

République Algérienne Démocratique et Populaire

وزارة التعليم العالي والبحث العلمي

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

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



Faculté de chimie

Département de Chimie Organique Industrielle

Polycopié de cours

Structure de la matière

REALISE par:

BOUKRAA YAMINA

MAITRE DE CONFERENCES B, à L'USTOMB

Année universitaire : 2017/2018

Avant-propos

Le présent polycopié de cours est destiné avant tout aux étudiants en sciences techniques (ST), sciences de la matière (SM), Hydraulique...(1^{re} année LMD ST et SM) Il s'adresse aussi aux étudiants qui reçoivent un enseignement général de chimie de différentes spécialités confondues.

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

Il porte essentiellement sur les notions fondamentales de la structure de la matière. Ce polycopié comprend six chapitres.

Le premier chapitre est consacré aux rappels de quelques notions fondamentales (les états de la matière les atomes, des molécules et les solutions)

Le deuxième chapitre traite les principaux constituants de la matière, donc de l'atome, de quelques propriétés physiques de la masse et de la charge.

Dans ce même chapitre, nous avons décrit les expériences qui ont mis en évidence : l'électron, le proton, le neutron (Expérience de Crookes, J.J.Thomson, Millikan, et de Goldstein) et la fin de ce chapitre concerne la structure de l'atome et les isotopes ainsi que leurs séparations et leurs stabilités.

Dans le troisième chapitre j'ai décrit le processus de la radioactivité, les réactions nucléaires, la loi de décroissance radioactive, etc....

Le quatrième chapitre décrit de façon, simple, claire et facile la structure électronique de l'atome et traite de la quantification de l'énergie dans le modèle semi-atomique (dualité onde-corpuscule de la lumière, spectre optique de l'hydrogène, modèles classiques de l'atome et les spectres des ions hydrogénoïdes)

Ce chapitre prépare la transition vers le modèle quantique de l'atome où est introduite une théorie nécessaire à la description rigoureuse des propriétés de l'atome, la mécanique ondulatoire, (hypothèse de Louis de De Broglie, principe d'incertitude d'Heisenberg, l'équation de Schrödinger et configurations électroniques)

Le cinquième chapitre est consacré à la classification périodique des éléments dans lequel, j'ai décrit le principe de la classification et la répartition du tableau périodique moderne (lignes et groupes), les familles chimiques, l'évolution et périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments (le rayon atomique, ionique, l'énergie d'ionisation, l'affinité électronique et l'électronégativité).

Le sixième chapitre est réservé à la liaison chimique dans le quel, différentes liaisons ont été traitées : covalente dans la théorie de Lewis, la liaison covalente polarisée, moment dipolaire et caractère ionique partielle de la liaison, géométrie des molécules : théorie de Gillespie ou VSEPR, la liaison chimique dans le modèle quantique: théorie des orbitales moléculaires (méthode LCAO), formation et nature des liaisons et diagramme énergétique des molécules. L'étude des molécules polyatomiques ou théorie de l'hybridation des orbitales atomiques est présentée de façon simple est claire. Les notions de chaque chapitre sont illustrées par des exemples.

Ce polycopié de cours représente une synthèse d'expérience en tant qu'enseignante de cours de structure de la matière que j'ai assuré au sein de plusieurs départements à l'université de l'USTO (Technologie, ST, SM).

Dr. Boukraa Yamina, MCB

TABLE DES MATIÈRES

TABLE DES MATIÈRES

Avant-propos	1
Table des matières	3
Introduction	12
CHAPITRE I: NOTIONS FONDAMENTALES	14
I-1-Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière.....	15
I-1-1 Les états de la matière.....	15
I-1-1-a Les solides	15
I-1-1-b Les liquides	15
I-1-1-c Les gaz:.....	15
I-1-2 Les grandeurs caractéristiques de la matière et de ses états.....	15
I-1-2-1 Le volume et la masse	15
I-1-2-2 La pression et la température	16
I-2-1 Les différents changements d'état.....	16
I-2-2 Les caractéristiques des changements d'état.....	16
I-2-2-1 La fusion.....	17
I-2-2-2 La solidification.....	17
I-2-2-3 La sublimation.....	17
I-2-2-4 La liquéfaction.....	17
I-2-2-5 La vaporisation.....	17
I-3- Notion d'atome	17
I-3-a Structure de l'atome.....	17
I-3-b Caractéristiques de ces particules	18
I-3-1 Molécules.....	18
I-3-2 Mole.....	18
I-3-3 Nombre d'Avogadro N_A	19
I-4- Unité de masse atomique (uma).....	19
I-4-1 Masse molaire atomique.....	19
I-4-2 Masse molaire moléculaire.....	19
I-4-3 Le volume molaire	19
I-5-Lois pondérales:	20
I-5-1 Loi de LAVOISIER	20
I-5-2 loi des proportions définies (loi de PROUST).....	21
I-5-3 Loi de proportion multiple	21
I-5-4 L'hypothèse atomique de Dalton et ses conséquences :	21
Une première vision de l'atome	21

TABLE DES MATIERES

I-6- Aspect qualitatif de la matière	22
I-6-1 Les corps purs:	22
I-6-2 Les corps purs simples	22
I-6-3 Les corps purs composés.....	22
I-6-4 Les mélanges	22
I-6-4-1 Les mélanges liquide-liquide	22
I-6-4-2 Mélange hétérogène	23
I-6-4-2 Les mélanges liquide-solide.....	23
I-6-5-Les solutions	24
I-6-5-1 Le solvant	24
I-6-5-2 Le soluté	24
I-6-6 Solution aqueuse	24
I-6-6-1 Solution aqueuse, soluté et solvant	24
I-6-6-2 Saturation d'une solution	24
I-6-6-3 Dilution d'une solution.....	25
I-7- Aspect quantitative de la matière	25
I-7-1 Quantité de matière	25
I-7-2 Nombre de mole	25
I-7-3 Concentration molaire ou molarité.....	26
I-7-4 Molalité	26
I-7-5 Concentration massique (Concentration pondérale)	26
I-7-6 Fraction pondérale ou massique.....	26
I-7-7 Titre	27
I-7-8 La fraction molaire x_i	27
I-7-9 Concentration normale ou Normalité.....	27
I-7-10 Masse volumique.....	28
I-7-11 Densité.....	28
I-7-11-1 Densité d'un liquide.....	29
I-7-12 Les lois des solutions diluées : Lois de Raoult.....	29
I-7-12-1 Ebulliométries (1ère Loi de Raoult).....	29
I-7-12-2 Cryométrie (2ème Loi de Raoult)	29
CHAPITRE II: PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE.....	30
II-1 Introduction :.....	31
II-2 Expérience de Faraday : relation entre la matière et l'électricité.....	31
II-2-1 La découverte de l'électron	31
II-3 Mise en évidence des constituants de la matière et donc de l'atome et quelques propriétés physiques (masse et charge).....	32
II-3-1 Electron:.....	32
II-3-1-1 Expérience de Crookes et caractéristiques des rayonnements cathodiques.....	32
II-3-1-2 Expérience de J.J.Thomson : Détermination du rapport e/m_e	33

TABLE DES MATIERES

II-3-1-3 Expérience de Millikan : Détermination de la charge $ e $ de l'électron et déduction de sa masse.....	35
II-3-2 Proton:.....	36
II-3-3 Neutron:	37
II-3-3-1 expérience de Chadwick : mise en évidence du neutron existant dans le noyau	37
II-4 Modèle planétaire de Rutherford.....	38
II-4-1 Découverte Du noyau	38
II-4-1-1 Expérience de la feuille d'or	38
II-5 Présentation de l'atome.....	39
II-5-1 L'atome	39
II-5-1-1 Nomenclature:.....	39
II-5-2 Caractéristiques de l'atome	40
II-6 Isotopie et abondance relative des différents isotopes	40
II-6-1 Les isotopes.....	40
II-6-1-1 L'abondance naturelle des isotopes (AN).....	41
II-7 Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique et de la masse moyenne d'un atome :.....	41
II-7-1 Spectrométrie de masse.....	41
II-7-1-1 Description d'un spectromètre de masse	42
II-7-1-1-1 Spectrographe de Bainbridge.....	42
II-8 Energie de liaison d'un noyau.....	43
II-8-1 Défaut de masse d'un noyau	43
II-8-2 L'énergie de liaison.....	44
II-8-3 Energie de cohésion des noyaux	45
II-7-3-1 Unité de l'énergie de cohésion.....	45
II-9 Stabilité des noyaux : Détermination de l'énergie de cohésion par nucléon	46
II-9-1 L'énergie de liaison par nucléon.....	46
II-9-1-1 Variation de l'énergie de liaison par nucléon avec le nombre de masse A: La courbe d'Aston	46
II-9-1-2 Stabilité et nombre de nucléons : courbe nombre de neutrons = f (Z : nombre de protons).....	47
CHAPITRE III: RADIOACTIVITE-REACTIONS NUCLEAIRES	49
III-Introduction	50
III-1 Radioactivité naturelle	50
III-2 Loi de Soddy et Fajans.....	50
III-3 Rayonnements radioactifs :.....	50
III-3-1 Rayonnement α	50
III-3-2 Rayonnement β^-	51

TABLE DES MATIERES

III-3-3 Rayonnement β^+	51
III-3-4 Rayonnement γ	51
III-5-1 Transmutation par Hélium.....	53
III-5-1-1 Libération de proton : réaction (α , p).....	53
III-5-1-2 Libération de neutrons : réaction (α , n)	53
III-5-1-3 Réaction sans capture	53
III-5-1-4 Transmutation par Capture de protons	54
III-5-1-4-1 Emission d'hélium : réactions (p, α).....	54
III-5-1-4-2 Emission de neutrons : réactions (p, n).....	54
III-5-1-4-3 Réaction (p, D)	54
III-5-1-5 Transmutation par neutrons :.....	54
III-5-1-5-1 Captures de neutrons :.....	54
III-5-1-5-2 Emission de protons : Réactions (n, p).....	54
III-5-1-5-3 Réaction de fission nucléaire.....	54
III-5-1-6 Réaction de Fusion nucléaire	55
III-6 Cinétique de la désintégration radioactive :	56
III-6-1 Loi de décroissance radioactive.....	56
III-6-2 La constante radioactive λ	57
III-6-3 Activité radioactive A.....	57
III-6-4 La période radioactive ou temps de demi vie T (ou $t_{1/2}$)	57
III-7 Applications de la radioactivité :	58
III-7-1 Principe de la datation	59
III-8 Dangers de la radioactivité.....	59
CHAPITRE IV: STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME.....	60
IV-1 Introduction	61
IV-2 Dualité onde-corpuscule.....	61
IV-2-1 Aspect ondulatoire de la lumière: onde électromagnétique ou lumineuse et spectre électromagnétique	61
IV-2-2 Aspect corpusculaire de la lumière	63
IV-2-2 -1 Effet photoélectrique	63
IV-3 Interaction entre la lumière et la matière.....	65
IV-3-1 Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène	66
IV-3-2 Relation empirique de Balmer-Rydberg.....	67
IV-3-3 La formule de RITZ-RYDBERG	67
IV-3-4 Notion de série de raies	68
IV-4 Modèle classique de l'atome	69
IV-4-1 Modèle de Rutherford	69
IV-4-1-1 Application à l'atome d'hydrogène.....	69
IV-4-2 Modèle atomique de Bohr : atome d'hydrogène.....	70

TABLE DES MATIERES

IV-4-2-1 Les postulats de Bohr	71
IV-4-2-2 Rayon des orbites stationnaires	72
IV-4-2-3 Energie de l'électron sur une orbite stationnaire	73
IV-4-2-4 Quantification de l'énergie de l'atome d'hydrogène	75
IV-4-2-5 Applications aux hydrogénoïdes	76
IV-4-2-6 Insuffisance du modèle de Bohr	77
IV-5 L'atome d'hydrogène en mécanique ondulatoire	78
IV-5-1 Dualité onde-corpuscule et relation de De Broglie	78
IV-5-2 Principe d'incertitude d'Heisenberg	79
CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS	82
V-1 Classification périodique de D. Mendeleïev	83
V-2 Principe de la classification périodique	83
V-3 Description des lignes (périodes)	83
V-4 Analyse du tableau périodique	84
V-4-1 Blocs des groupes	84
V-4-2 Description des colonnes (groupes chimiques)	85
V-4-2-1 Sous groupes A	85
V-4-2-2 Sous groupes B	85
V-4-3 Famille des groupes	86
V-5 Evolution périodique de quelques propriétés	87
V-5-1 Rayon atomique (rayon covalent r_c)	87
V-5-2 Le rayon ionique	88
V-5-3 Energie d'ionisation (E_I)	89
V-5-4 Affinité électronique	90
V-5-5 L'électronégativité	91
V-5-5-1 Echelle de MILLIKAN	91
V-5-5-2 Echelle de PAULING	91
V-5-5-3 Echelle d'ALLRED-ROCHOW	92
V-6 Calcul de l'énergie des polyélectroniques par la règle de Slater	93
V-6-1 Généralités sur la méthode de Slater	93
V-6-2 Calcul de la charge effective	93
V-6-2-1 Exemples de calculs de charges effectives	94
V-7 Application au calcul de l'énergie d'atomes légers polyélectroniques (non-hydrogénoïdes)	95
V-7-1 Généralités	95
V-7-2 Calcul des énergies d'ionisation	96
CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES	97

TABLE DES MATIERES

Introduction.....	98
VI-1 Conception classique de la liaison atomique	98
VI-1-1 Couche de valence	98
VI-2 Les différents types de liaisons	99
VI-2-1 La liaison covalente.....	99
VI-2-2 La liaison dative	99
VI-2-3 La liaison ionique	99
VI-2-4 La liaison polaire	100
VI- Diagramme de LEWIS	101
VI-1 Diagramme de Lewis des molécules	101
VI-1-1 Règle de l'octet.....	101
VI-2 Diagramme de LEWIS des ions moléculaire.	102
VI-3 Moment dipolaire et caractère ionique partielle de la liaison	102
VI-4 Géométrie des molécules : théorie de Gillespie ou VSEPR.....	103
VI-4-1 Principe de la méthode :	104
VI-4-1-1 Molécules de type AX_n avec liaisons simples.....	104
VI-4-1-2 Molécules de type AX_n avec liaisons multiples.	105
VI-4-1-3 Molécules de types AX_nE_p	106
VI-5 La liaison chimique dans le modèle quantique :	108
VI-5-1 Principe.....	108
VI-5-2 Formation et nature des liaisons :.....	108
VI-5-2-1 liaison σ	108
VI-5-2-2 liaison π	109
VI-6 Théorie des orbitales moléculaires (T.O.M) (méthode LCAO)	111
VI-6-1 Principe.....	111
VI-6-2 Aspect énergétique	112
VI-6-2 Recouvrement des orbitales atomiques	112
VI-6-3 Ordre de liaison	113
VI-6-4 propriétés magnétiques.....	114
VI-7 Diagramme des niveaux d'énergie	114
VI-8 Théorie de l'hybridation des orbitales atomiques	118
VI-8-1 Principe d'hybridation.....	118
VI-8-2 Les différents types d'hybridation.....	119
VI-8-2-1 L'hybridation sp	119
VI-8-2-2 L'hybridation sp^2	120
VI-8-2-3 L'hybridation sp^3	122
Références bibliographiques	123

TABLE DES MATIERES

Annexes	125
Annexe 1 Constantes physique fondamentales	126
Annexe 2 Constantes physiques SI	127
Annexe 3 Les unités de base du SI.....	128
Annexe 4 Tableau périodique des éléments	134
Annexe 5 Configurations électroniques des éléments.....	135
Annexe 6 Symbole et nom des éléments.....	136
Annexe 7 Les valeurs des premières énergies d'ionisation des éléments en eV	137
Annexe 8 Les valeurs des rayons covalents des éléments chimiques	138
Annexe 9 Les valeurs de l'électronégativité des éléments chimiques de l'échelle Pauling.....	139

INTRODUCTION

Introduction

L'objet de la chimie générale et précisément la structure de la matière consiste en l'étude des notions de chimie qui permettent de décrire sommairement la composition de la matière et de comprendre la nature des réactions chimiques. Ces notions qui permettent de prédire la plupart des propriétés des atomes et la manière dont ils s'associent pour former des molécules, et parmi ces notions c'est surtout la distribution des électrons autour du noyau atomique qui détermine les propriétés des atomes.

Le domaine de la chimie générale est très vaste et composé de divers sujets. Ces concepts sont souvent abstraits et il est important de faire exposer graduellement le contenu de ce polycopié afin de faire ressortir les liens qui les unissent. Ce polycopié de cours réunit l'essentiel des notions fondamentales de la chimie pour donner un bon aperçu sur le premier modèle atomique et les travaux qui lui ont donné naissance. La présentation du modèle atomique moderne et les propriétés des éléments qui en découlent ont été décrit avec des explications et précisions de certaines notions. Dans ce polycopié on traite le développement de la théorie électromagnétique de la lumière, puis de l'hypothèse de son caractère discontinu.

