Pour déterminer le groupe et la période d'un élément, il suffit d'examiner sa configuration électronique et de faire la somme des électrons de la dernière couche, c'est-à-dire ceux de la couche de valence.

Exemples :

Pour le sous-groupe A :

- **Calcium (Ca, $Z = 20$)**

Configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

→ Nombre d'électrons de valence = 2

⇒ Le calcium appartient au groupe **II**, sous-groupe **A (IIA)**, et se trouve dans la **4^e** période.

- **Arsénique (As, $Z = 33$)**

Configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

→ Nombre d'électrons de valence = $2 (4s^2) + 3 (4p^3) = 5$

⇒ L'arsénique appartient au groupe **V**, sous-groupe **A (VA)**, et à la **4^e période**.

Pour les éléments appartenant au sous-groupe **B** (ou éléments de transition), la couche de valence présente généralement la forme : **$ns^x (n - 1)d^y$**

La somme (**$x + y$**) des électrons de valence permet de déterminer le groupe auquel appartient l'élément :

- (**$x + y$**) = 3 ⇒ **Groupe IIIB**
- (**$x + y$**) = 4 ⇒ **Groupe IVB**
- (**$x + y$**) = 5 ⇒ **Groupe VB**
- (**$x + y$**) = 6 ⇒ **Groupe VIB**
- (**$x + y$**) = 7 ⇒ **Groupe VIIB**

Exemple :

- **Zirconium (Zr, Z = 40)**

Configuration électronique : $1s^2 \dots 5s^2 4d^2$

→ (**$x + y$**) = 2 + 2 = **4 électrons de valence**

⇒ Zr appartient au groupe **IV**, sous-groupe **B (IVB)**, et se trouve dans la **5^e période**.

Remarque :

Quand $8 \leq x + y \leq 10$ les éléments correspondants appartiendront au groupe **VIIIB** (les triades)

Exemple :

- **Fer (Fe, Z = 26) : $1s^2 \dots 3d^6 4s^2$ → (**$x + y$**) = 6 + 2 = 8 électrons de valence**
⇒ **Groupe VIIIB**
- **Cobalt (Co, Z = 27) : $1s^2 \dots 3d^7 4s^2$ → (**$x + y$**) = 7 + 2 = 9 électrons de valence**
⇒ **Groupe VIIIB**
- **Rhodium (Rh, Z = 45) : $1s^2 \dots 5s^2 4d^7$ → (**$x + y$**) = 7 + 2 = 9 électrons de valence**
⇒ **Groupe VIIIB**

Cas particuliers (quand $x + y > 10$) :

- Si la configuration est $(n - 1) d^{10} ns^1$, l'élément appartient au groupe IB,
 $\rightarrow \text{Or (Au)} : 1s^2 \dots 5d^{10} 6s^1 \Rightarrow \text{IB}$
- Si la configuration est $(n - 1) d^{10} ns^2$, l'élément appartient au groupe IIB,
 $\rightarrow \text{Mercure (Hg)} : 1s^2 \dots 5d^{10} 6s^2 \Rightarrow \text{IIB}$

VI.2.4. Les familles de tableau périodique :

Le bloc s regroupe deux grandes familles d'éléments les **alcalins** et les **alcalino-terreux**, ces éléments possèdent un caractère métallique très prononcé. Ils sont fortement électropositifs, c'est-à-dire qu'ils ont une grande tendance à perdre facilement leurs électrons de valence afin d'acquérir la configuration électronique du gaz noble qui les précède. Cette propriété leur confère un caractère réducteur marqué et des états d'oxydation typiques : +I pour les alcalins et +II pour les alcalino-terreux.

a. Les alcalins

Situés à l'extrême gauche du tableau périodique, les alcalins présentent les caractéristiques suivantes :

- Ce sont tous des métaux.
- Ils possèdent un seul électron de valence (groupe IA).
- Ils ont donc tendance à céder facilement cet électron pour atteindre la stabilité électronique, formant ainsi des cations monovalents : Li^+ , Na^+ , K^+ , ...

b. Les alcalino-terreux

Les alcalino-terreux appartiennent au groupe IIA et possèdent deux électrons de valence. Ils ont donc tendance à perdre deux électrons pour atteindre la configuration électronique stable du gaz rare, formant des cations divalents : Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , ...

Ces éléments n'existent jamais à l'état métallique libre dans la nature, car, à l'instar des alcalins, ils sont très réactifs et se combinent facilement avec de nombreux non-métaux, notamment l'oxygène et les halogènes.

Les éléments du **bloc p** se distinguent par une structure électronique externe de la forme $ns^2 np^x$, où $1 \leq x \leq 6$. Ce bloc comprend les groupes IIIA à VIIIA (ou groupe 0) et regroupe plusieurs familles chimiques importantes.

c. Groupe IIIA : (Famille du Bore)

Les éléments de ce groupe possèdent trois électrons de valence (configuration externe $ns^2 np^1$). Ils ont tendance à perdre facilement trois électrons pour atteindre la stabilité électronique, formant ainsi des cations trivalents : B^{3+} , Al^{3+} , Ga^{3+} , ...

Exemples : Bore (B), Aluminium (Al).

d. Groupe IVA : (Famille du Carbone)

Les éléments de cette famille possèdent quatre électrons de valence ($ns^2 np^2$). Ils peuvent donc soit céder, soit capter des électrons pour atteindre la stabilité, formant :

- Un cation tétravalent (+4) lorsqu'ils perdent quatre électrons,
- Ou un anion tétravalent (-4) lorsqu'ils en gagnent quatre.