Les connaissances sur l'arrangement électronique des atomes découlent de la théorie électromagnétique de la lumière puis de l'hypothèse de son caractère discontinu.

La relation entre le rayonnement électromagnétique émis par des atomes et l'énergie des électrons qui les composent a conduit ensuite N. Bohr à émettre l'hypothèse de la discontinuité des niveaux d'énergie: les électrons suivent des orbites fixes. Il est possible d'associer un rayonnement électromagnétique à l'énergie des électrons, puisque leur distance précise du noyau atomique pouvait être calculée à partir de leur énergie. Le

Le modèle de Rutherford, selon lequel les électrons ont des orbites aléatoires, est alors abandonné.

Avec l'hypothèse de Broglie selon laquelle des particules matérielles présentent un caractère ondulatoire, le modèle de Bohr déboucha sur la théorie quantique de l'atome.

La dualité onde-corpuscule de l'électron conduit à l'équation de Schrodinger, équation de la théorie quantique.

Le concept d'orbitale, qui représente les régions de probabilité de trouver l'électron, a émergé de cette théorie.

INTRODUCTION

Désormais, on ne décrit plus l'électron seulement comme une particule: on lui attribue aussi des caractéristiques ondulatoires; on peut l'associer à un nuage électronique de densité variable.

La résolution de l'équation de Schrodinger a aussi débouché sur les nombres quantiques qui donnent des informations précises sur l'état d'un électron, désigné par l'état quantique. La distribution des électrons dans des cases quantiques ordonnées selon leur niveau d'énergie, eux-mêmes dépendant des valeurs des nombres quantiques ont été décrit par un système simple

Il en découle des expressions des configurations électroniques propres à chaque élément, à partir desquelles on peut prédire un grand nombre de propriétés.

La structure électronique d'une espèce chimique, élaborée à partir du modèle atomique a été donné clairement dans ce polycopié. La description des différents modèles de liaisons chimiques a été élaborée à partir du modèle atomique moderne. La théorie de l'hybridation des orbitales atomiques est expliquée de façon simple, claire et facile

CHAPITRE I: NOTIONS FONDAMENTALES

I-1-Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière

La matière est la substance qui compose tout corps ayant une réalité tangible. La matière est tout ce qui possède une masse et occupe un espace. Ainsi, en physique, tout ce qui a une masse est de la matière. Tous les objets, l'air, l'eau, l'huile... sont de la matière, ce sont des corps. Ces corps peuvent exister sous différents aspects appelés états physiques de la matière. Ils peuvent être solides, liquides, gazeux suivant la plus ou moins grande cohésion des molécules qui les constituent

I-1-1 Les états de la matière

Du point de vue macroscopique les états de la matière sont :

L'état solide, l'état liquide et l'état gazeux

I-1-1-a Les solides : Ils ont une forme qui peut changer quand on exerce une pression sur eux. Les solides ont une forme propre car, si l'on exerce aucune action sur eux, ils conservent la même forme.

I-1-1-b Les liquides : Ils n'ont pas de forme propre, ils prennent toujours la forme du récipient dans lequel ils se trouvent. Leur surface libre au repos est plane et horizontale.

I-1-1-c Les gaz : Les gaz n'ont pas de forme propre. Ils occupent tout le volume qui leur est offert.

I-1-2 Les grandeurs caractéristiques de la matière et de ses états

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

I-1-2-1 Le volume et la masse

Le volume et la masse sont deux grandeurs caractéristiques d'un corps. La place prise par chaque corps, c'est-à-dire l'espace occupé, est déterminée par une mesure du volume alors que la lourdeur ou la légèreté d'un corps est déterminée par sa masse.

I-1-2-1-a Le volume : Détermine la place occupée par un corps.

Symbole de la grandeur : V. Unité : le mètre cube de symbole m^3 (Système métrique international), mais aussi le litre (l ou L). Appareil de mesure : récipient gradué

La mesure d'un volume d'un solide dépend de la forme du solide. S'il possède une forme géométrique connue, on peut directement utiliser les formules mathématiques pour déterminer son volume. En revanche, si le solide possède une forme quelconque, on utilise des récipients gradués (éprouvette contenant un liquide). Le volume du

CHAPITRE I: NOTIONS FONDAMENTALES

solide correspond alors au volume du liquide contenant le solide (V_2) diminué du volume du liquide seul (V_1).

I-1-2-1-b La masse : La masse d'un corps, qu'il soit solide ou gazeux, mesure sa quantité de matière

Symbole de la grandeur : m. Unité : le kilogramme de symbole kg (Système métrique international). Appareil de mesure : balance.

I-1-2-2 La pression et la température

I-1-2-2-a La pression : notée p, correspond au rapport d'une force (F) sur l'aire de la surface (S) sur laquelle elle s'applique.

Symbole de la grandeur : p. Unité : le pascal de symbole Pa (Système métrique international). Appareil de mesure : manomètre, baromètre...

I-1-2-2-b La température : correspond au degré d'agitation des molécules. Plus la température est élevée, plus les molécules sont agitées et plus elles se dispersent, augmentant le désordre moléculaire. La température ambiante est la température de l'environnement.

Symbole de la grandeur : T. Unité : le kelvin de symbole K (Système métrique international). Echelles plus anciennes : échelles Celsius et Fahrenheit. Appareil de mesure : thermomètre

I-2-Changement d'état de la matière

I-2-1 Les différents changements d'état

Un corps peut passer d'un état à un autre suivant un processus que l'on nomme changement d'état. Les changements d'état peuvent s'effectuer en influant sur la température ou sur la pression, voire sur les deux.

Exemples :

La solidification, opération au cours de laquelle un liquide passe à l'état solide, peut se faire par refroidissement, par augmentation de la pression, ou bien par une combinaison des deux. La vaporisation consiste à passer de l'état liquide à l'état gazeux, peut s'effectuer de manière rapide avec formation de bulles ou alors de manière lente sans formation de bulles.

I-2-2 Les caractéristiques des changements d'état

Lors d'un changement d'état d'un corps, il y a conservation de la masse mais pas du volume. Durant ce changement d'état, les molécules sont conservées ; seul leur agencement les unes par rapport aux autres est modifié.

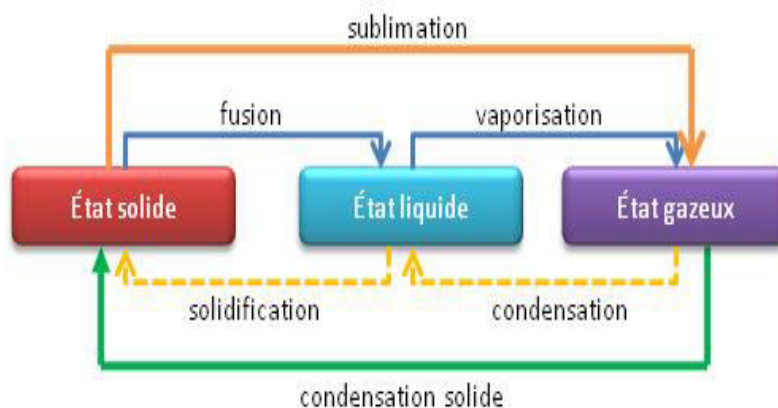


Figure I-1: Schéma de variation de l'état de matière

I-2-2-1 La fusion est le passage de l'état solide vers l'état liquide.

Exemple: laisser fondre un glaçon.

I-2-2-2 La solidification est le passage de l'état liquide à solide.

Exemple: l'eau qui se transforme en glaçon dans le congélateur.

I-2-2-3 La sublimation est le passage de l'état solide à gazeux et inversement. La glace peut s'évaporer de la même façon que l'eau.

I-2-2-4 La liquéfaction est le passage de l'état gazeux à l'état liquide.

La condensation est une liquéfaction sous forme de gouttelettes.

Exemples : l'eau qui chauffe dans une casserole, la buée sur les vitres.

I-2-2-5 La vaporisation est un phénomène général du passage de l'état liquide à l'état gazeux.

I-3- Notion d'atome

Le mot **atome** vient du grec *atomos* qui signifie indivisible, insécable. L'atome est une notion ancienne datant du 3^{ème} siècle avant J.-C., développée par Démocrite et Leucipe de Milet. Repris par Dalton, c'est au cours du XIX^{ème} siècle que s'est précisée la notion d'atome et il faut attendre le début du XX^{ème} siècle pour avoir les premières notions sur sa structure : celle d'un noyau atomique entouré d'un nuage électronique.

I-3-a Structure de l'atome

L'atome est constitué de deux parties :

- le noyau contenant des neutrons (électriquement neutres) et des protons (chargés positivement) : le noyau est donc globalement chargé positivement.

CHAPITRE I: NOTIONS FONDAMENTALES

- Le cortège électronique formé d'électrons (chargé négativement) en mouvement autour du noyau.

I-3-b Caractéristiques de ces particules

Le tableau suivant permet de comparer ces différentes caractéristiques :

Tableau I-1 : Caractéristique de l'atome

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

I-3-1 Molécules

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

Exemple :

- La molécule d'eau contient 2 atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène.

Sa formule chimique qui la caractérise est H_2O

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

I-3-2 Mole

La mole est la quantité de matière d'un système contenant N entités identiques. Elle est aussi définie comme le nombre d'atomes de carbone 12 contenu dans 12 g de carbone 12. Une mole d'atome correspond à $6,023 \times 10^{23}$ atomes,

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

Exemple: Déterminer le nombre d'atomes contenu dans 12g de carbone 12, sachant que la masse d'un atome de carbone 12 est de $1,9926 \times 10^{-26} \text{Kg}$ (cette masse est déterminée à l'aide d'un spectromètre de masse).

Solution :

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

$$1,9926 \times 10^{-23} \text{g} \rightarrow 1 \text{ atome}$$

CHAPITRE I: NOTIONS FONDAMENTALES

12g de ^{12}C \rightarrow N atomes \Rightarrow N atomes de C = $\frac{12}{1,9926 \cdot 10^{-23}} = 6,023 \times 10^{23}$ atomes
qui est égale à une mole

I-3-3 Nombre d'Avogadro N_A

Le nombre d'atomes dans une mole est appelé Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$ atomes

I-4- Unité de masse atomique (uma)

L'unité de masse atomique est le 1/12 de la masse d'un atome de carbone 12.

$$1\text{uma} = \frac{1}{12} m(^{12}_6\text{C}) = \frac{1}{12} \times \frac{M(^{12}_6\text{C})}{N_A} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = \frac{1}{N_A} = \frac{1}{6,023 \times 10^{23}} = \\ 1,6605 \times 10^{-24} \text{g} = 1,6605 \times 10^{-27} \text{Kg}$$

I-4-1 Masse molaire atomique

Est la masse d'une mole d'atomes de l'élément. Car les masses des atomes sont toutes très petites (entre 10^{-24} et 10^{-26} kg)

Exemple :

Calcule de la masse atomique du sodium Na

Sachant que la masse de l'atome de sodium est de $3,8 \times 10^{-23}$ g

$$\Rightarrow M(\text{Na}) = m(\text{atome de sodium}) \times N_A = m \times N_A = 3,8 \times 10^{-23} \times 6,023 \times 10^{23} \\ = 22,8874 \approx 23 \text{ g.}$$

I-4-2 Masse molaire moléculaire

Puisque 1 molécule d'eau renferme un 1 atome d'oxygène et 2 atomes d'hydrogène, pour réaliser 1mole de H_2O , il faut : 1 mole d'atomes d'oxygène et 2 moles d'atomes d'hydrogène, en conséquence, La masse molaire moléculaire de la molécule H_2O est la somme de la masse molaire atomique de l'oxygène et 2 fois la masse molaire atomique de l'hydrogène

$$MM(\text{H}_2\text{O}) = MM(\text{O}) + 2 MM(\text{H}) = 16 + 2 \cdot 1 = 18 \text{ g/mole}$$

I-4-3 Le volume molaire

Le volume molaire V_m d'un gaz est le volume qu'occupe toujours une mole de ce gaz dans des conditions définies de température et de pression.

CHAPITRE I: NOTIONS FONDAMENTALES

Les conditions de Température et de Pression définies sont les conditions Normales de Température et de Pression (CNTP)

$$T = 0\text{ }^{\circ}\text{C}, P = 1\text{ atm} ; V_m = 22,4\text{ l.mol}^{-1}$$

Les conditions Standards de Température et de Pression (CSTP)

$$T = 25^{\circ}\text{C}, P = 1\text{ atm} ; V_m = 24,79\text{ l.mol}^{-1}$$

Exemples :

Une mole de O_2 ou de CO_2 occupera toujours un volume de 22,4 L dans les conditions NTP et un volume de 24,79 L dans les conditions STP.

I-5-Lois pondérales:

Lois pondérales de la chimie sont les lois relatives aux pesés et par conséquent à la masse

I-5-1 Loi de LAVOISIER

C'est les lois de la conservation des matières. Il est à l'origine une étude quantitative de toute réaction chimique. Il développe l'étude des bilans massiques des réactions chimiques grâce à des pesés des réactifs et des produits. Cette loi annonce que la masse totale des produits formés est égale à la masse totale des réactifs consommés

Réactifs \rightarrow Produits

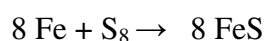
$$\sum \text{de la masse des réactifs} = \sum \text{de la masse des produits}$$

-Dans une réaction chimique, les éléments se conservent et la masse des réactifs disparus est égale à la masse des produits formés.

Exemple :

Une équation chimique doit donc toujours être pondérée (bien équilibrée) pour traduire correctement le phénomène chimique réel.

Réactifs (R) \rightarrow Produit (formé) (P)



soit 8 atomes de Fe et 8 atomes de S associés d'une certaine façon donnent toujours 8 atomes de Fe et 8 atomes de S mais associés autrement

CHAPITRE I: NOTIONS FONDAMENTALES

I-5-2 loi des proportions définies (loi de PROUST)

Lorsque des corps simples s'unissent pour former un corps composé défini, le rapport entre les masses de chaque réactif qui ont été consommées dans la réaction chimique est constant.

Exemple :

Masse avant réaction(g)		Masse après réaction(g)		
Magnésium	Oxygène	Oxygène	Magnésium	Produit de réaction
50	32,9	-	-	82,9
70	46,1	-	-	116,1

$$\frac{\text{masse de magnésium consommé}}{\text{masse d'oxygène consommé}} = 1,52$$

I-5-3 Loi de proportion multiple

Lorsque deux corps simples peuvent former plusieurs composés. Les masses de l'un des constituants s'unissent à une même masse de l'autre sont toujours dans des rapports des nombres entiers

Exemple :

Masse avant réaction(g)		Masse après réaction(g)	Rapport des masses(g)
Magnésium	Oxygène	Produit de réaction	d'oxygène
50	66,7	116,67	66,67/66,67 =1
50	133,33	183,33	133,33/66,7 =2

I-5-4 L'hypothèse atomique de Dalton et ses conséquences :

Une première vision de l'atome

Toute matière est constituée de particules élémentaires indivisibles lors des transformations chimiques. Ces particules macroscopiques simples, qui ne peuvent être fractionnées indestructibles, sont appelées atomes. De cette hypothèse découle la première théorie atomique et qui a donné plusieurs propositions :

Tout les corps sont constitués d'atomes

IL existe divers sorte d'atomes et par conséquent l'apparition de la notion d'élément (H pour l'hydrogène, C pour le carbone ...)

CHAPITRE I: NOTIONS FONDAMENTALES

I-6- Aspect qualitatif de la matière

I-6-1 Les corps purs: Le corps contient un seul type de constituant.

Un corps est dit pur lorsqu'il est constitué d'une seule sorte de molécules

Exemple : l'eau distillée (ou déminéralisée) est un corps pur car elle est constituée uniquement de molécules d'eau (H_2O).

Parmi les corps pur, une distinction est faite entre les corps purs simples et les corps purs composés.

I-6-2 Les corps purs simples: un corps pur simple est constitué de molécules formées d'atomes identiques.

Exemple : Le dioxygène (O_2) formé de deux atomes d'oxygène et le diazote (N_2) formé de deux atomes d'azote sont des corps purs simples.

I-6-3 Les corps purs composés: un corps pur composé est constitué de molécules formées d'atomes différents.

Exemple : L'eau distillée, corps pur contenant des molécules composées de deux types d'atomes (hydrogène et oxygène) est un corps pur composé.

I-6-4 Les mélanges

Si après agitation, les corps ne peuvent pas être distingués les uns des autres, le mélange est dit : mélange homogène c'est une solution homogène.