Exemples :

- Le carbone (C), le silicium (Si) et le germanium (Ge) sont des métalloïdes.
- L'étain (Sn) et le plomb (Pb) sont des métaux.

e. Groupe VA : (Famille de l'Azote)

La configuration électronique externe est $ns^2 np^3$ (ex. : N, P, As, Sb, Bi). Ces éléments ont une grande tendance à former des liaisons covalentes, et on les retrouve souvent dans des composés de type AB_3 tels que NH_3 , PCl_3 , etc.

Exemples : Azote (N), Phosphore (P), Arsenic (As).

f. Groupe VIA : (Famille de l'Oxygène ou des Chalcogènes)

Les éléments de cette famille présentent une configuration $ns^2 np^4$. Ils ont tendance à gagner deux électrons pour compléter leur couche externe et former des anions divalents : O^{2-} , S^{2-} , Se^{2-}

Exemples : Oxygène (O), Soufre (S), Sélénium (Se), Tellure (Te).

g. Groupe VIIA : (Famille des Halogènes)

Les éléments de cette famille possèdent une structure électronique externe de la forme **ns² np⁵** (exemples : F, Cl, Br, I, At). Ils ont une forte tendance à capter un électron afin de compléter leur couche externe et atteindre la configuration stable du gaz noble qui les suit. Ainsi, ils forment des anions monovalents : F⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻, ... Ces éléments sont très électronégatifs et présentent un pouvoir oxydant élevé.

h. Groupe VIIIA : (Famille des Gaz Rares)

Ce groupe réunit les gaz nobles ou gaz rares, dont la configuration électronique externe est **ns² np⁶** (sauf pour l'hélium, qui possède **1s²**). Ces éléments possèdent une couche de valence complète, ce qui leur confère une grande stabilité et un degré d'oxydation nul. Ils ne participent pratiquement pas aux réactions chimiques, d'où leur nom de gaz inertes. Leur inertie chimique en fait des éléments très stables, présents à l'état libre dans la nature sous forme gazeuse.

Exemples : He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

Les éléments du **bloc d** situé au cœur du tableau périodique (groupes 3 à 12) est constitué par les métaux de transition. Ces éléments possèdent des orbitales d qui ne sont que partiellement occupées, leur offrant des états d'oxydation variables et des caractéristiques spécifiques comme le magnétisme et l'activité catalytique.

i. Groupe IB jusqu'à VIIIB : (Famille des métaux des transitions)

Ce sont les éléments présentant des orbitales d. Cette famille regroupe le groupe des triades, représentant un ensemble de trois éléments partageant des caractéristiques similaires et faisant partie du groupe VIIIB. On distingue trois types de triades :

- Triade composée de fer (Fe), calcium (Ca) et nickel (Ni)
- Triade du palladium (Ruthénium, Rhodium, Palladium)
- Triade du platine (Os, Ir, Pt) de caractère artificiellement radioactif

Le **bloc f** est une section du tableau périodique regroupant les éléments chimiques dont la configuration électronique à l'état fondamental se caractérise par une sous-couche de plus haute énergie de type f (fondamental), correspondant au nombre quantique azimutal $\ell = 3$.

j. Famille des terres rare :

Leur configuration électronique inclut l'orbitale f, et on s'identifie aux orbitales associées au remplissage 4f comme étant les lanthanides, qui se situent dans la sixième période avec Z variant de 57 à 71. Ceux-ci correspondent aux remplissages de 5f, appelés actinides : Septième période. Les sous-couches possèdent des énergies très proches, rendant la règle de KLECHKOWSKI moins fiable (éléments radioactifs).

VI.3. Evolution des propriétés atomiques

Il est particulièrement instructif d'observer l'évolution des propriétés physiques et chimiques des éléments à travers le tableau périodique. Parmi ces propriétés, on s'intéresse notamment à :

- L'énergie d'ionisation,
- L'affinité électronique,
- Le rayon atomique,
- Ainsi l'électronégativité.

Principalement deux facteurs déterminent la réactivité d'un atome :

1. Dimensionne et plus précisément son rayon atomique.
 2. La configuration électronique de sa couche externe (couche de valence).
- En général, un atome cherche toujours à obtenir la configuration électronique stable du gaz noble le plus proche en soit perdant, soit gagnant des électrons. C'est cette tendance qui favorise la formation de liaisons chimiques et les réactions entre les différents éléments.

a. Energie d'ionisation :

L'énergie d'ionisation d'un atome est définie comme l'énergie minimale nécessaire pour arracher un électron à un atome gazeux dans son état fondamental.

- Lorsque l'énergie d'ionisation est élevée, cela signifie que l'atome retient fortement ses électrons de valence : il est donc peu enclin à perdre des électrons.

- En revanche, lorsque l'énergie d'ionisation est faible, l'atome cède facilement ses électrons, ce qui le rend plus réducteur et plus réactif chimiquement.

Dans un groupe, l'énergie d'ionisation (EI) diminue généralement lorsque le numéro atomique (Z) augmente. Ce phénomène s'explique par l'effet d'écran croissant exercé par les électrons internes, qui atténuent l'attraction exercée par le noyau sur l'électron périphérique. Ainsi, l'électron le plus externe est moins fortement lié au noyau et peut être arraché plus facilement.