Si après agitation, les corps mis en présence peut-être distingués les uns des autres, le mélange est hétérogène

I-6-4-1 Les mélanges liquide-liquide

I-6-4-1-1 Mélange homogène

I-6-4-1-1-1 La miscibilité

Quand les liquides mis en présence se mélangent, c'est-à-dire quand ils ne se distinguent plus les uns des autres, il y a une seule phase, le mélange est dit homogène. Les liquides sont alors miscibles entre eux

Exemple : L'eau et le vinaigre,

CHAPITRE I: NOTIONS FONDAMENTALES

I-6-4-2 Mélange hétérogène

Quand les liquides ne se mélangent pas entre eux, c'est-à-dire lorsqu'ils se distinguent les uns des autres, il y a plusieurs phases, le mélange est dit hétérogène. Les liquides sont dits non miscibles entre eux

Exemple : L'eau et l'huile ou bien encore l'huile et le vinaigre ne sont pas miscibles entre eux. Dans ce cas, on observe très souvent avant la séparation des deux liquides une émulsion, c'est-à-dire des gouttelettes d'un liquide dans un autre liquide.

I-6-4-2 Les mélanges liquide-solide

I-6-4-2-1 La dissolution

Un solide mis dans un liquide donne après agitation soit une seule phase, soit deux phases.

Lorsque le solide ne se distingue plus du liquide, il y a une seule phase. Le mélange est, homogène c'est une. Le solide s'est dissous dans le liquide. Dans ce cas, le solide est appelé soluté et le liquide est appelé solvant. Si le liquide est l'eau, la solution est dite aqueuse.

Exemple : Le sel qui se dissout dans l'eau permet, après mélange, d'obtenir une solution aqueuse saline.

Lorsqu'il y a une phase solide et une phase liquide. Le solide ne s'est pas dissous dans le liquide. Le mélange est hétérogène

Exemple : le sable ne se dissout pas dans l'eau.

Ce n'est pas parce qu'un solide se dissout dans un liquide qu'il va se dissoudre dans un liquide différent.

Exemple: le sel se dissout bien dans l'eau, il ne se dissout pas dans l'huile.

I-6-4-3 Les autres mélanges

I-6-4-3-1 Les mélanges solide-solide

Les solides ne se mélangent pas entre eux, ils peuvent toujours être distingués les uns des autres. Ceci s'explique par le fait que, dans les solides, les molécules sont fortement liées.

I-6-4-3-2 Les mélanges gaz-gaz

Les gaz se mélangent toujours entre eux dans la mesure où leurs molécules ne sont pas liées.

Exemple : L'air sec est un mélange de 78% de diazote (N_2), 21% de dioxygène (O_2) et de 1% d'autres gaz (dioxyde de carbone (CO_2), méthane (CH_4), ozone (O_3)...).

CHAPITRE I: NOTIONS FONDAMENTALES

I-6-5-Les solutions

Une solution est un mélange liquide homogène dans lequel un des constituants (le solvant) est en gros excès par rapport aux autres constituants du mélange (les solutés).

Les quantités de chacune des espèces chimiques présentes dans une solution sont caractérisées par leur concentration : il s'agit alors le plus souvent de la quantité de matière par unité de volume

I-6-5-1 Le solvant est toute substance liquide qui a le pouvoir de dissoudre d'autres substances.

I-6-5-2 Le soluté est une espèce chimique (moléculaire ou ionique) dissoute dans un solvant.

Le solvant est toujours en quantité très supérieure au(x) soluté(s).

I-6-6 Solution aqueuse

Le mélange homogène, solvant et soluté, est appelé solution aqueuse si le solvant est l'eau.

I-6-6-1 Solution aqueuse, soluté et solvant

La substance en question est qualifiée de soluté et l'eau est qualifiée de solvant. Lorsque l'on atteint la limite à la quantité de soluté que l'eau peut dissoudre, on parle de solution aqueuse saturée.

Parmi les solutions aqueuses les plus simples et les plus connues, on peut citer l'eau sucrée. Dans ce cas, le soluté est tout simplement constitué de sucre. L'eau minérale est également une solution aqueuse dans laquelle les solutés sont les sels minéraux : calcium, potassium, magnésium, etc.

I-6-6-2 Saturation d'une solution

Dans le cas des solutions donc des mélanges homogènes, il existe une quantité limitée à partir de laquelle le solide ne peut plus se dissoudre dans le liquide, c'est la limite de solubilité. La solution est alors une solution saturée.

Exemple : la limite de solubilité du sucre dans l'eau est de 2000g/L à 20°C. Cela signifie qu'à 20°C, on peut dissoudre jusqu'à 2000 g de sucre dans un litre d'eau.

Cette limite de solubilité peut être repoussée en chauffant la solution. Ainsi, à 80°C, la limite de solubilité du sucre est repoussée à 4000 g/L.

I-6-6-3 Dilution d'une solution

Diluer une solution, c'est obtenir une nouvelle solution moins concentrée que la solution initiale, en ajoutant du solvant. La solution initiale se nomme solution mère et la solution diluée se nomme la solution fille. Au cours d'une dilution, la quantité de matière de l'espèce chimique dissoute ne varie pas : $n_{mère} = n_{fille}$ avec: $n_{mère} = c_0V_0$;

$$n_{fille} = c_1V_1 \Rightarrow c_0V_0 = c_1V_1$$

On appelle aussi la dilution le fait de diminuer la valeur de la concentration d'un constituant d'une solution en ajoutant à cette solution soit un certain volume de solvant pur, soit une certaine quantité d'une autre solution moins concentrée

Exemple : Pour préparer un volume $V_1 = 100\text{ml}$ d'une solution d'hydroxyde de potassium de concentration de $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$ à partir d'une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$, il faut prélever un volume V_0 de la solution initiale ou mère

$$n_0 = n_1 \Rightarrow V_0C_0 = V_1C_1 \Rightarrow V_0 = \frac{V_1C_1}{C_0} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 100 \cdot 10^{-3}}{5 \cdot 10^{-2}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ l} = 5 \text{ ml}$$

I-7- Aspect quantitative de la matière

I-7-1 Quantité de matière

La notion de quantité de matière est la notion fondamentale de la chimie quantitative.

Une quantité de matière est décrite en mole. Cette notion permet de passer du microscopique au macroscopique.

I-7-2 Nombre de mole

La définition de la mole repose sur le nombre d'Avogadro. En effet, il est impossible de travailler en chimie avec un nombre précis d'atomes mais il sera plus commode de travailler avec des paquets d'atomes. Il faut donc choisir le nombre d'atomes, ou d'ions, ou de molécules que le mettra dans ce paquet, appelé la mole. La convention choisie est la suivante :

Dans une mole d'atomes, il y a autant d'atomes que dans 12 grammes de carbone 12. Expérimentalement, on calcule que dans 12 grammes de carbone 12 (^{12}C) on trouve $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes de carbone 12.

Le paquet, la mole, vaut donc $6,022 \times 10^{23}$ ce qui définit le nombre d'Avogadro :

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol.}$$

Ce nombre permet d'effectuer des bilans de matière dans des réactions chimiques.

CHAPITRE I: NOTIONS FONDAMENTALES

Pour travailler avec un nombre de moles $n(\text{mol})$ précis, on effectue une pesée. Il est nécessaire de connaître pour ceci la masse molaire $M (\text{g}\cdot\text{mol}^{-1})$ du composé. La masse à peser $m (\text{g})$ est : $m = n\cdot M$

Le nombre de mole n est : $n = \frac{m}{M}$

I-7-3 Concentration molaire ou molarité

La concentration molaire est le nombre de moles de soluté par litre de solution.

$$C(\text{mol/l}) = \frac{\text{nombre de mole de soluté}}{\text{Volume de la solution en litre}} = \frac{n(\text{mole})}{V(\text{l})}$$

La concentration molaire est encore appelée molarité. Une solution qui contient 1 mol de soluté par litre de solution est dite 1 molaire, ce qui s'écrit 1M.

I-7-4 Molalité

La molalité s'exprime en moles par kilogramme (unité : mol/kg). La molalité (concentration molaire) représente la quantité de soluté exprimé mole par unité de soluté exprimé en kg.

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

Exemple :

Calculer la molalité d'une solution d'acide nitrique (HNO_3) qui est préparé en dissolvant 12,6 g de soluté dans 50ml d'eau.

Masse de solvant : 50g = 0,05Kg

Nombre de mole de soluté $n = 12,6/63 = 0,2 \text{ mol} \Rightarrow \text{Molalité} = 0,2/0,05 = 4 \text{ mol/Kg}$

I-7-5 Concentration massique (Concentration pondérale)

La concentration massique d'une substance chimique en solution est la masse de soluté présente par litre de solution. La concentration massique se note C_m , elle s'exprime en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.

$$C_m(\text{g}\cdot\text{L}^{-1}) = \frac{m_{\text{substance en gramme}}}{\text{Volume de la solution en litre}}$$

La somme des concentrations massiques des composants est égale à la masse volumique ρ (densité massique) du mélange.

I-7-6 Fraction pondérale ou massique

La fraction massique w_i du composant i est le rapport de la masse m_i de ce composant à la masse totale m_{tot} du mélange. $w_i = \frac{m_i}{m_{\text{tot}}}$

CHAPITRE I: NOTIONS FONDAMENTALES

Exemple :

Une solution de masse de 1025g contient 89,2g de nitrate de sodium. Calculer la fraction massique en nitrate de sodium.

$$w_i = \frac{m_i}{m_{tot}} \Rightarrow w_i = \frac{89,2}{1025} = 0,0871$$

I-7-7 Titre

Le titre (T) il se calcule en utilisant la masse du soluté (m) exprimée en grammes divisée par le volume de la solution (V) exprimé en litres: $T = \frac{m(g)}{V(l)}$.

Ainsi une solution qui contient quinze grammes de soluté par litre de solution a un titre ou une concentration de 15 g/litre

I-7-8 La fraction molaire x_i

La fraction molaire (x) ou le pourcentage molaire (x%) est une grandeur utilisée pour exprimer la composition d'un mélange.

La fraction molaire d'un constituant i est égale au rapport du nombre de moles de ce constituant i sur le nombre total de moles du mélange. Elle est donc une grandeur sans dimensions.

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_T}$$

La somme des fractions molaires des constituants du mélange est égale à l'unité.

$$\sum x_i = 1$$

Exemple :

Calculer les fractions massiques et molaires d'une solution composée de 10 g d'éthanol et 70 g d'eau. L'eau H_2O a une masse molaire de $18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et l'éthanol C_2H_5OH de $46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{70}{18} = 3,889 \text{ mol}, n_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{M_{\text{éthanol}}} = \frac{10}{46} = 0,217 \text{ mol}$$

d'où le nombre total de moles de mélange : $n_T = 4,106$, les fractions molaires

$$\text{sont : } x_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_T} = \frac{3,889}{4,106} = 0,947, x_{\text{éthanol}} = \frac{n_{\text{éthanol}}}{n_T} = \frac{0,217}{4,106} = 0,053 = 1 - x_{H_2O}$$

I-7-9 Concentration normale ou Normalité

Concentration normale (ou **normalité N**): Elle est reliée au nombre d'équivalent-gramme de soluté de solution et au type de réaction chimique considérée. Un équivalent-gramme d'acide est la fraction de mole qui correspond à un proton (H^+ ou H_3O^+) (une mole pour HCl, une demi-mole pour H_2SO_4). Un équivalent-gramme de

CHAPITRE I: NOTIONS FONDAMENTALES

base est la fraction de mole qui correspond à un ion hydroxyde OH^- [une mole pour NaOH , une demi-mole pour $\text{Ca}(\text{OH})_2$], alors que dans les réactions d'oxydo-réductions, il s'agit du nombre d'électrons. La normalité N est donnée par le nombre d'équivalent-grammes de soluté par litre de solution (éq.g/l).

Il existe une relation entre la normalité (N) et la molarité (C ou M) tel que : $N = P M$

P : nombre de protons dans le cas des bases (H^+ ou H_3O^+) et représente le nombre de OH^- dans le cas des bases

Pour les monoacides et les monobases on a $N = C$ ou $N = M$. Pour les diacides (dibases) et les triacides (tribases) on a: $N=2M$; $N=3M$.

Exemple :

Calculer la normalité d'une solution d'acide phosphorique qui contient 6 moles de soluté par 3000cm^3

L'acide phosphorique est triacide $\Rightarrow N= 3M$

$M = n/V = 6/3 = 2 \text{ mol/l} \Rightarrow N = 3 \times 2 = 6N$

I-7-10 Masse volumique

La masse volumique est la masse d'une substance par unité de volume à une température donnée.

$$\rho = \frac{\text{masse de la solution}}{\text{volume de la solution}} : \text{unité SI Kg.m}^{-3}, \text{ usuellement : g.L}^{-1}$$

Exemple : Sachant que la masse de 10 ml de cyclohexane est de 7,8g, calculer la masse volumique du cyclohexane

$$\rho = \frac{m}{v} = \frac{7,8}{10} = 0,78 \text{ g/ml}$$

I-7-11 Densité

La densité d'une substance est égale à la masse volumique de la substance divisée par la masse volumique du corps de référence à la même température. Pour les liquides et les solides, l'eau est utilisée comme référence, pour les gaz, la mesure s'effectue par rapport à l'air. Elle est notée d et n'a pas d'unité (grandeur physique sans dimension).

$$d_{\text{substance}} = \frac{\rho_{\text{substance}}}{\rho_{\text{eau}}}$$

CHAPITRE I: NOTIONS FONDAMENTALES

I-7-11-1 Densité d'un liquide

Nombre sans unité, exprimant le rapport de la masse d'un certain volume d'un corps à celle du même volume d'eau. $d_{corps} = \frac{\rho_{corps}}{\rho_{eau}}$

Exemple : Sachant que dans des conditions normales de pression et de température la masse volumique de l'eau est de 1g/ml, calculer la densité du cyclohexane.

$$d_{cyclohexane} = \frac{\rho_{cyclohexane}}{\rho_{eau}} = \frac{0,78}{1} = 0,78$$

I-7-12 Les lois des solutions diluées : Lois de Raoult

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

I-7-12-1 Ebulliométries (1ère Loi de Raoult)

C'est l'augmentation de la température d'ébullition du solvant entre solvant pur (T°) et la solution diluée (T). $\Delta T_e = T - T^\circ > 0$ (car $T > T^\circ$)

$$\Delta T_e = K_e \frac{n_{soluté}}{m_{solution}}, \quad m_{solution} = m_{solvant} + m_{soluté} = m_{solvant} \text{ puisque } m_{soluté} \ll m_{solvant}$$

$$\Delta T_e = K_e \frac{n_{soluté}}{m_{solution}} = \frac{n_{soluté}(mol)}{m_{solvant}(Kg)} = K_e \frac{m_{soluté}}{M_{soluté} \times m_{solvant}} = K_e \cdot C_m$$

K_e constante d'ébulliométrie, C_m la molalité de la solution

I-7-12-2 Cryométrie (2ème Loi de Raoult)

C'est la diminution de la température de solidification (congélation) du solvant entre solvant pur (T°) et la solution diluée (T). $\Delta T_f = T - T^\circ < 0$ (car $T < T^\circ$)

$$\Delta T_f = K_f \frac{n_{soluté}}{m_{solution}} = \frac{n_{soluté}(mol)}{m_{solvant}(Kg)} = K_f C_m = K_f \frac{m_{soluté}}{M_{soluté} \times m_{solvant}}$$

K_f = Constante cryométrique du solvant

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

Exemple :

0,5g d'un composé ont été dissous dans 50g de benzène. Cette solution se congèle à 0,44°C plus bas que le benzène pur. Quelle est la masse molaire de ce composé?

Donnée :

Constante cryométrique du benzène $K_f = 4,9^\circ \text{Kg/mol}$

$$M_{soluté} = \frac{K_f m_{soluté}}{\Delta T_f m_{solvant}} = \frac{4,9 \times 0,5}{0,44 \times 50 \cdot 10^{-3}} = 111,36 \text{ g/mol}$$

CHAPITRE II: PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

II-1 Introduction :

L'étude expérimentale des réactions chimiques fut la première méthode d'investigation des propriétés des éléments. Des expériences simples telles que la mesure des poids des éléments qui se combinent les uns aux autres, mais dont la précision était soigneusement discutée, ont conduit à cette notion physique fondamentale qu'est l'atome. Bien que le mot ait été inventé par les Grecs, ce n'est que vers le milieu du XIX^e siècle que le concept d'atome a réellement porté ses fruits. Depuis le début de ce siècle, le développement de la technologie a permis l'étude des particules élémentaires constitutives des atomes et des molécules. Ces entités ont pu être isolées et l'action de forces extérieures a permis de mettre en évidence leurs propriétés et leur structure. C'est la découverte des rayons X par Rontgen en 1895 puis la radioactivité par Henri Becquerel en 1896 et Pierre Marie Curie à partir de 1896 qui a permis de comprendre la structure des atomes

II-2 Expérience de Faraday : relation entre la matière et l'électricité

II-2-1 La découverte de l'électron

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

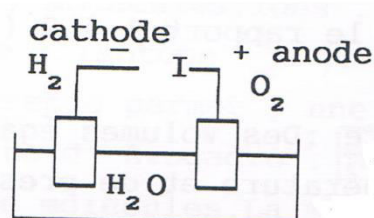


Figure II-1: Expérience de faraday – Electrolyse de l'eau

La formulation des lois de l'électrolyse a constitué un atout majeur pour la théorie atomique, tout au long du XIX^e siècle, jusqu'à la mise en évidence de l'électron à la fin du siècle.