À l'inverse, au sein d'une période, l'énergie d'ionisation augmente progressivement avec la croissance du numéro atomique. Cette évolution correspond à une augmentation de la charge nucléaire positive, accompagnée d'une augmentation de la charge effective ressentie par les électrons, ce qui rend leur arrachement plus difficile (Fig.23).

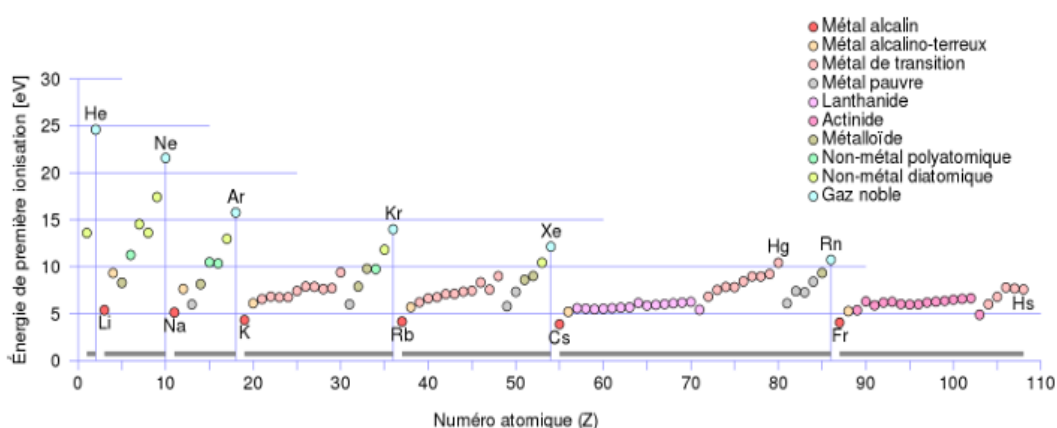


Figure.23. Variation d'Energie d'ionisation avec le numéro atomique Z .

b. Rayon atomique :

Le rayon atomique indique la distance qui sépare le noyau de l'atome de la couche électronique la plus extérieure, en d'autres termes, il définit la dimension de l'atome. Les cations ont un rayon inférieur à celui de leurs atomes neutres, étant donné que la disparition des électrons provoque un renforcement de l'attraction nucléaire sur les électrons demeurés. Par contre, les anions possèdent un rayon plus large du fait d'une répulsion renforcée entre les électrons, ce qui entraîne une expansion du nuage électronique.

Le rayon atomique augmente lorsque l'on se déplace dans une période de la droite vers la gauche et du haut vers le bas dans un groupe, suivant l'accroissement du nombre de couches électroniques (Fig.24).

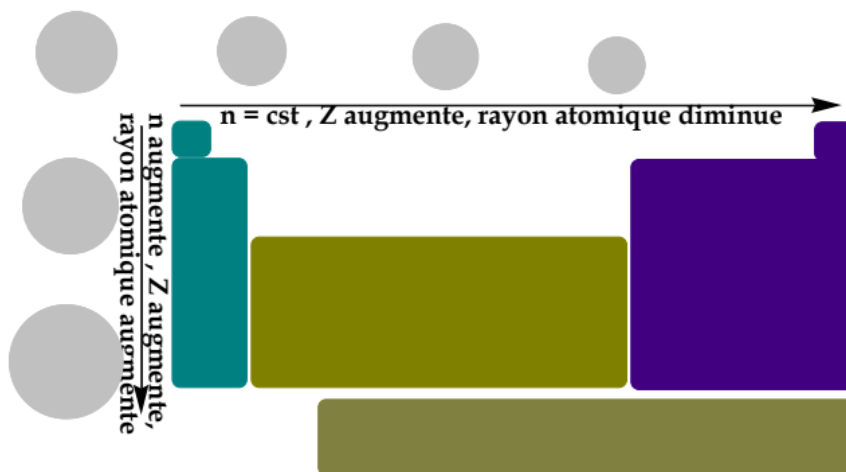


Figure.24. Variation de rayon atomique avec le numéro atomique Z .

c. Affinité électronique et énergie d'attachement :

L'énergie de premier attachement électronique d'un atome M est l'énergie E_{att} mise en jeu pour apporter à cet atome gazeux un électron supplémentaire. Au sein d'une même période, le nombre quantique principal (n) reste constant, tandis que le numéro atomique (Z) augmente. Cela signifie que le nombre de protons dans le noyau croît, ce qui renforce la charge nucléaire effective exercée sur les électrons. Par conséquent, l'affinité électronique augmente progressivement de la gauche vers la droite.

Par contre, au sein d'un même groupe, lorsqu'on se déplace de haut en bas, tant le numéro atomique que le nombre quantique principal (n) s'accroissent, indiquant une augmentation du nombre de couches électroniques. Par conséquent, l'écartement entre le noyau et les électrons de valence augmente, provoquant une réduction de l'affinité électronique (Fig.25).

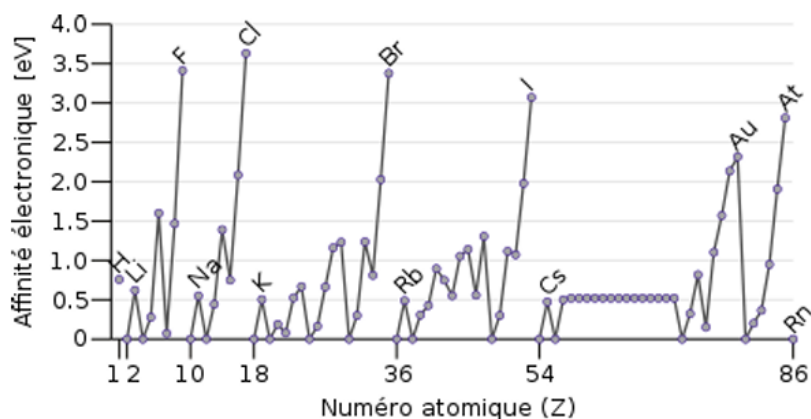


Figure.25. Variation d'affinité électronique avec le numéro atomique Z.

d. Électronégativité :

L'électronégativité est une grandeur relative qui traduit l'aptitude d'un atome B à attirer vers lui le doublet électronique qui l'associe à un autre atome A. Au sein d'une même période, le nombre quantique principal (n) reste constant, tandis que le numéro atomique (Z) augmente. En conséquence, la tendance d'un atome à attirer les électrons de liaison augmente : l'électronégativité croît de la gauche vers la droite.

En revanche, dans un même groupe, lorsque l'on descend de haut en bas, le numéro atomique et le nombre quantique principal (n) augmentent, ce qui correspond à une augmentation du nombre de couches électroniques. La distance entre le noyau et les électrons externes devient alors plus grande, et l'effet d'écran plus marqué, d'où une diminution de l'électronégativité (Fig.26).

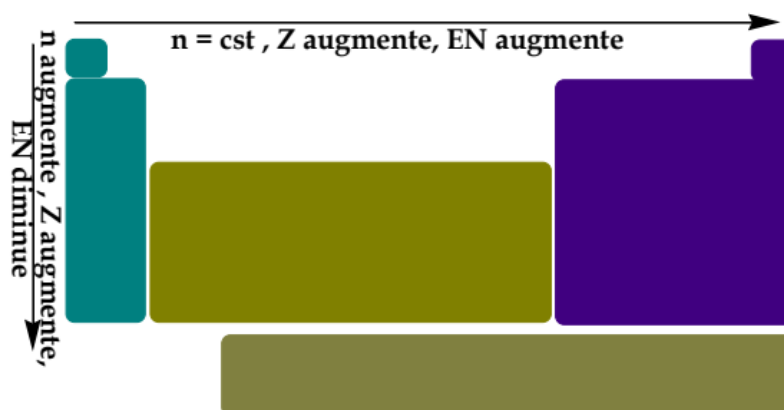


Figure.26. Variation d'électronégativité avec le numéro atomique Z.

1	H	
2	He	
3		4
5		6
7		8
9		10

TABLEAU PERIODIQUE DES ELEMENTS																																			
1	H																																		
Hydrogène																																			
3	Li	4	Be																																
Lithium		Béryllium																																	
11	Na	12	Mg																																
Sodium		Magnésium																																	
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
Potassium		Calcium		Scandium		Titane		Vanadium		Chrome		Manganèse		Fer		Cobalt		Nickel		Cuivre		Zinc		Gallium		Germanium		Arsenic		Sélénium		Brome		Krypton	
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
Rubidium		Strontium		Yttrium		Zirconium		Niobium		Molybdène		Technetium		Ruthénium		Rhodium		Palladium		Argent		Cadmium		Indium		Étain		Antimoine		Tellure		Iode		Xénon	
55	Cs	56	Ba	57	La	72	Hf	73	Ta	74	W	75	Re	76	Os	77	Ir	78	Pt	79	Au	80	Hg	81	Tl	82	Pb	83	Bi	84	Po	85	At	86	Rn
Césium		Baryum		Lanthane		Hafnium		Tantale		Tungstène		Rhenium		Osmium		Iridium		Platine		Or		Mercure		Thallium		Plomb		Bismuth		Polonium		Astat		Radon	
87	Fr	88	Ra	89	Ac	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
Francium		Radium		Actinium		Rutherfordium		Dubnium		Seaborgium		Bohrium		Hassium		Meitnerium		Darmstadtium		Roentgenium		Copernicium		Nihonium		Flerovium		Moscovium		Livermorium		Tennessee		Oganesson	

*	58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu
	Curium		Praseodyme		Néodyme		Prométhium		Samarium		Europium		Gadolinium		Terbium		Dysprosium		Holmium		Erbium		Thulium		Ytterbium		Lutécium	
**	90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr
	Thorium		Protactinium		Uranium		Neptunium		Plutonium		Américium		Curium		Berkélium		Californium		Einsteinium		Fermium		Mendelevium		Nobelium		Lavrencium	

*

10

Exercices :

Exercice 1 :

Donner sous forme d'un tableau de 4 colonnes, les caractéristiques suivantes des éléments ayant moins de 36 électrons et possédant à l'état fondamental 3 électrons célibataires.

- nombre total d'électrons de l'élément.
- configuration électronique de l'élément.
- numéro de la période qui contient l'élément.
- numéro du groupe qui contient l'élément (groupe et sous-groupe).

Exercice 2 :

On considère les éléments : ^{20}Ca , ^{15}P , ^{38}Sr , ^{51}Sb , ^{28}Ni

Quels sont parmi ces éléments ceux qui appartiennent à la même période et ceux qui appartiennent au même groupe.