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

La découverte de l'électron. En étudiant la décomposition de solutions par le courant électrique, Faraday avait établi que, pour une même quantité d'électricité, le poids de matière déposée par les ions varie dans des rapports semblables à ceux qui interviennent dans les réactions chimiques

Exemple: l'électrolyse d'eau : $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2$

à l'anode + : $\text{O}^{2-} \rightarrow 1/2 \text{O}_2 + 2 \text{e}^-$

à la cathode - : $2\text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

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

II-3 Mise en évidence des constituants de la matière et donc de l'atome et quelques propriétés physiques (masse et charge)

II-3-1 Electron:

II-3-1-1 Expérience de Crookes et caractéristiques des rayonnements cathodiques

Tube de Crookes (ou tube à décharge, tube à gaz ou tube à cathode froide), contient un gaz résiduel (air, hélium ou néon) à très faible pression. Ce tube est simplement une ampoule de verre comportant deux électrodes à ses extrémités : une cathode métallique, en aluminium, et une anode, qui sert de cible aux électrons. Une bobine d'induction est utilisée pour fournir une haute tension de 15000 volt. L'écran de verre est fluorescent.

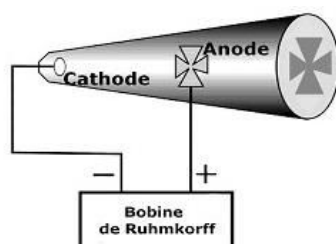


Figure II-3 : Tube de l'expérience de Crookes

On met en évidence le fait que la fluorescence est due à un rayonnement cathodique constitué de particules chargées négativement ; il s'agit d'électrons.

-Un objet placé sur le trajet, forme d'une ombre sur l'écran ; le rayonnement, issu de la cathode se propage en ligne droite, ces rayonnements cathodiques ont une trajectoire rectiligne.

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

- Un moulin très fin, placé sur la trajectoire du rayonnement, se met en mouvement : le rayonnement est constitué de particules ayant une énergie cinétique et par conséquent une masse.
- Rayonnement est dévié par un champ magnétique ; les particules sont chargées électriquement ; le signe de leur charge est négatif. Ce sont les électrons arrachés à la cathode

II-3-1-2 Expérience de J.J.Thomson : Détermination du rapport $\frac{|e|}{m_e}$

Thomson soumet un faisceau de rayons cathodique à l'action d'un champ électrique entre les plaques du condensateur selon l'expérience suivante :

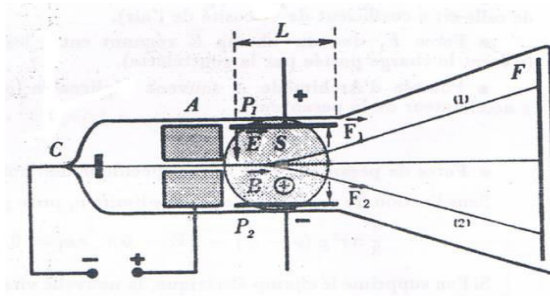


Figure III-4 : Expérience de J.J.Thomson

a) Constitutions de l'expérience

C : cathode, A : anode, F : écran fluorescent, P_1 et P_2 : plaques d'un condensateur, entre les quelles règne un champ électrique \vec{E} .

S : section des pièces polaires d'un électro-émanant entre les quelles règne un champ d'induction magnétique \vec{B} .

L : domaine d'action commun aux champs \vec{E} et \vec{B} .

b) Expérience

b-1) Action du champ électrique

Le faisceau d'électrons est dévié vers la plaque positive : trajectoire (1), sous l'action de la force : $F_1 = e.E = m_e \gamma$: e : charge de l'électron, m_e : sa masse, γ : accélération qui lui est communiquée par la force F_1

b-2) Action du champ magnétique

Le faisceau d'électrons est dévié vers le bas du trajectoire (2), sous l'action de la force :

$$F_2 = B.e.v \quad v : \text{vitesse des électrons}$$

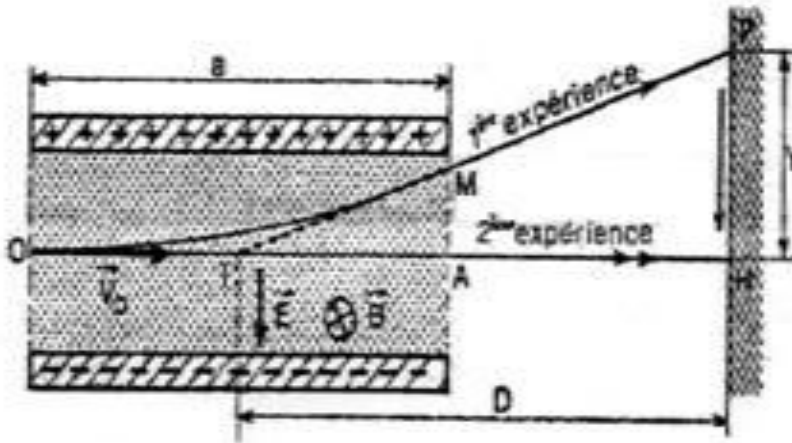
CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

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: $e.E = B.e.v \Rightarrow v = \frac{E}{B}$

c) Calcul de la valeur de $\frac{|e|}{m_e}$

Dans l'expérience de J.J.Thomson, on réalise la déviation d'un faisceau d'électrons à l'aide d'un champ électrique E et on mesure la déviation Y sur l'écran. La déviation



du faisceau électronique est annulée par l'action d'un champ magnétique B qui agit dans le même espace que E

Le déplacement de l'électron est la supposition de deux mouvements :

- Suivant ox : mouvement rectiligne uniforme $\gamma_x = 0, v_x = v_0$

$$\gamma_x = \frac{d^2x}{dt^2} = 0 \Rightarrow \frac{dx}{dt} = v_0 \Rightarrow x = v_0 t \Rightarrow t = \frac{x}{v_0}$$

- Suivant oy : mouvement uniforme accélérée $\Rightarrow \gamma_y \neq 0$, l'électron est soumis à une

force électrostatique : $F_1 = e.E = m_e \gamma \Rightarrow \gamma_y = \frac{e}{m_e} E$; $\gamma_y = \frac{d^2y}{dt^2} \Rightarrow \frac{dy}{dt} = \frac{e}{m_e} E . t \Rightarrow$

$$y = \frac{1}{2} \frac{e}{m_e} E . t^2 \Rightarrow y = \frac{1}{2} \frac{e}{m_e} E . \frac{x^2}{v^2} \text{ à la sortie du condensateur : } x = a ; y = Y$$

$$\Rightarrow Y = \frac{1}{2} \frac{e}{m_e} E . \frac{a^2}{v^2} \Rightarrow Y = Y = \frac{1}{2} \frac{e}{m_e} \frac{a^2}{E} B^2 \Rightarrow \frac{e}{m_e} = \frac{2Y.E}{a^2 B^2}$$

Connaissant la vitesse des électrons et les données géométriques de l'appareil,

J.J.Thomson a pu déterminer la valeur de $\frac{e}{m_e}$, la valeur actuellement admise est :

$$\frac{e}{m_e} = 1,7589.10^{11} \text{ coulomb/ Kg quelque soit les intensités des champs } E \text{ et } B$$

II-3-1-3 Expérience de Millikan : Détermination de la charge $|e|$ de l'électron et déduction de sa masse

L'expérience de Millikan contient un pulvérisateur P produit des gouttelettes d'huile dans l'enceinte supérieure. Le microscope M permet de suivre l'évolution des gouttelettes lorsqu'elles ont pénétré entre les plateaux du condensateur. Un faisceau de rayons X irradiant l'espace situé entre les plateaux crée des ions qui se fixent sur les gouttelettes

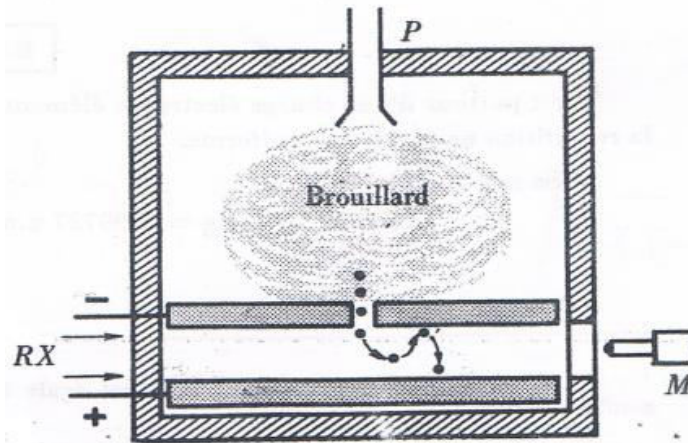


Figure II-4: Expérience de Millikan

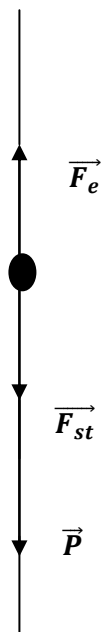
Les forces qui s'exercent sur une gouttelette chargée :

- Forces de Stocks F_{st} qui s'opposent au déplacement de la gouttelette : $F_{st} = 6\pi\eta r v$
 v : vitesse de la gouttelette, η coefficient de viscosité de l'air, r : rayon de la gouttelette.
- Forces F_e due au champ \vec{E} régnant entre les plateaux du condensateur : $F_e = q.E$
 q étant la charge portée par la gouttelette.
- Force de pesanteur P : $P = mg = \frac{4}{3}\pi r^3 \rho$, ρ masse volumique de l'huile
 Poussé d'Archimède $F_A = m'g$ (négligeable) : $\rho_{air} \ll \rho_{huile}$

a) En absence du champ électrique ($F_e=0$)

$$\vec{F}_{st} + \vec{P} = \vec{0} \Rightarrow P - F_{st} = 0 \Rightarrow P = F_{st} \text{ la gouttelette va atteindre une vitesse maximale}$$

$$v = v_0 \Rightarrow 6\pi\eta r . v_0 = \rho \frac{4}{3}\pi r^3 \Rightarrow r = \sqrt{\frac{9 \cdot \eta \cdot v_0}{2 \rho \cdot g}}$$



CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

b) Sous l'effet du champ électrique

$$\vec{F}_{st} + \vec{P} + \vec{F}_e = \vec{0}$$

Le mouvement de gouttelette est une montée et atteint une nouvelle vitesse v

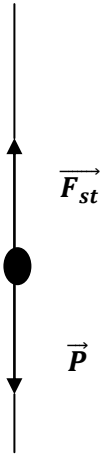
$$\Rightarrow P + F_{st} = F_e$$

$$\Rightarrow mg + 6\pi\eta r \cdot v = q \cdot E \Rightarrow q = \frac{m \cdot g + 6\pi\eta r v}{E}$$

Les valeurs de q ainsi déterminé, sont toujours des multiples d'une certaine valeur e qui est la plus petite charge électrique que peut porter une gouttelette d'huile chargée.

Il s'agit de la charge électrique élémentaire e . avec : $e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ Coulomb

Connaissant la valeur $\frac{e}{m_e}$ et e , on en déduit la masse de l'électron : $m_e = 9,108 \cdot 10^{-31}$ Kg



II-3-2 Proton:

II-3-2-1 Expérience de Goldstein : mise en évidence de la charge positive du noyau

Dans un tube à décharge, on place une cathode percée de canaux. Un rayonnement est mis en évidence sur l'écran fluorescent : ce sont les rayons canaux, il s'agit d'ions positifs obtenus en arrachant des électrons aux molécules des gaz contenues dans l'enceinte. Les ions positifs attirés par la cathode et animés d'une énergie cinétique suffisante et traversent le canal et frappent l'écran fluorescent d'où la mise en évidence l'existence de particules positives du noyau. Ce sont des protons.

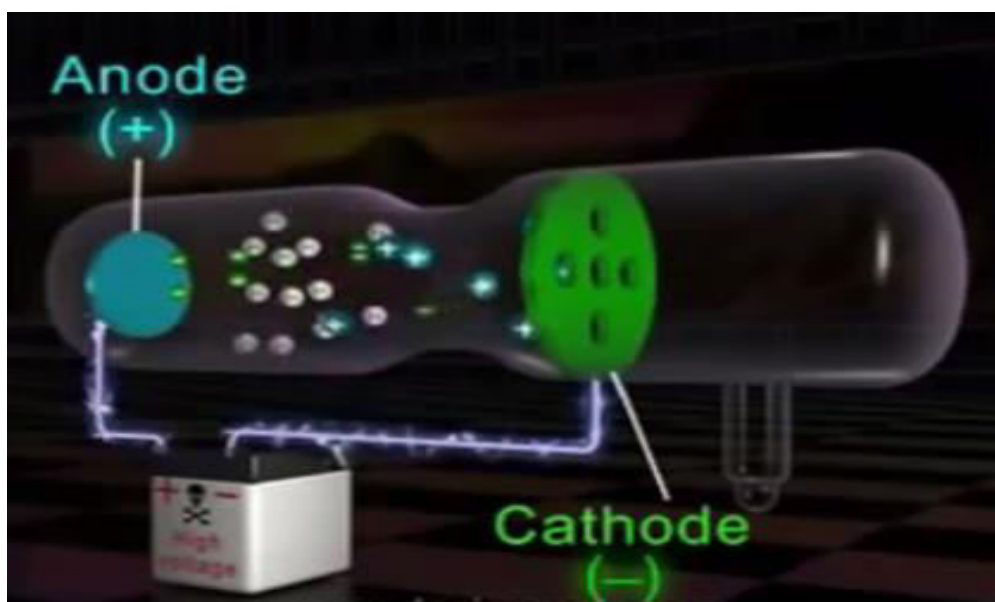


Figure II-5: Expérience de Goldstein

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

II-3-3 Neutron:

II-3-3-1 expérience de Chadwick : mise en évidence du neutron existant dans le noyau

Il a été mis en évidence par James Chadwick (1932).

Le bombardement d'une cible de béryllium par des noyaux d'hélium émet des

neutrons : ${}^4_2\text{He} + {}^9_4\text{Be} \rightarrow {}^{12}_6\text{C}^* + n$

Ceux-ci n'ont pu être détectés que suite à leur action sur de la paraffine : cela provoquait l'expulsion de protons détectés

Le rayon issu du béryllium n'étant pas dévié par des champs électriques et magnétiques il ne pouvait s'agir que d'un rayonnement électromagnétique ou d'un faisceau de particules neutres. Lors d'une expérience où il bombardait du béryllium avec des particules alpha, il a remarqué une radiation inconnue qui éjectait les protons du noyau. Chadwick a conclu que ces radiations étaient composées de particules de masse approximativement égale au proton mais sans charge électrique; les neutrons.

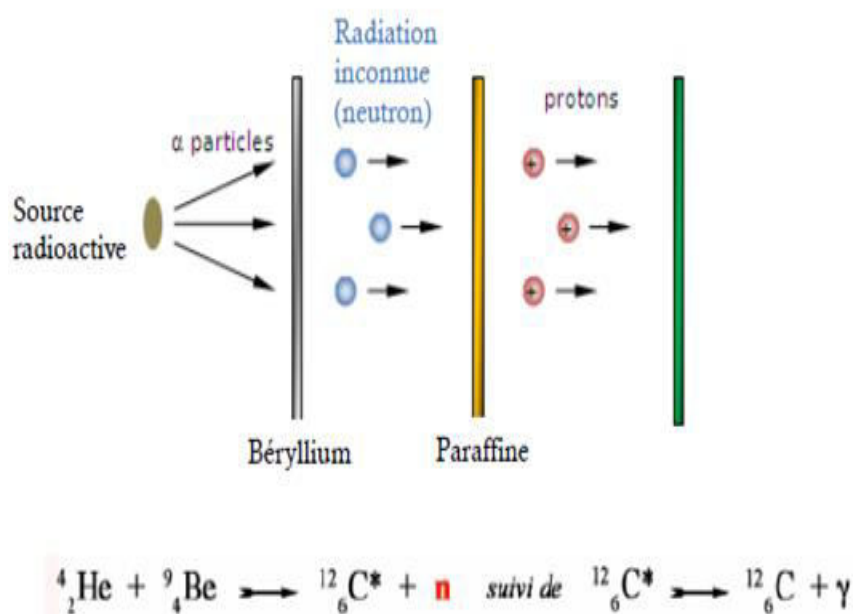


Figure II-6: L'expérience de Chadwick de la découverte du neutron

II-4 Modèle planétaire de Rutherford

II-4-1 Découverte Du noyau

II-4-1-1 Expérience de la feuille d'or

Rutherford bombarde une feuille d'or de très faible épaisseur ($0,6\mu\text{m}$) par des particules α émises par une source de radium. Les taches qui apparaissent sur un écran fluorescent lui permettent de connaître la trajectoire suivie par les particules

Rutherford constate alors que la grande majorité d'entre elles traversent la feuille d'or sans être déviée, la tache lumineuse observée sur l'écran garde en effet la même intensité avec ou sans la feuille d'or. Quelques impacts concentrés montrent que quelques unes sont déviées d'autres (1 sur 20 000 à 30 000) semblent renvoyé vers l'arrière (Figure II-7)

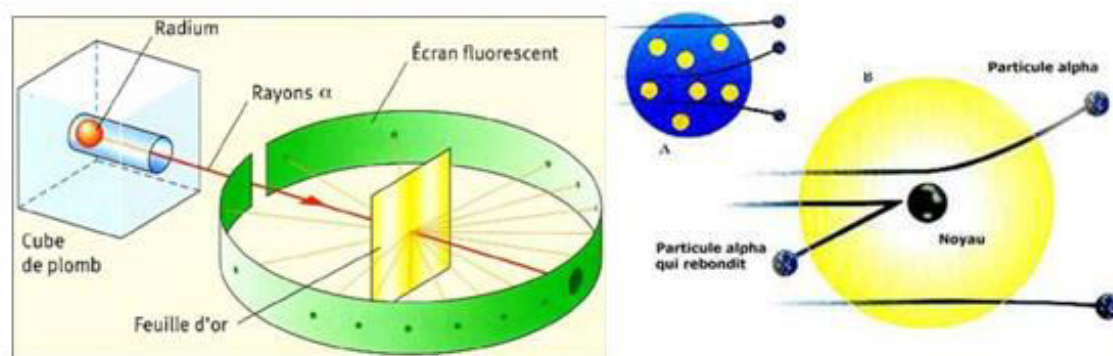


Figure II-7 : L'expérience de la feuille d'or bombardé par des particules α

Il a déduit que l'atome est constitué d'un noyau chargé positivement, autour duquel des électrons chargé négativement, sont en mouvement et restent à l'intérieur d'une sphère. Le noyau est 10^4 à 10^5 fois plus petit que l'atome et concentre l'essentiel de sa masse. L'atome est donc essentiellement constitué de vide

A la lumière de ces résultats Rutherford propose son modèle : La matière est rassemblée dans un noyau de très petite dimension, environ 10^{-14} m de rayon, chargé d'électricité positive. Les électrons de l'atome se déplacent autour de ce noyau tels des planètes autour du Soleil, et la force électrique attractive (la charge - de l'électron attirant la charge + du noyau) joue le rôle de la force de gravitation pour les planètes; d'où le nom de modèle d'atome planétaire. L'électron ne subit que la force électromagnétique (Figure II-8)

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

Donc l'existence du noyau est prouvée. Modèle planétaire de l'atome : au centre, un noyau, charge positivement et autour, des électrons négatifs qui gravitent comme les planètes autour du soleil

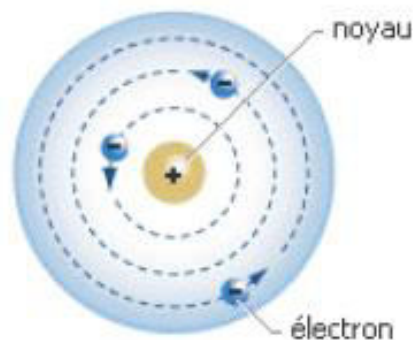


Figure II-8 : atome de Rutherford (1911). Les électrons gravitent autour du noyau

II-5 Présentation de l'atome

Les atomes sont les particules qui composent la matière. Au centre de l'atome, il y a un noyau, composé de neutrons et de protons. Autour de ce noyau se trouvent des particules en mouvement très rapide, les électrons. Dans un atome, il y a autant de protons, chargés positivement, que d'électrons, chargés négativement : un atome est électriquement neutre. Le nombre de protons est le numéro atomique Z . La somme des protons et des neutrons est le nombre de masse A .

II-5-1 L'atome

Un Atome est un ensemble électriquement neutre caractérisé par un nombre d'électrons qui gravitent autour du noyau et par un nombre de nucléons A qui constituent son noyau.

L'atome est constitué d'un noyau et d'électrons le noyau est constitué de proton et de neutrons. Chaque atome est défini par son numéro atomique, qui correspond au nombre de protons présents dans le noyau

II-5-1-1 Nomenclature:

On convient de représenter le noyau d'un atome par le **symbole**: A_ZX : A : nombre de protons ou nombre de masse ; Z : **Nombre de charge** ou numéro atomique (nombre atomique) Il est très important car il caractérise l'élément chimique ; X : symbole chimique de l'élément par exemple : $X = O$: oxygène, $X = Cl$: chlore,

$X = N$ azote.

Si l'on note N le nombre de **neutrons** du noyau on a : $A = Z + N$.

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

Exemple : $^{12}_6\text{C}$; $^{16}_8\text{O}$; ^1_1H

II-5-2 Caractéristiques de l'atome

L'atome est composé d'un nuage électronique de 100 pm (10^{-10} m ou 1Å) ainsi que d'un noyau de 10^{-3} pm (10^{-15} m), le noyau correspond à la masse de l'atome

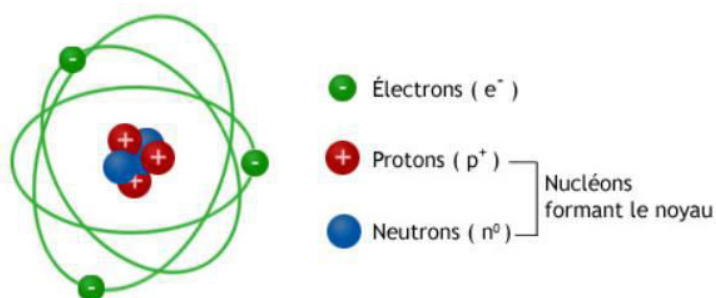


Figure II-9 : L'atome dans le modèle de Rutherford

II-5-2-1 Le noyau

Le noyau renferme deux types de particules :

- **Le proton** qui a une charge de $+1,60 \times 10^{-19}$ Coulomb ce qui correspond à la charge élémentaire pour une masse de $1,673 \times 10^{-27}$ Kg.
 - **Le neutron** qui a pour une charge nulle pour une masse de $1,675 \times 10^{-27}$ Kg
- Le noyau a une charge positive. Les neutrons et les protons constituent les nucléons qui sont maintenus ensemble par interaction forte.

L'électron un électron a une charge de $-1,60 \times 10^{-19}$ C sa charge est négative et opposé à celle du proton et une masse de $9,109 \times 10^{-31}$ Kg, il est donc 1800 fois moins lourd que le proton. La masse d'un atome est donc sensiblement la même que la masse de son noyau

Un atome comporte autant d'électrons que de protons, sa charge globale est nulle.

II-6 Isotopie et abondance relative des différents isotopes

II-6-1 Les isotopes.

On appelle atomes isotopes les ensembles d'atomes caractérisés par le même numéro atomique Z et des nombres de nucléons A différents. Ce sont donc des ensembles d'atomes qui ne diffèrent que par le nombre de leurs neutrons.

Exemple : isotopes de carbone $^{12}_6\text{C}$ $^{14}_6\text{C}$ $^{13}_6\text{C}$

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

II-6-1-1 L'abondance naturelle des isotopes (AN)

On désigne par abondance naturelle le pourcentage en nombre d'atomes de chacun des isotopes présents dans le mélange naturel.

Tableau : Les isotopes de plomb en fonction de leurs AN

Isotope	²⁰⁴ Pb	²⁰⁶ Pb	²⁰⁷ Pb	²⁰⁸ Pb
AN (%)	1,4	24,1	22,1	52,4

Cette abondance est équivalente à la fraction molaire de chaque isotope stable. Comme un élément est constitué d'un mélange de divers isotopes et que les proportions de ces divers isotopes sont constantes on va pouvoir définir pour chaque élément une masse molaire moyenne qui tiendra compte de sa composition :

$$\text{Masse Molaire de l'élément : } M = \sum x_i M_i ; \sum_i^n x_i = 1$$

x_i désignant l'abondance naturelle de l'isotope i de ; masse molaire M_i

Exemple :

Soit dans l'exemple du Carbone :

On pourra assimiler les masses molaires de chacun des isotopes à leur nombre de masse.

$$M(\text{C}) = 0,9889 \times M(^{12}\text{C}) + 0,011 \times M(^{13}\text{C})$$

$$M(\text{C}) = 0,9889 \times 12 + 0,011 \times 13 = 12,02 \text{ g mol}^{-1}$$

II-7 Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique et de la masse moyenne d'un atome :

II-7-1 Spectrométrie de masse

Le spectromètre de masse permet de séparer et de mesurer la masse des isotopes du même élément. Il existe de nombreux types de spectromètres de masse :

Spectromètre de masse d'ASTON

Spectromètre de masse de DEMPSTER

Spectromètre de masse de BAINBRIDGE

Les isotopes sont soumis à l'effet des champs électrique et magnétique

La méthode la plus pratique consiste à mesurer le rapport q/m :

q : la charge de l'isotope ; m : la masse de l'isotope

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

II-7-1-1 Description d'un spectromètre de masse

Appareil dans lequel des ions sont produit à partir d'un échantillon où ils seront :

- Détectés et séparés selon leur rapport (Charge/masse)
- Exprimés en fonction de leur abondance relative

II-7-1-1-1 Spectrographe de Bainbridge

Ce spectrographe comprend quatre parties :

- 1- La source d'ions
- 2- Le filtre de vitesse
- 3- L'analyseur
- 4- Le détecteur d'ions

L'application de ce spectrographe est la détermination précise des masses atomiques et concentration atomiques dans une solution.

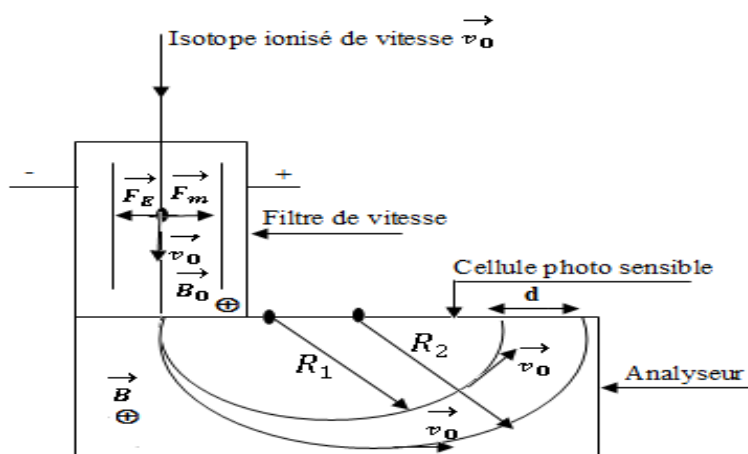


Figure II-10: Schéma de principe de spectrographe de Bainbridge

La source d'ions : Un jet d'électrons émis par un filament chauffé ionisé positivement les atomes d'un gaz.

Le filtre de vitesse : reçoit des ions animés de vitesse différentes les ions sont soumis à l'action simultanée d'un champ électrique et d'un champ magnétique orthogonaux entre eux. Les forces appliquées sur cet ion sont :

La force électrique : $\vec{F}_E = q \vec{E}$

La force magnétique : $\vec{F}_m = q \vec{v}_0 \cdot \vec{B}$

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

\vec{F}_E et \vec{F}_m ont des directions parallèles et des sens opposés, l'ion franchira l'analyseur si : $|\vec{F}_E| = |\vec{F}_m| \cdot \vec{v}_0 \wedge \vec{B}_0 \Rightarrow qE = qB_0v_0 \Rightarrow v_0 = \frac{E}{B_0}$

Les ions qui sortent du filtre de vitesse ont la même vitesse

- Dans le filtre de vitesse : $F_B = F_A \Rightarrow qE = qB_0v_0 \Rightarrow v_0 = \frac{E}{B_0}$
- Dans l'analyseur les ions pénètrent de la même vitesse v_0 et décrivent des trajectoires circulaires créées par le champ magnétique \vec{B}

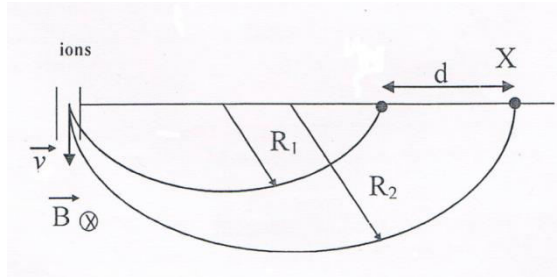


Figure II-11: Schéma des trajectoires circulaires des ions dans l'analyseur

$$F_m = m\gamma = m \frac{v_0^2}{R} = qB_0v_0 \Rightarrow R = \frac{mv_0}{qB} \Rightarrow m = \frac{RqB}{v_0}$$

• Isotope 1 : $R_1 = \frac{m_1v_0}{qB}$ • Isotope 2 : $R_2 = \frac{m_2v_0}{qB}$, • $R_i = \frac{D_i}{2}$, • $m_2 > m_1 \Rightarrow$

• $d = 2(R_2 - R_1) = \frac{2v_0}{qB}(m_2 - m_1)$ on a : • $m_1 = \frac{R_1qB}{v_0}$, • $m_2 = \frac{R_2qB}{v_0}$ et $v_0 = \frac{E}{B_0}$

$$\Rightarrow \frac{q}{m} = \frac{E}{R \cdot B \cdot B_0}$$

• $M_i = m_i N_A$, M_i : masse moléculaire, m_i masse de l'isotope ; N_A : nombre d'Avogadro

$$\Rightarrow M_1 = \frac{N_A q B R_1}{v_0}, \quad M_2 = \frac{N_A q B R_2}{v_0}$$

Le détecteur d'ions : L'ion ainsi dévié impressionne la plaque photographique où est détecté par une électrode qui joue le rôle de collecteurs d'ions

II-8 Energie de liaison d'un noyau

II-8-1 Défaut de masse d'un noyau

On considère, en mesurant la masse des noyaux, que la masse atomique au repos est toujours inférieure à la somme des masses des nucléons qui le constituent pris séparément au repos. Pour le noyau A_ZX on a, quel que soit le noyau :

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

$$m_{\text{noyau}} < Z \cdot m_p + (A - Z) m_n$$

Où m_p est la masse d'un proton et m_n celle de neutron.

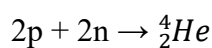
La quantité : $\Delta m = Z \cdot m_p + (A - Z) \cdot m_n - m_{\text{noyau}}$ est toujours positive. On lui donne le défaut de masse du noyau considéré.

Exemple : considérons un noyau d'hélium ${}^4_2\text{He}$: il contient 2 protons et 2 neutrons. Sa masse, $m_{\text{noyau}} = 6,6447 \cdot 10^{-27}$ Kg.

La masse totale des nucléons qui le constituent est :

$$2m_p + 2m_n = 2 \times 1,6726 \cdot 10^{-27} + 2 \times 1,6750 \cdot 10^{-27} = 6,6952 \times 10^{-27} \text{ Kg}$$

Lors de la transformation :



Il existe donc une variation de masse Δm (masse finale – masse initiale) :

$$\Delta m = -5,05 \cdot 10^{-29} \text{ Kg.}$$

Le défaut de masse du noyau d'hélium est donc $|\Delta m| = +5,05 \cdot 10^{-29}$ Kg.

Ce défaut de masse, bien que très petit, est à l'origine de l'énergie liant les nucléons d'un noyau

II-8-2 L'énergie de liaison

Dans sa théorie de la relativité restreinte de A.Einstein a montré que la masse est une forme de l'énergie. Cela signifie que tout système matériel de masse m , au repos une énergie, encore appelé énergie de masse tel : $E = m \cdot c^2$

Où c est la vitesse de la lumière dans le vide : $c = 3 \cdot 10^8$ m/s

C'est la relation d'Einstein traduisant l'équivalence entre la masse et l'énergie

Nous pouvant donc attribuer une énergie de masse E à un noyau de masse m :

$E = m_{\text{noyau}} c^2$ et une énergie de masse E' aux nucléons séparés de ce noyau

$$E' = [Z \cdot m_p + (A - Z) m_n] \cdot c^2$$

Puisque $m_{\text{noyau}} < Z \cdot m_p + (A - Z) m_n$, on a : $E < E'$; l'énergie de masse du noyau est inférieur à celle des nucléons séparés.