- Attribuer à chaque élément son électronégativité prise parmi les valeurs suivantes : 1,04 ; 2,06 ; 1,75 ; 0,99 ; 1,82

Exercice 3 :

On considère un atome A dont le numéro atomique est $Z = 82$ et un atome B dont le numéro atomique est $Z = 8$.

- Etablissez la configuration électronique de l'atome A.
- Etablissez la configuration électronique de l'atome B.
- Placez les éléments A et B dans le tableau périodique en donnant leur période, leur groupe et leur bloc.

Chapitre VII : Liaisons Chimiques

VII.1. Introduction :

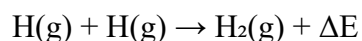
Les liaisons chimiques résultent des propriétés intrinsèques des atomes. En effet, les atomes existent très rarement à l'état isolé (à l'exception des gaz rares et de l'hydrogène). Ils ont tendance à s'unir afin de former des molécules plus stables que les atomes séparés. Les liaisons entre les atomes d'une même molécule sont généralement des liaisons fortes, telles que les liaisons covalentes ou ioniques, tandis que les liaisons entre les molécules sont en général plus faibles, comme les liaisons hydrogène ou les interactions de Van der Waals.

VII.2. Liaison chimique :

Les atomes qui ne possèdent pas une configuration électronique stable cherchent à perdre ou à gagner des électrons afin d'acquérir la même stabilité électronique qu'un gaz noble, caractérisé par une couche externe saturée (de type $ns^2 np^6$). Pour atteindre cet état stable, un atome peut échanger ou partager des électrons avec un autre atome à travers une liaison chimique, conduisant ainsi à la formation d'une molécule.

Toute liaison chimique traduit la tendance naturelle d'un système à atteindre un état d'énergie minimale. Lorsque deux atomes s'unissent, le système obtenu (la molécule) se trouve à un niveau d'énergie inférieur à celui des atomes isolés. La formation d'une liaison chimique s'accompagne donc d'un dégagement d'énergie.

Exemple :



ΔE représente la différence d'énergie entre les atomes séparés et la molécule formée, appelée énergie de liaison.

On distingue principalement quatre types de liaisons chimiques :

- La liaison ionique
- La liaison covalente
- La liaison métallique
- La liaison hydrogène

VII.3. Théorie des différents types de liaisons :

Selon Lewis, une liaison covalente entre deux atomes résulte de la mise en commun d'une paire d'électrons. Seuls les électrons de valence, c'est-à-dire ceux de la couche externe, participent à la formation de ces liaisons.

VII.3.1. Règle de Lewis :

Selon Lewis (1916), la liaison covalente résulte du partage d'électrons entre deux atomes :

- Une **liaison simple** correspond au partage de **deux électrons**,
- Une **liaison double** à **quatre électrons**,
- et une **liaison triple** à **six électrons**.

Les schémas de Lewis permettent de représenter la formation des liaisons et de visualiser la répartition des électrons de valence au sein des molécules neutres ou ionisées.

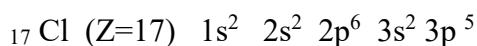
Dans ces schémas :

- Les paires d'électrons (ou doublets) sont souvent représentées par des tirets (—),
- Tandis que les électrons célibataires sont indiqués par des points (·).

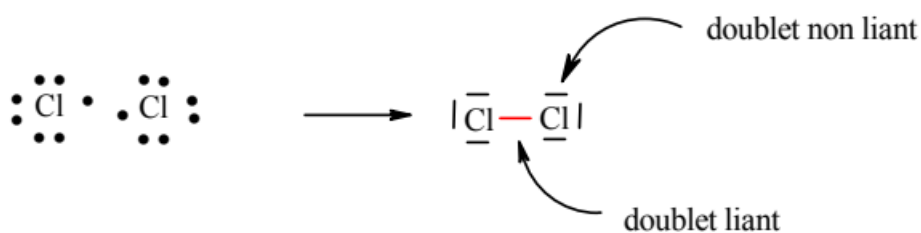
On distingue deux types de doublets :

- Les doublets liants, qui participent à la formation des liaisons chimiques,
- et les doublets non liants (ou libres), qui n'interviennent pas dans la liaison mais influencent la géométrie et la réactivité de la molécule

Exemple :



Formation de la liaison covalente dans Cl_2 :



VII.3.3. Règle de l'Octet :

Les gaz nobles possèdent une structure électronique de valence qui se présente sous la forme $ns^2 np^6$, ce qui correspond à huit électrons de valence, à l'exception de l'hélium (He) qui en a seulement deux. Pour obtenir une stabilité chimique semblable à celle des gaz nobles, les autres atomes tentent d'acquérir ou de partager des électrons pour compléter leur couche externe.

Par conséquent, un atome cherche à avoir huit électrons dans sa couche de valence, équivalant à quatre paires d'électrons (partageant ou non des liaisons). On appelle cela la règle de l'octet, qui indique que les atomes établissent des liaisons chimiques dans le but d'obtenir une configuration stable similaire à celle des gaz nobles.

VII.3.4. Règle de Duet :

On considère un atome ou un ion comme stable lorsque sa couche externe (K) est saturée, c'est-à-dire qu'elle renferme deux électrons. Cette règle s'applique uniquement aux premiers éléments du tableau périodique, comme l'hydrogène (H), l'hélium (He) et le lithium (Li). Au cours des réactions chimiques, ces atomes ont tendance à rechercher la stabilité en acquérant une structure similaire à celle de l'hélium :

- L'hydrogène cherche à gagner un électron pour obtenir H^- (duet).
- Le lithium, au contraire, cède un électron pour former Li^+ , stabilisant ainsi sa couche interne (K) à 2 électrons.

Cette tendance à acquérir la configuration électronique stable des gaz rares constitue la règle du Duet, l'équivalent de la règle de l'octet pour les éléments légers.

VII.3.5. Structure de Lewis :

La structure de Lewis décrit la répartition des électrons de valence dans une molécule : doublets liants (paires partagées entre atomes), doublets non-liants (paires localisées sur un atome) et éventuels électrons célibataires (radicaux). Les électrons célibataires sont représentés par des points (·) et les paires par des traits (—) ; ces traits peuvent être placés sur un atome (doublet non liant) ou entre deux atomes (doublet liant → liaison covalente).

Méthode :

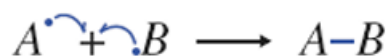
1. Écrire la configuration électronique de chaque atome, couche par couche, pour identifier les électrons de valence.

2. Déterminer le nombre d'électrons de valence et les représenter dans des « cases quantiques » (ou autour des symboles atomiques).
3. Choisir l'atome central : en général celui qui possède le plus d'électrons célibataires ou de doublets non liants (et/ou le moins électronégatif). L'hydrogène ne peut jamais être central.
4. Répartir les électrons en doublets liants et non liants en respectant la règle du Duet pour H et la règle de l'octet pour les autres atomes (sauf exceptions reconnues).
5. Pour les ions moléculaires, attribuer les charges : l'atome le plus électronégatif porte la charge négative (-), l'atome le moins électronégatif porte la charge positive (+)

VII.4. Type des liaisons :

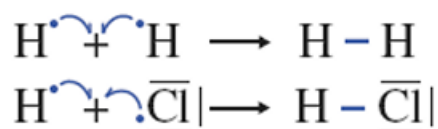
a. Liaison covalente simple :

Les deux atomes, A et B, apportent chacun un électron (schématisé par un point) à la liaison chimique (schématisée par un tiret) :



Exemple :

Les molécules de dihydrogène H₂ et de chlorure d'hydrogène HCl résultent d'une telle association. Les transferts électroniques sont schématisés par des flèches courbes.



b. Liaison covalente multiple :

Il arrive que deux atomes partagent plusieurs paires d'électrons pour atteindre la stabilité. Dans ce cas, ils forment ce qu'on appelle des liaisons multiples.

Selon le nombre de paires d'électrons partagées, on distingue :

- Liaison simple : une seule paire d'électrons partagée → représentée par A-B

- Liaison double : deux paires d'électrons partagées $\rightarrow$ représentée par $A=B$
- Liaison triple : trois paires d'électrons partagées $\rightarrow$ représentée par $A\equiv B$

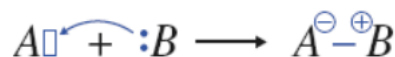
Chaque paire d'électrons correspond à une liaison covalente σ (sigma), tandis que les liaisons supplémentaires (dans les doubles et triples liaisons) sont des liaisons π (pi).

Exemple :

- O_2 : $O=O$ (liaison double)
- N_2 : $N\equiv N$ (liaison triple)

c. Liaison covalente dative :

Dans certains cas, la formation d'une interaction chimique ne dépend pas d'une répartition équilibrée des électrons entre deux atomes, mais du transfert d'une paire d'électrons par l'un des deux partenaires. L'un des atomes, identifié par B, a au minimum un doublet d'électrons non liants (indiqué par un tiret), alors que l'autre atome, dénommé A, possède une orbitale de valence vide, qui représente une absence d'électrons (illustrée par un rectangle vide). La liaison de coordination (aussi appelé liaison dative) est donc réalisée par le déplacement du doublet non partagé de l'atome B vers l'orbitale non occupée de A, ce qui stabilise le système comme illustré ci-dessous :



d. Liaison métallique :

La liaison métallique est le type d'interaction qui assure la cohésion interne des atomes dans un solide métallique. Dans ce modèle, les atomes du réseau cristallin participent à un ensemble commun d'électrons de valence, généralement décrits comme des électrons délocalisés ou libres. Ces derniers ne sont pas liés à un atome spécifique, mais ils se déplacent librement au sein de la structure tout en restant confinés dans le matériau. La délocalisation électronique permet au métal de transporter efficacement la chaleur et l'électricité, grâce au mouvement simple des électrons à travers le réseau d'ions métalliques chargés positivement.

Ainsi, un métal peut être décrit comme un assemblage régulier de cations métalliques plongés

dans un nuage électronique mobile, dont la dynamique collective est à l'origine de la haute conductivité et de la stabilité structurale des métaux (Fig.27).