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

La conservation de l'énergie implique qu'une nouvelle énergie E_l est apparue, telle que $E + E_l = E'$ soit $E_l = E' - E > 0$

Cette énergie E_l assure la cohésion du noyau ; elle est appelée **énergie de liaison du noyau**

$$E_l = \Delta mc^2 = [Z.m_p + (A-N).m_n - m_{noyau}]c^2$$

L'énergie de liaison d'un noyau E_l est l'énergie qu'il **faut fournir** à un noyau A_ZX aux repos pour le **dissocier** en nucléons isolés et immobiles

Exemple :

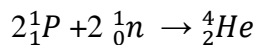
L'énergie de liaison de l'hélium 4_2He vaut :

$$E_l = \Delta mc^2 = 5,05.10^{-29} (3.10^8)^2 = 4,545.10^{-12} \text{ J Ou } E_l = \frac{4,545.10^{-12}}{1,60.10^{-19}} = 2,84.10^7 \text{ eV}$$

= 28,4 MeV. Il faut donc fournir une énergie de 28,4 MeV au noyau 4_2He pour dissocier ses nucléons

II-8-3 Energie de cohésion des noyaux

Si on considère la formation d'un noyau d'hélium (He) à partir des nucléons selon la réaction:



Cette réaction s'accompagne d'une perte de masse Δm qui se transforme en énergie ΔE (conservation de la matière) : $\Delta E = -E_l = \Delta m C^2$: Avec : E_l : énergie de formation (toujours négative) $\Delta m = m_{finale} - m_{initiale}$

C : célérité (vitesse) de la lumière = 3×10^8 m/s.

On définit l'énergie de cohésion ($\Delta E = -E_l$) comme étant l'énergie nécessaire pour détruire un noyau en neutrons et en protons (elle est toujours positive).

II-7-3-1 Unité de l'énergie de cohésion

Les principales unités utilisées sont : le joule, l'eV ($1 \text{ eV} = 1,6.10^{-19} \text{ J}$) et le MeV ($1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV}$).

L'électron volt est l'énergie d'un électron soumis à une différence de potentiel (ddp) de 1 volt ($1 \text{ eV} = 1,6.10^{-19} \text{ J}$; $1 \text{ V} = 1,6.10^{-19} \text{ J}$).

II-9 Stabilité des noyaux : Détermination de l'énergie de cohésion par nucléon

II-9-1 L'énergie de liaison par nucléon

La stabilité de noyaux est mesuré par l'énergie de cohésion par nucléon (en MeV) qui est défini par la relation: $\Delta E'(\text{MeV/nucléon}) = -\Delta E/A = E_l/A$. Plus $\Delta E'$ est grande, plus le noyau est stable. L'énergie de cohésion par nucléon ($-\Delta E/A$) est inférieure à 8,9 MeV quelque soit l'élément considéré.

Pour comparer la stabilité de différents noyaux, il en effet confronter les énergies de liaison par nucléon, soit E_l/A .

L'énergie de liaison par nucléon E_l/A d'un noyau est le rapport de l'énergie du noyau par son nombre de masse A . On l'exprime en MeV/ nucléon.

Un noyau est autant plus stable que son énergie de liaison par nucléon est élevée

Exemple : ^{56}Fe : 8,79 MeV/ nucléon.

^{238}U : 7,57 MeV/ nucléon.

Le fer (^{56}Fe) est plus stable que l'uranium (^{238}U)

II-9-1-1 Variation de l'énergie de liaison par nucléon avec le nombre de masse A :

La courbe d'Aston

Lorsqu'on étudie les valeurs numériques de l'énergie de liaison par nucléon E_l/A en fonction de A pour l'ensemble des nucléides, on obtient les résultats suivantes :

- Pour $1 < A < 20$ E_l/A augmente avec A , de manière discontinue, de 1MeV par nucléon à 8 MeV par nucléon (valeurs approximatives)
- Pour $20 < A < 190$ E_l/A devient, de nouveau inférieur à 8 MeV/nucléon et décroît lorsque A augmente.

Ces résultats nous montrent :

- 1- L'énergie de liaison par nucléon des noyaux stables est supérieure à 8 MeV/nucléon
- 2- Les noyaux stables sont ceux dont le nombre de masse : $20 < A < 190$

La courbe Figure II-12, appelée courbe d'Aston, représente les variations de $-E_l/A$ en fonction de A . Les noyaux les plus stables, qui ont les plus grandes valeurs de E_l/A , apparaissent dans la partie la plus basse de la courbe

L'allure de la courbe d'Aston permet d'envisager deux façons de faire diminuer l'énergie de masse d'un système, donc de faire apparaître de l'énergie sous une forme susceptible d'être exploitée.

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

Lorsque deux noyaux légers et instables, de nombre de masse $A < 20$, s'associent pour former un noyau plus lourd, celui-ci est plus stable que le système formé par les deux noyaux plus lourds, celui-ci est plus stable que le système formé par les deux noyaux légers, car il y a augmentation de l'énergie moyenne de liaison par nucléon. C'est le phénomène de la **fusion nucléaire**.

De même, lorsqu'un noyau lourd et instable, de nombre de masse $A > 190$ se fragmente pour donner des noyaux plus légers, le système formé par ces noyaux plus légers est plus stable que le noyau lourd initial, car il y a augmentation de l'énergie moyenne de liaison par nucléon. C'est le phénomène de **fission nucléaire**.

La courbe d'Aston ($-E_l/A$) en fonction du nombre de masse (A), représentée par la figure II-12, Cette courbe permet de visualiser facilement les noyaux les plus stables. Ceux-ci correspondent aux plus basses valeurs de $-E_l/A$ de la courbe

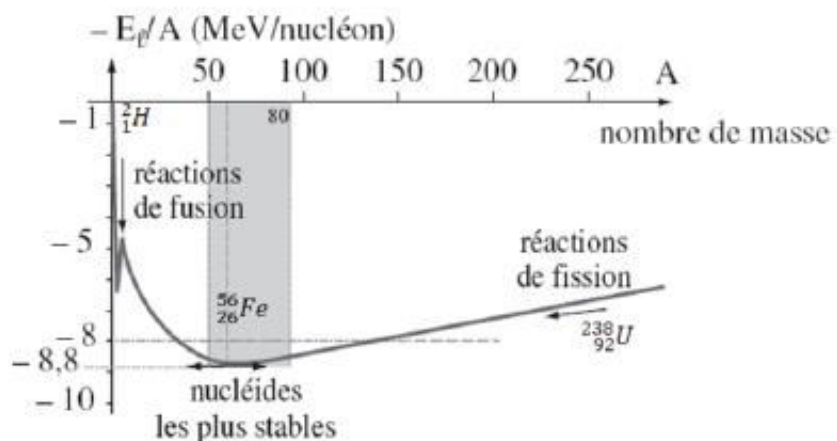


Figure II-12 : Courbe d'Aston

- ◆ Les atomes dont l'énergie de liaison moyenne est faible ($E_l/A < 7,5$ MeV) tendent à se stabiliser et à se rapprocher de la zone de stabilité maximale vers $58 < Z < 80$
- ◆ Deux processus différents sont possibles:
 - Les atomes légers donnent des réactions nucléaires de fusion et les atomes lourds des réactions de fission.

II-9-1-2 Stabilité et nombre de nucléons : courbe nombre de neutrons = f (Z : nombre de protons)

La courbe de stabilité des nucléides indique l'allure du nombre de neutrons en fonction du nombre de protons pour les quelque 1500 nucléides stables connus. En principe les noyaux stables entourent la courbe de près tandis que les noyaux radioactifs s'en écartent davantage. Les noyaux ont tendance à se rapprocher de la courbe de stabilité par l'émission de rayonnements radioactifs

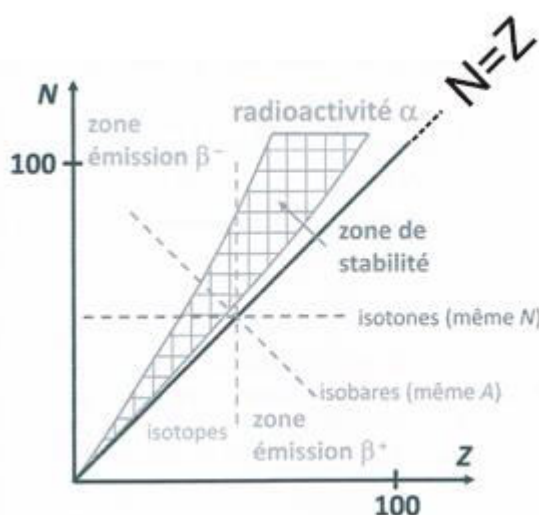


Figure II-13 : Diagramme de stabilité neutron en fonction du nombre de proton $N = f(Z)$

Ce diagramme peut être résumé comme suite :

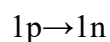
Augmentation de Z et N , on s'éloigne de la première bissectrice

Augmentation de Z on aura des noyaux stables $N > Z$

• **Noyaux instables par excès de protons**

Sous la ligne de stabilité

◆ Réaction nucléaire interne

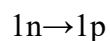


émission de particules β^+ (positon)

• **Noyaux instables par excès de neutrons**

Au dessus de la ligne de stabilité

◆ Réaction nucléaire interne



émission de particules β^- (émission d'un électron)

• **Noyaux lourds $A > 140$**

Excès de nombre de neutron N et de masse Z

◆ fission spontanée avec émission de particule α (noyau d'hélium He)

CHAPITRE III: RADIOACTIVITE-REACTIONS NUCLEAIRES

III-Introduction

Découverte par Henri Becquerel en 1896

Les noyaux de certains atomes sont susceptibles de transformations, appelées transmutations. Il y'a passage d'un élément à un autre présentant des propriétés physiques et chimiques différentes. Les transmutations peuvent être :

Spontanées (naturelles) : désintégrations radioactives

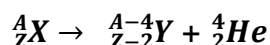
Provoquées : réactions nucléaires

III-1 Radioactivité naturelle

Il existe certaines substances naturelles comme l'uranium (U) ou le radium (Ra) qui se désintègrent spontanément en émettant de rayonnement capables d'ioniser un gaz ou d'impressionner une plaque photographique. Ce rayonnement ne peut être modifié par aucune intervention des paramètres extérieurs comme la température et la pression. Ce qui le caractérise d'une réaction chimique. Le radioisotope instable subit une transformation spontanée en émettant des particules conduisant à la formation d'un nouveau isotope stable mais le plus souvent, le noyau formé se désintègre à son tour se qui rend que les substances radioactives sont des mélanges des isotopes radioactifs.

III-2 Loi de Soddy et Fajans

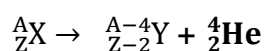
Dans une transformation radioactive il y a conservation du nombre total de nucléons et de la charge globale.



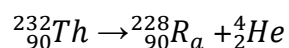
III-3 Rayonnements radioactifs :

III-3-1 Rayonnement α

Les noyaux émetteurs α (noyau d'hélium) ont des nombres de masse et de charge élevés ($A > 200$; $Z > 82$) ; ce sont des noyaux trop lourds et donc instables et possède une basse énergie de liaisons. La désintégration α permet la transformation de ces nucléides en nucléides plus légers avec une énergie de liaison plus forte.



Exemple : le thorium 232 est émetteur de particule α (hélium)

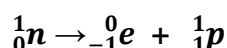


CHAPITRE III : RADIOACTIVITE-REACTIONS NUCLEAIRES

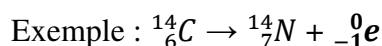
Le rayonnement α est très ionisant donc dangereux, très énergétique et peu pénétrant sont arrêtées par quelques centimètres d'air ou par une feuille de papier,

III-3-2 Rayonnement β^-

Ce rayonnement concerne les isotopes qui possèdent un excès de neutrons. De tels noyaux cherchent à se stabiliser en augmentant le nombre de protons et en diminuant le nombre de neutrons. Un processus interne crée l'électron à partir des nucléons lequel électron est éjecté. Ce processus est la conversion d'un neutron en protons.



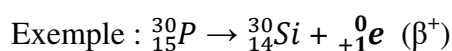
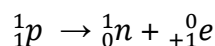
Le nombre de masse du noyau émetteur ne changera pas mais le numéro atomique, égale au nombre de protons, augmentera d'une unité



Le rayonnement β^- est très ionisant, pénétrant. Elles sont arrêtées par quelques millimètres d'aluminium.

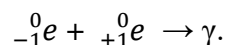
III-3-3 Rayonnement β^+

Cette forme de radioactivité concerne les isotopes instables qui possèdent un excès de protons ces noyaux cherchent à se stabilisés en augmentant le nombre de neutrons et en diminuant le nombre de protons. De tels nucléides transforment un neutron en un proton en émettant un positon ${}^0_{+1}e$ qui n'existe pas dans le noyau, est tout de même expulsé du noyau



III-3-4 Rayonnement γ

Les particules β^+ ont une durée de vie très courte. Lorsqu'elles rencontrent un électron, les deux particules s'annulent pour donner de l'énergie sous forme d'un rayonnement électromagnétique γ suivant le bilan:



- L'émission γ . est l'émission d'un rayonnement électromagnétique.

Le noyau est en général obtenu dans un état excité (Y^*) niveau d'énergie élevé de très courte longueur d'onde ($\lambda < 1A^\circ$). Ce noyau obtenu ne reste pas dans cet état instable. Il se désexcite en évacuant cette énergie excédentaire en émettant un rayonnement électromagnétique γ (particules sans masse très énergétique appelées photons). $Y^* \rightarrow Y + \gamma$.

CHAPITRE III : RADIOACTIVITE-REACTIONS NUCLEAIRES

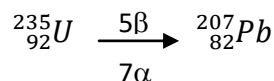
Exemple: Le baryum un noyau instable (excité) $^{137}_{56}\text{Ba}^* \rightarrow ^{137}_{56}\text{Ba} + \gamma$.

Les rayonnements γ sont très pénétrants et pas ionisants

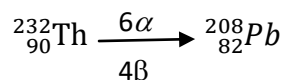
III-4 Les familles radioactives naturelles

Les familles radioactives sont des radioéléments avec filiation. On connaît quatre (03) radioéléments naturels générateurs d'une série ou famille radioactive ; le long d'une série, l'évolution du noyau se fait par transformations successives qui aboutissent à un élément stable, terme final de la famille. Dans chacune de ces trois familles, on aboutit à un isotope stable de Pb: $^{206}_{82}\text{Pb}$ ou $^{207}_{82}\text{Pb}$ ou $^{208}_{82}\text{Pb}$

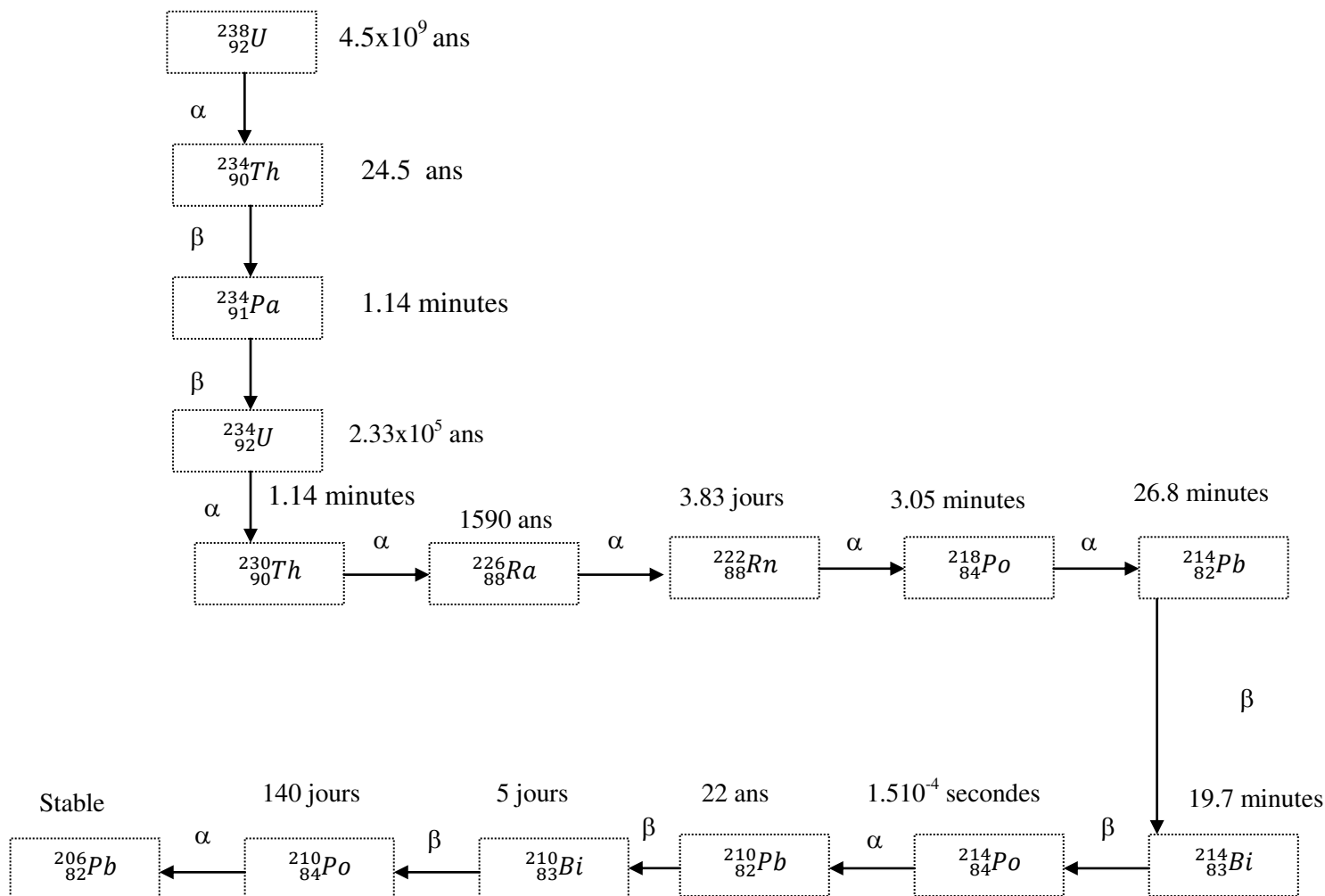
Famille de l'uranium 235



Famille du thorium



Exemple : Famille de l'uranium 238



III-5 Radioactivité artificielle et les réactions nucléaires

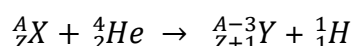
La transmutation a été découverte par Irène et Frédéric Joliot-Curie elle permet de transformer un noyau à un autre noyau par capture de diverses particules (n,p, α)

Les réactions de transmutations provoquées sont appelées réactions nucléaires. Elles sont obtenues en bombardant les noyaux de certains atomes à l'aide de particules convenables tel que : les neutrons, les protons les hélions (hélium (α)) l'ensemble de ces réactions dites artificielle peuvent être divisés en trois groupes : les transmutations ; les réactions de fission et les réactions de fusion.