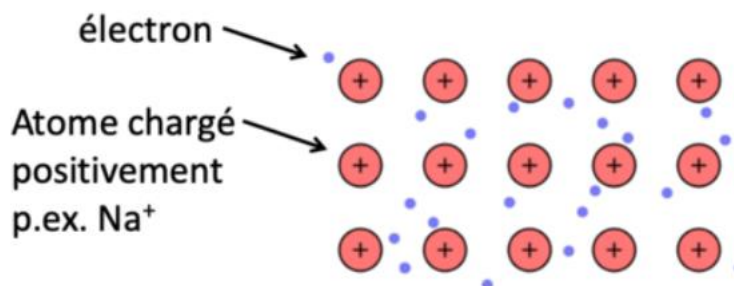


Figure.27. Liaison Métallique

e. Liaison ionique :

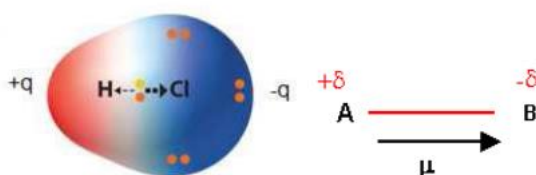
Selon la règle de l'octet, le cas de la liaison ionique est le plus facile à comprendre. Elle découle du déplacement intégral d'un ou plusieurs électrons d'un atome possédant une charge positive (habituellement un métal alcalin ou alcalino-terreux) vers un atome ayant une charge négative (fréquemment un halogène ou chalcogène). Ce transfert provoque la création d'ions de charges contraires : un cation et un anion, tous deux visant une configuration électronique stable semblable à celle du gaz noble le plus proche. La force principale de cohésion dans la liaison ionique provient de l'attraction électrostatique entre ces ions de charges opposées. Typiquement sous forme de sels solides, les composés ioniques qui se forment s'arrangent selon une structure cristalline régulière, caractérisée par un écart élevé d'électronégativité entre les éléments constitutifs.

VII.5. Polarisation d'une liaison :

La polarisation d'une liaison chimique résulte de la différence d'électronégativité entre les deux atomes impliqués. L'atome le plus électronégatif exerce une attraction plus forte sur le nuage électronique partagé, provoquant un déplacement partiel de la densité électronique vers lui. Bien que la molécule demeure globalement neutre (aucun transfert net d'électrons n'ayant lieu), elle présente une séparation partielle des charges, caractérisée par la formation de deux pôles : l'un légèrement positif ($+\delta$) et l'autre légèrement négatif ($-\delta$). Par convention, le symbole ($+\delta$) est attribué à l'atome le moins électronégatif, tandis que le symbole ($-\delta$) correspond à l'atome le plus électronégatif, responsable de l'attraction accrue des électrons.

VII.5.1. Moment dipolaire :

Le moment dipolaire est une caractéristique chimique qui indique la non-uniformité de la répartition des charges électriques au sein d'une molécule, il détermine globalement le caractère polaire d'une molécule. Le moment dipolaire électrique permanent (μ) de la molécule A-B est représenté par le vecteur qui va de l'extrémité négative du dipôle (B) à l'extrémité positive (A). On mesure son unité en Debye (D), où 1D équivaut à $3,33564 \times 10^{-30}$ coulomb mètre.



Le moment dipolaire est exprimé par la relation suivante :

$$\mu = \delta \cdot d$$

avec :

μ : Moment dipolaire en Debye(D)

δ : Charge électrique partielle partagée entre les deux atomes ($\delta < e$) en Coulomb (C)

d : Distance entre les deux noyaux ($\text{\AA}$)

VII.5.2. Caractère ionique partiel d'une liaison :

Dans une liaison polarisée, la formation d'une nature ionique est attribuée au transfert d'une charge partielle de l'atome donneur à l'atome capteur. La mesure de la polarisation de la liaison et de son caractère ionique est représentée par la quantité de charge électronique ainsi transférée.

Le pourcentage ionique est déterminé en se basant sur le quotient du moment dipolaire observé (provenant de la molécule réelle) et du moment dipolaire calculé (théorique), sous l'hypothèse d'un transfert complet de l'électron.

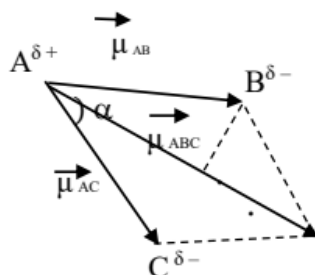
$$CIP = \frac{\mu_{\text{exp}}}{\mu_{\text{theo}}} \cdot 100$$

$$\mu_{\text{théo}} = e \cdot d$$

$$\mu_{\text{expérimental}} = \delta \cdot e \cdot d$$

VII.5.3. Cas d'une molécule polyatomique :

Soit la molécule ABC, A, B ont des électronégativités différentes, c'est à dire le déplacement de nuage électronique de A vers l'élément le plus électronégative B donc, apparition de charge partielle $\delta +$ sur A, et $\delta -$ sur B.



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

VII.6. Modèle des répulsion ou modèle VSEPR ou de Gillespie :

Le modèle de Lewis ne prend pas en considération la structure géométrique des molécules. Cependant, l'expérience démontre que les molécules possèdent une forme précisément définie. Le modèle de répulsion électrostatique des paires électroniques de valence (VSEPR en anglais, **V**alence **S**hell **E**lectron **P**air **R**epulsion) a été suggéré par différents auteurs tels que Sidgwick, Powell, Nyholm et Gillespie.

Selon le modèle VSEPR, on suppose que l'arrangement des atomes liés à un atome central A au sein d'une molécule se réalise en distribuant les paires d'électrons de valence de cet atome de manière à équilibrer mutuellement les répulsions électrostatiques entre ces paires. On appelle souvent les règles obtenues par ces modèles des règles de Gillespie.

VII .6.1. Règle de Gillespie :

Gillespie donne quelques règles pour l'orientation des liaisons dans une molécule autour d'un atome central :

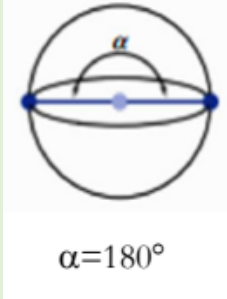
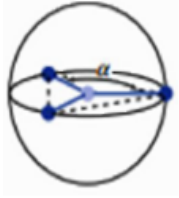
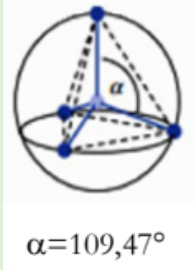
- Toutes les paires d'électrons, qu'elles soient liantes ou non, sont situées à une distance identique du noyau.
- On présume que ces paires étaient disposées à la surface d'une sphère dont le noyau occupe le centre,

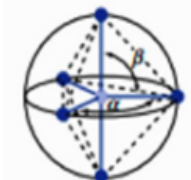
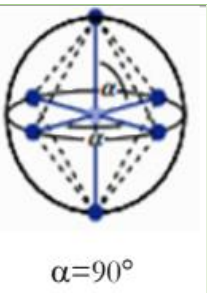
- Ces paires se repoussent l'une et l'autre, et sont disposées de manière à maximiser la distance entre elles afin de réduire les répulsions électroniques.
- La formulation de Gillespie est donnée par : $A X_m E_n$
Avec : m : le nombre d'atome X aux quels est liées l'atome central A et celui des entités non liantes E qu'il possède en propre.

VII.6.2. Géométries des édifices suivant V.S.E.P.R :

Nous allons présenter dans le tableau 6 la géométrie de certaines molécules en fonction de la somme m+n correspondant à la formule $A X_m E_n$:

Tableau .6. Géométrie des molécules selon la formule $A X_m E_n$:

Répulsion	$A X_m E_n$	n	n+m	Géométrie
 $\alpha=180^\circ$	AX_2	2	2	Linéaire
 $\alpha=120^\circ$	AX_3	3	3	Trigonal
	$AX_2 E_1$	2		En V
 $\alpha=109,47^\circ$	AX_4	4	4	Tétraèdre
	$AX_3 E_1$	3		Pyramide
	$AX_2 E_2$	2		En V

 $\alpha=120^\circ, \beta=90^\circ$	AX₅	5	5	Bipyramide
	AX₄ E₁	4		Bipyramide
	AX₃ E₂	3		En T
	AX₂ E₃	2		Linéaire
 $\alpha=90^\circ$	AX₆	6	6	Octaèdre
	AX₅ E₁	5		Pyramide
	AX₄ E₂	4		Carré

Exemple :

Quelle la géométrie de la molécule de NH₃ ?

- L'atome central de cette molécule est l'azote (N);
- Il est entouré de trois atomes d'hydrogène notés X₃ (m=3) ;
- Il possède un doublet non liant E (n=1) ;

On compte 4 doublets soit $p = m + n = 4$, la molécule de NH₃ est de structure AX₃ E₁. Sa géométrie est donc pyramidale à base triangulaire.

Exercices:

Exercice 1 :

Donner le diagramme de Lewis des composés suivants: HCl , HClO , HClO_2 , HClO_4 , H_3O , SO_3 , CO_3^{2-} , ClO_4^- , AlCl_4^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , N_3^- , NO_2^- , PCl_3 , PCl_5 , NH_3 , CO_2 , CO , NH_4^+ , SO_2 , HCN , ONCl , Cl_2CO .

Exercice 2 :

On donne les moments dipolaires expérimentaux et les pourcentages de caractère ionique des acides halogénés : D (Debye) : 1,82 ; 1,07 ; 0,79 ; 0,38. Les caractères en % : 16,7 ; 11 ; 6,8 ; 40,8. Attribuer en expliquant pour chaque molécule suivante : le moment dipolaire et le pourcentage de caractère ionique : HF ; HCl ; HBr ; HI .

Exercice 3 :

Dans la molécule d'eau, l'angle $\text{H}\hat{\text{O}}\text{H}$ a pour valeur expérimentale 105° .

1. Calculer le moment dipolaire de cette molécule, en considérons qu'il est égal à la somme vectorielle des moments dipolaires des deux liaisons O-H.
2. Calculer le pourcentage ionique de la liaison O-H.

On donne $\mu_{\text{O-H}} = 1,51 \text{ D}$ et $\angle \text{O-H} = 0,96 \text{ A}^\circ$.

3. Comparer les longueurs des liaisons ainsi que l'angle de liaison dans H S , H O .

Références bibliographiques :

- Support de cours de Chimie Générale ; Liaison chimique ; Pr. A. Gedeon et Pr. A. Kozak ; Faculté de médecine ; Université Pierre et Marie Curie, 2007
- P. Arnaud, Cours de Chimie générale, DUNOD, 2013
- J.R. Kotz-Treichel, Chimie générale, de boeck, 2006
- E. Flamand et J.L Allard, chimie générale,Modulo, 2004
- Flamand E. & Allard J.L., 2010- Chimie Générale. 3^{ème} édition. Groupe Modulo, Mont Royal (Canada), 391pp.
- Peter W. Atkins, Loretta Jones, Leroy Laverman, De Boeck Supérieur, Principes de chimie 10 avr. 2017 - 1088 pages.