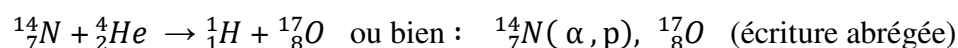
Comme pour la radioactivité naturelle, dans les réactions nucléaires, la charge totale et le nombre de nucléons se conserve. La quantité d'énergie libérée d'une mole d'atomes est énorme.

III-5-1 Transmutation par Hélium

III-5-1-1 Libération de proton : réaction (α , p)

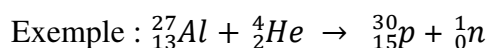
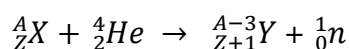


Exemple :



Cet exemple constitue la première réaction nucléaire réalisée par Rutherford elle lui a permis de découvrir le proton en 1919

III-5-1-2 Libération de neutrons : réaction (α , n)



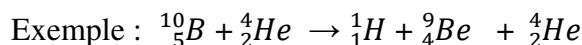
La radioactivité artificielle a ainsi été découverte et a valu un prix nobel à I. et F. Joliot-Curie en 1935



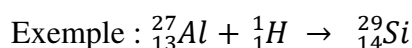
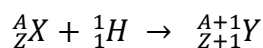
Cette réaction nucléaire a permis la découverte du neutron par James Chadwick en 1932

III-5-1-3 Réaction sans capture

Dans certaines réactions les rayonnements α provoquent l'émission de protons sans s'incorporer au noyau ils agissent comme des simples transporteurs d'énergie

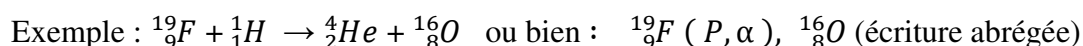
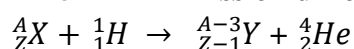


III-5-1-4 Transmutation par Capture de protons

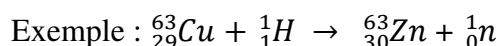
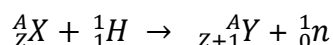


On obtient ainsi du phosphore 30 radioactif de type β^+

III-5-1-4-1 Emission d'hélium : réactions (p, α)

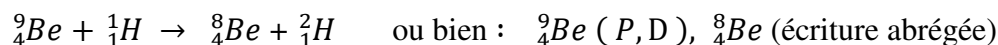


III-5-1-4-2 Emission de neutrons : réactions (p, n)



III-5-1-4-3 Réaction (p, D)

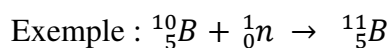
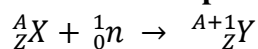
sont rarement observées



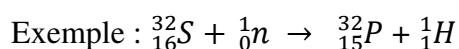
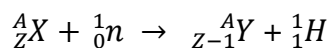
III-5-1-5 Transmutation par neutrons :

Les neutrons n'étant pas chargés, ils ne sont pas repoussés par les noyaux, il constitue alors les projectiles de choix. Les neutrons utilisés sont généralement fournis par les réactions nucléaires.

III-5-1-5-1 Captures de neutrons :



III-5-1-5-2 Emission de protons : Réactions (n, p)



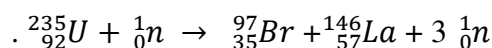
III-5-1-5-3 Réaction de fission nucléaire

La fission est une réaction nucléaire provoquée où un noyau cible lourd peu stable se scinde en deux noyaux plus stables sous l'impact d'un neutron. C'est ce qui est utilisé dans les centrales nucléaires. La fission nucléaire correspond à la cassure d'un noyau lourd en deux noyaux plus légers excités, ceux-ci pouvant à leur tour se scinder. Les

CHAPITRE III : RADIOACTIVITE-REACTIONS NUCLEAIRES

centrales nucléaires actuelles sont fondées sur la fission de noyaux d'uranium qui s'accompagne d'un grand dégagement d'énergie.

Exemple : fission de l'uranium 235



L'énergie libérée par un atome d'uranium vaut 160 Mev, soit $1,54 \cdot 10^{13} \text{ j.mol}^{-1}$.

L'ordre de grandeur des énergies de combustion est de 10^6 j.mol^{-1}

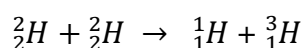
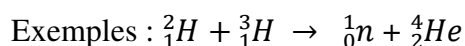
Le noyau fissile est scindé en deux noyaux plus légers sous l'impact d'un neutron. Simultanément se produit la libération de deux ou trois neutrons qui peuvent provoquer à leur tour des fissions, provoquant une réaction en chaîne, qu'il faut bien entendu contrôler.

III-5-1-6 Réaction de Fusion nucléaire

La fusion est une réaction nucléaire provoquée où deux noyaux légers peu stables s'associent en un noyau plus stable. Elle correspond à la réunion de deux noyaux légers en un noyau plus lourd avec perte de masse et libération d'une grande quantité d'énergie. Cette réaction est empêchée par la répulsion électrique qui s'exerce sur les deux particules qui ne peuvent s'approcher l'une de l'autre pour fusionner.

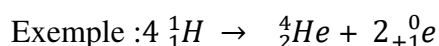
La fusion nucléaire doit se produire dans un matériau dense pour que suffisamment d'atomes puissent fusionner et fournir une quantité d'énergie significative. Pour cela, il faut élever la température du matériau pour que les particules atteignent une énergie suffisante de façon à vaincre la barrière de répulsion électrique. Ce procédé est appelé fusion thermonucléaire. Ces températures doivent être de l'ordre de celle du soleil ($1,5 \cdot 10^7 \text{ K}$).

La réaction de fusion nucléaire produit plus d'énergie que la fission. Ces réactions se produisent dans le soleil



Le soleil est un exemple de réacteur thermonucléaire. Les recherches actuelles portent sur la fusion contrôlée, le combustible (l'hydrogène) est abondant sur Terre, l'énergie libérée serait plus importante et le produit essentiellement obtenu l'hélium non dangereux

CHAPITRE III : RADIOACTIVITE-REACTIONS NUCLEAIRES

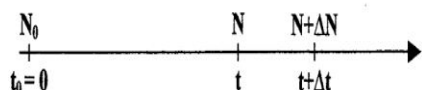


La maîtrise des réactions de fusion nucléaire en vue de produire de l'électricité est un vrai défi technologique (les températures doivent atteindre des millions de degrés : projet européen ITER de Tokamak ou de fusion laser aux USA).

III-6 Cinétique de la désintégration radioactive :

III-6-1 Loi de décroissance radioactive

On considère un échantillon contenant N noyaux radioactifs (non désintégrés) à un instant t .



Ce nombre est noté N_0 à l'instant $t_0 = 0$ s pris comme instant initial.

- Pendant une durée Δt très brève, un certain nombre de noyaux radioactifs se sont désintégrés.

Soit $N+\Delta N$ le nombre de noyaux radioactifs non désintégrés à la date $t+\Delta t$. ($\Delta N < 0$ car N diminue)

- Le nombre moyen (phénomène aléatoire) de noyaux désintégrés pendant la durée Δt est : $Nt - Nt+\Delta t = N - (N + \Delta N) = -\Delta N > 0$

Ce nombre moyen de désintégrations pendant la durée Δt est proportionnel:

- Au nombre N de noyaux radioactifs présents dans l'échantillon à la date t .

- A la durée Δt . (Si Δt est petit par rapport à t , si Δt double alors le nombre de désintégrations qui se produisent, double aussi). On a donc :

- $\Delta N = \lambda N \Delta t =$ nombre de désintégrations pendant la durée Δt où λ est la constante radioactive, caractérisant un radioélément.

$$-\frac{\Delta N}{\Delta t} = \lambda N \quad , \quad \lambda \text{ s'exprime en } s^{-1}$$

Par définition, la dérivée de la fonction $N(t)$ par rapport au temps est :

$$N'(t) = \frac{dN}{dt} = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{\Delta N(t)}{\Delta t} \text{ Si } t \text{ tend vers } 0, \text{ la relation devient :}$$

$$-\frac{dN}{N} = \lambda dt \text{ par intégration de cette équation on obtient :}$$

$$N(t) = N_0 e^{-\lambda t} \quad : N_0 \text{ le nombre initial d'atomes radioactifs}$$

CHAPITRE III : RADIOACTIVITE-REACTIONS NUCLEAIRES

III-6-2 La constante radioactive λ

Pour un type de noyau donné la constante radioactive λ est la proportion des noyaux qui se désintègre par unité de temps :

$$\lambda = \frac{1}{N(t)} \frac{\Delta N(t)}{\Delta t}$$

Tableau III-1: Quelques radioéléments et leurs constante radioactive λ

noyau radioactif	uranium 238	Carbone 14	Césium137	Iode 131
constante radioactive λ	$1.5 \cdot 10^{-10} \text{an}^{-1}$	$1.2 \cdot 10^{-4} \text{an}^{-1}$	$2.3 \cdot 10^{-2} \text{an}^{-1}$	$8.5 \cdot 10^{-2} \text{an}^{-1}$

III-6-3 Activité radioactive A

L'activité A d'une source radioactive est égale au nombre moyen de désintégrations par seconde dans l'échantillon.

$$A = \frac{N_{\text{désintégration}}}{\Delta t} = - \frac{\Delta N}{\Delta t} \quad , \quad \text{L'activité } A > 0$$

Elle s'exprime en becquerels (Bq), désintégration par seconde, désintégration par minute dpm (1Bq = 1 désintégration par seconde (dps)).

Le curie (Ci) est une autre unité de mesure d'activité utilisée. Il correspond à l'activité de 1,0g de radium et vaut $3,7 \cdot 10^{10} \text{Bq}$.

$$A = - \frac{\Delta N}{\Delta t} = \lambda N = \lambda N_0 e^{-\lambda t} = A_0 e^{-\lambda t} \Rightarrow A = A_0 e^{-\lambda t} \quad \text{avec } A_0 = \lambda N_0$$

III-6-4 La période radioactive ou temps de demi vie T (ou $t_{1/2}$)

La demi-vie radioactive, notée $t_{1/2}$, d'un échantillon de noyaux radioactifs est égale à la durée nécessaire pour que, la moitié des noyaux radioactifs présents initialement dans l'échantillon se désintègrent.

CHAPITRE III : RADIOACTIVITE-REACTIONS NUCLEAIRES

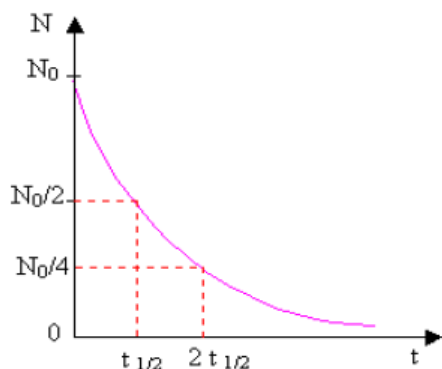


Figure III-1 : Courbe de désintégration radioactive

Au bout de cette durée (T), le nombre de noyaux radioactifs est égal à la moitié du nombre initial de noyaux.

$$\text{A } t=T=t_{1/2} \text{ on a } N_t = \frac{N_0}{2} \Rightarrow \frac{N_0}{2} = N_0 e^{-\lambda t} \Rightarrow \frac{1}{2} = e^{-\lambda T}$$

$$\Rightarrow T = \frac{\ln 2}{\lambda} = \frac{0.693}{\lambda} \text{ temps de demi-vie radioactive ou période}$$

La demi-vie radioactive est une caractéristique de chaque type de noyau radioactif, elle ne dépend que de la constante radioactive λ

Tableau III-2 : Quelques radioéléments et leurs périodes

Radionucléide père	Radionucléide fils	Période (année)
^{238}U	^{206}Pb	4.47×10^9
^{232}Th	^{208}Pb	1.4×10^{10}
^{235}U	^{208}Pb	7.04×10^8
^{14}C	^{14}N	5.73×10^3
^{40}K	^{40}Ar	1.25×10^9
^{87}Rb	^{87}Sr	50×10^9

III-7 Applications de la radioactivité :

- Traceurs radioactifs pour le contrôle de nombreux procédés de fabrication industriels.
- Domaine de l'armement: missiles nucléaires, bombe atomique, etc...
- Source d'énergie (production de l'électricité)
- Médecine (l'iode radioactif est utilisé dans l'examen scintigraphique (suivi d'un marqueur radioactif dans l'organisme) de la thyroïde, irradiations de tumeurs, etc...)

CHAPITRE III : RADIOACTIVITE-REACTIONS NUCLEAIRES

- Carbone 14 pour la datation d'objets anciens (jusqu'à environ 40 000 ans).

III-7-1 Principe de la datation

Le carbone 14 dont la demi-vie est de 5730 ans est constamment produit dans l'environnement sous l'effet des particules cosmiques qui interagissent avec les noyaux atomiques de la haute atmosphère en produisant des neutrons suivant la réaction : $^{14}_7N + {}^1_0n \rightarrow ^{14}_6C^* + {}^1_1H$

Le radiocarbone ou ^{14}C se mélange entièrement au carbone ordinaire présent dans l'environnement et est absorbé par tous les organismes vivants.

Dans un organisme vivant l'absorption de ^{14}C et sa désintégration par unité de temps et de masse s'équilibre naturellement l'activité de ^{14}C est constante (15,3 dpm et par gramme de carbone total noté dpm.g-1). Une fois qu'un organisme meurt, l'absorption de carbone cesse et le rapport du radiocarbone ou carbone ordinaire décroît progressivement à cause de la désintégration du carbone 14.

Par la mesure de proportion de l'activité de ^{14}C ou la mesure de l'activité A de désintégration par unité de temps et de masse (en dpm) qui est proportionnel au nombre de nucléides N et en utilisant la loi de désintégration, on en déduit l'âge de l'échantillon : $A = A_0 e^{-\lambda t}$

Exemple :

On a prélevé des échantillons de charbon provenant d'une mine ancienne. Le taux de désintégration obtenu est de 9,65 dpm.g⁻¹. Sachant que la période du carbone 14 est de 5730 années, l'âge de ces échantillons est :

$$t = -\frac{T}{\ln 2} \times \ln\left(\frac{A_t}{A_0}\right) = -\frac{5730}{\ln 2} \times \ln\left(\frac{9.65}{15.3}\right) = 3810 \text{ années}$$

III-8 Dangers de la radioactivité

La dose est la grandeur qui permet d'évaluer le risque sanitaire que représente un rayonnement ionisant.

La densité d'ionisation est plus élevée avec des rayons alpha et des neutrons qu'avec des rayons bêta et gamma. Une densité d'ionisation élevée est biologiquement plus nocive qu'une densité d'ionisation faible. C'est pourquoi les rayons alpha sont plus nocifs que les rayons bêta ou gamma.

Cette grandeur tient compte de l'énergie absorbée, du type de rayonnement, de la sensibilité différente des organes affectés et donc aussi de la répartition de l'irradiation dans le corps. L'effet biologique dépend également de la densité des ionisations lors de la pénétration des rayons à travers le tissu des organes

CHAPITRE III : RADIOACTIVITE-REACTIONS NUCLEAIRES

particulièrement sensibles aux rayons tel que la moelle osseuse rouge, poumon, estomac, intestin

CHAPITRE IV: STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

IV-1 Introduction

Le modèle actuel de l'atome est un modèle simple constitué d'un noyau autour duquel gravitent des électrons qui forment un nuage électronique. La masse de la matière est essentiellement concentrée dans le noyau et ce noyau est 100000 fois plus petit que l'atome. Donc le reste est vide: la matière est lacunaire. Il est nécessaire d'élaborer un modèle pour pouvoir expliquer différents phénomènes et en prévoir les conséquences. Celles-ci soumises à des l'expérience, permettant de valider le modèle, de l'améliorer ou de le rejeter. Cependant il n'est pas toujours nécessaire d'utiliser le modèle le plus complexe pour expliquer de façon simple un certain nombre d'observations. Il suffit d'en connaître les limites. Le modèle atomique a évolué au fur et à mesure de l'apparition de phénomènes inexplicables par le modèle précédent. Il aura fallu l'intervention de nombreux savants avant que le modèle de l'atome ne devienne satisfaisant. Nous allons suivre son évolution au cours de temps.

IV-2 Dualité onde-corpuscule

On distingue en physique classique deux concepts en apparence disjoints : onde et corpuscule. Les corpuscules sont des petits « grains » de matière, localisés dans l'espace et possédant des trajectoires définies. Tout au long de sa trajectoire, position et vitesse du corpuscule peuvent être connues. Les ondes, pour leur part, ne sont pas localisées. Elles ont une étendue spatiale et n'ont pas une trajectoire à proprement parler ; elles ne transportent pas de matière mais information, quantité de mouvement et énergie.

Concernant la lumière, de nombreuses expériences témoignent d'un caractère ondulatoire: diffraction, interférences. D'autres prouvent un comportement corpusculaire et envisagent la lumière comme un jet de particules (les photons) : effet photoélectrique (A.EINSTEIN 1921). Il faut alors envisager l'aspect ondulatoire et corpusculaire comme complémentaires : la lumière manifeste tantôt un caractère d'onde, tantôt un caractère de corpuscule. On parle alors de **dualité onde-corpuscule**.

IV-2-1 Aspect ondulatoire de la lumière: onde électromagnétique ou lumineuse et spectre électromagnétique

Afin d'interpréter correctement les observations relatives au spectre d'émission de l'atome d'hydrogène, des connaissances concernant la structure ondulatoire de la lumière sont nécessaires. La lumière est une onde plane électromagnétique progressive (champ électrique \vec{E} et champ magnétique \vec{B} dépendant de l'espace et du temps). Ces vecteurs, eux-mêmes orthogonaux, sont perpendiculaires à la direction de propagation (Figure IV-1). Le rayonnement lumineux est caractérisé par :

- Son énergie E (en J)

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

- Sa longueur d'onde λ (en m), ou période spatiale (il s'agit de la longueur, à un temps fixé, au bout de laquelle l'onde se répète identique à elle-même).

On utilise parallèlement le nombre d'onde σ défini par : $\sigma = \frac{1}{\lambda}$ et exprimé en m^{-1} .

- Sa période T (en s), ou période temporelle il s'agit du temps, à position fixée, au bout duquel l'onde se répète identique à elle-même. On utilise parallèlement la fréquence de l'onde, définie par : $\nu = \frac{c}{\lambda}$ et exprimée en hertz (Hz) ou s^{-1} lorsque T est exprimée en secondes.

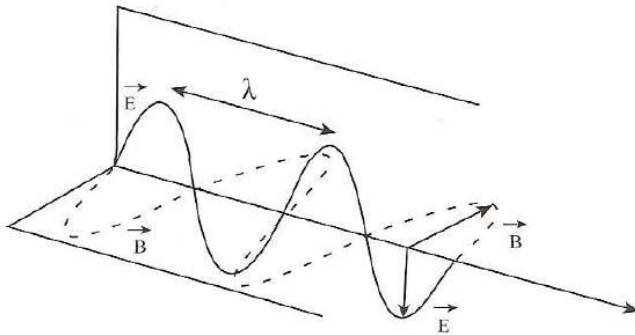


Figure IV-1 : Caractère ondulatoire de la lumière

Nous avons les relations suivantes, liant énergie d'un rayonnement lumineux, fréquence, période et longueur d'onde :

$E = h\nu$ E est l'énergie exprimée en joules (en J), ν est la fréquence en hertz (Hz) et h est la constante de PLANCK, $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s.

La distance (en mètres m) parcourue par la lumière durant une période T, à la vitesse c (célérité de la lumière dans le vide, $c = 310^8$ m.s⁻¹) est égale à la longueur d'onde.

On retiendra donc : $\lambda = cT = \frac{c}{\nu}$ et par conséquent $E = \frac{hc}{\lambda}$

La nature même du rayonnement électromagnétique dépend de la longueur d'onde et donc de l'énergie véhiculée. Le rayonnement visible possède une longueur d'onde comprise entre 400 nm (lumière bleue) et 750 nm (lumière rouge). La figure IV-2 représente le spectre électromagnétique qui illustre la nature du rayonnement en fonction de la longueur d'onde.

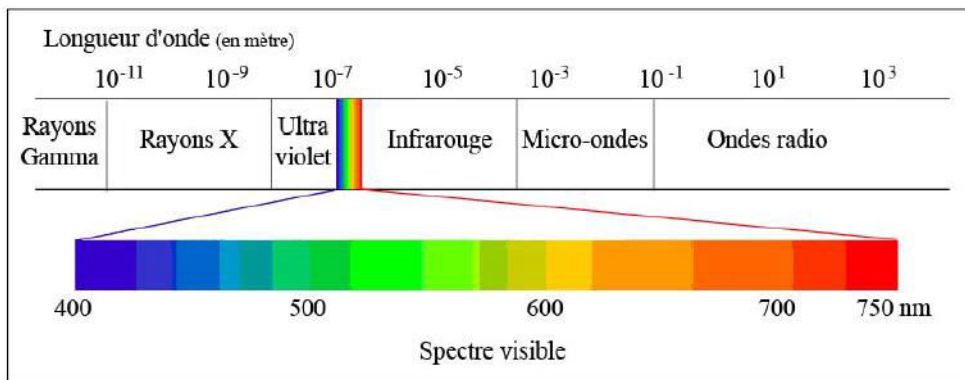


Figure IV-2 : Caractère ondulatoire de la lumière

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

Le modèle ondulatoire est indispensable pour étudier la propagation de la lumière mais reste insuffisant pour décrire les échanges entre la lumière et la matière. Les énergies échangées entre matière et lumière ne peuvent pas prendre des valeurs quelconques : les transferts énergétiques sont discontinus ou quantifiés : ils ne peuvent se faire que par paquets ou quanta d'énergie bien déterminée qui constitue l'aspect corpusculaire.

IV-2-2 Aspect corpusculaire de la lumière

La lumière blanche est un ensemble de longueur d'onde (soit de couleur) émis par le soleil. Ces couleurs passent du rouge au violet (Infrarouge/Ultraviolet) et par tous les intermédiaires et à chaque couleur correspond une énergie, une fréquence et une longueur d'onde. L'aspect corpusculaire d'un rayonnement lumineux peut être considéré comme un ensemble de particules transportant chacun un quantum (quanta) d'énergie appelées photons, dont la valeur est proportionnelle à la fréquence qui lui est associée. $E = h\nu = h\frac{C}{\lambda}$
Avec: $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s (constante de Planck), E: énergie lumineuse transportée par la radiation en Joule et ν : fréquence de la radiation en s^{-1} (Hz), C la vitesse de la lumière dans le vide en (m/s) et λ est la longueur d'onde dans le vide en (m)

IV-2-2 -1 Effet photoélectrique

L'effet photoélectrique a été mis en évidence par Hertz en 1885. L'effet photoélectrique On envoie un faisceau de lumière riche en rayons ultraviolet sur une lame de zinc reliée à un électroscope initialement chargé, on constate que :

Si électroscope est chargé positivement, il ne se passe rien, les feuilles restent écartées.
Si électroscope est chargé négativement il se décharge les feuilles retombent

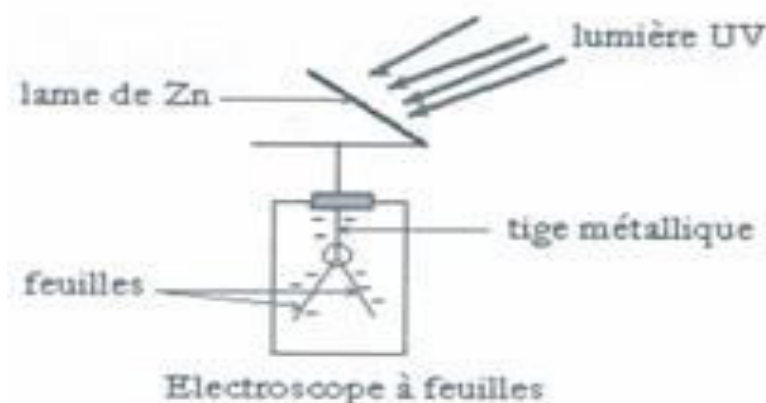


Figure IV-3 : L'expérience de la lame de zinc

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

Lorsqu'on éclaire une plaque métallique par une lumière convenable d'une fréquence seuil ν_0 qui est caractéristique du métal utilisé, la cathode émet des électrons. ces électrons sont captés par l'anode. Il en résulte dans le circuit extérieur un courant décelé par galvanomètre G

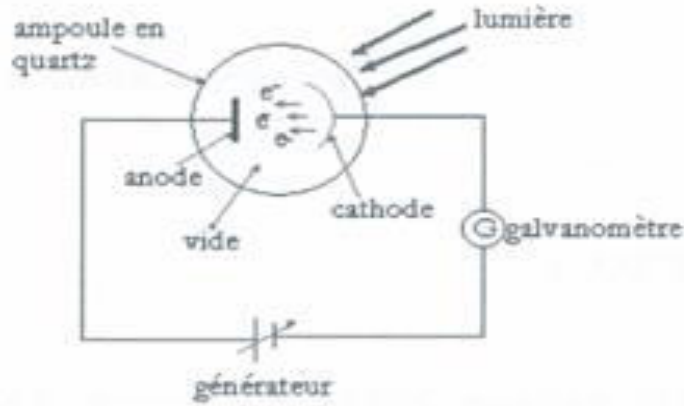


Figure IV-4 : L'expérience de l'effet photoélectrique

Pour extraire un électron dans un métal il faut fournir de l'énergie appelée énergie d'extraction. Einstein interprète l'effet photoélectrique en formulant les hypothèses suivantes :

- La lumière est constituée par un ensemble de corpuscules, appelée photons transportant un quantum d'énergie.

Chaque photon d'un rayonnement monochromatique de fréquence ν transporte un quantum d'énergie : $E = h\nu = h\frac{c}{\lambda}$.

- L'effet photoélectrique est l'interaction entre un photon incident de fréquence ν supérieur et un électron du métal à la fréquence seuil ν_0 .

l'excès d'énergie par rapport à l'énergie caractéristique du métal $E_0 = h\nu_0$ est dissipée sous forme d'énergie cinétique prise par les électrons.

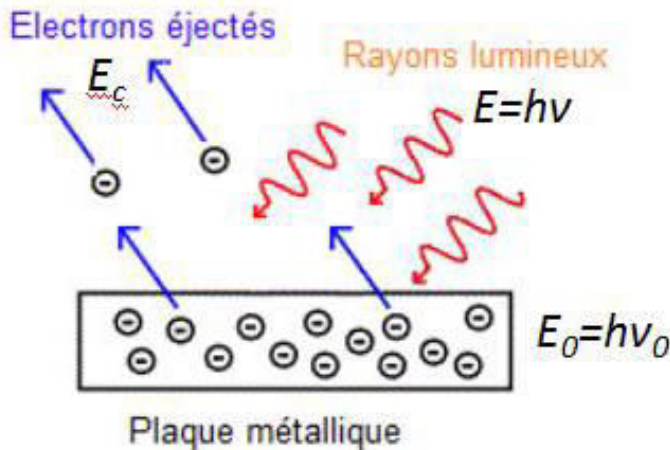


Figure IV-5 : Les différentes énergies constituant l'effet photoélectrique

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

L'effet photoélectrique ne se produit que si l'énergie du photon incident $E = h\nu$ est supérieure au travail d'extraction $W_0 = h\nu_0$ d'un électron du métal, énergie d'extraction qui ne dépend que de la nature du métal ν_0 est la fréquence seuil ($\nu_0 = \frac{c}{\lambda_0}$, λ_0 la longueur d'onde seuil)

Si l'énergie du photon n'est pas suffisante ($\nu < \nu_0$ ou $\lambda > \lambda_0$), le photon est réfléchi et l'électron n'est pas éjecté du métal.

Si l'énergie du photon est suffisante ($\nu > \nu_0$ ou $\lambda < \lambda_0$), toute l'énergie du photon est cédée à l'électron qui sort du métal avec une vitesse d'éjection.

$$E = E_c + h\nu_0 \Rightarrow E_c = E - h\nu_0 = E - W_0 = h(\nu - \nu_0) = hC \left(\frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right)$$

$$\frac{1}{2} m_e v^2 = h(\nu - \nu_0) = hC \left(\frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right), m_e \text{ est la masse de l'électron } m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$$

L'effet photoélectrique est l'émission d'électrons par un métal lorsqu'il est éclairé par une lumière convenable

Application :

Une lumière polychromatique comprenant 3 radiations : $\lambda_1 = 450 \text{ nm}$, $\lambda_2 = 610 \text{ nm}$ et $\lambda_3 = 750 \text{ nm}$ irradie un échantillon de potassium contenu dans une ampoule

L'énergie nécessaire à arracher un électron de l'atome de potassium est de 2,14 eV

1-Etablir la relation $E \text{ (eV)} = \frac{1241,25}{\lambda(\text{nm})}$

2-Quelle radiation qui donne lieu à l'effet photoélectrique ?

3-Quelle est la vitesse des électrons émet par le métal ?

Solution

$$E = E = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = \frac{(6,62 \cdot 10^{-34})(3 \cdot 10^8)(10^9)}{1,610^{-19} \lambda} = \frac{1241,25}{\lambda(\text{nm})}$$

$$E_1 = \frac{1241,25}{450} = 2,76 \text{ eV}, E_2 = \frac{1241,25}{610} = 2,03 \text{ eV}, E_3 = \frac{1241,25}{750} = 1,65 \text{ eV}$$

$\lambda_1 = 450 \text{ nm}$ est suffisante pour arracher l'électron de l'atome de potassium.

L'énergie cinétique de l'électron est : $E_c = E_1 - E_0 = 2,76 - 2,14 = 0,62 \text{ eV}$.

$$\frac{1}{2} m_e v^2 = E_c \Rightarrow v = \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m_e}} = \sqrt{\frac{2(0,62 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19})}{9,31 \cdot 10^{-31}}} = 4,710^5 \text{ m/s}$$

IV-3 Interaction entre la lumière et la matière

Lorsqu'une source d'énergie lumineuse vient frapper un objet, celui-ci va renvoyer un rayonnement à une certaine longueur d'onde et apparaîtra par conséquent d'une couleur précise - en fonction des mécanismes d'émission, de réflexion, d'absorption et de transmission.

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

IV-3-1 Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène est l'ensemble des ondes électromagnétiques pouvant être émises par un atome d'hydrogène excité ayant reçu un excédent d'énergie. Celui-ci est obtenu expérimentalement (Figure IV-6) dans un tube à décharge contenant du dihydrogène et muni de deux électrodes métalliques. Le tube contient du dihydrogène sous faible pression (de l'ordre du mm de mercure), une décharge est opérée et ionise partiellement le dihydrogène H_2 . Les ions générés sont accélérés par la différence de potentiel régnant entre les deux électrodes et percutent à grande vitesse les molécules de dihydrogène en provoquant la dissociation en atomes d'hydrogène, ainsi que l'excitation des atomes formés. Les atomes ne gardent que très peu de temps cet excédent d'énergie : ils le libèrent sous forme de lumière on dit qu'ils se désexcitent. Le rayonnement émis est constitué d'une **série de raies** de longueurs d'ondes différentes. **C'est le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène.**

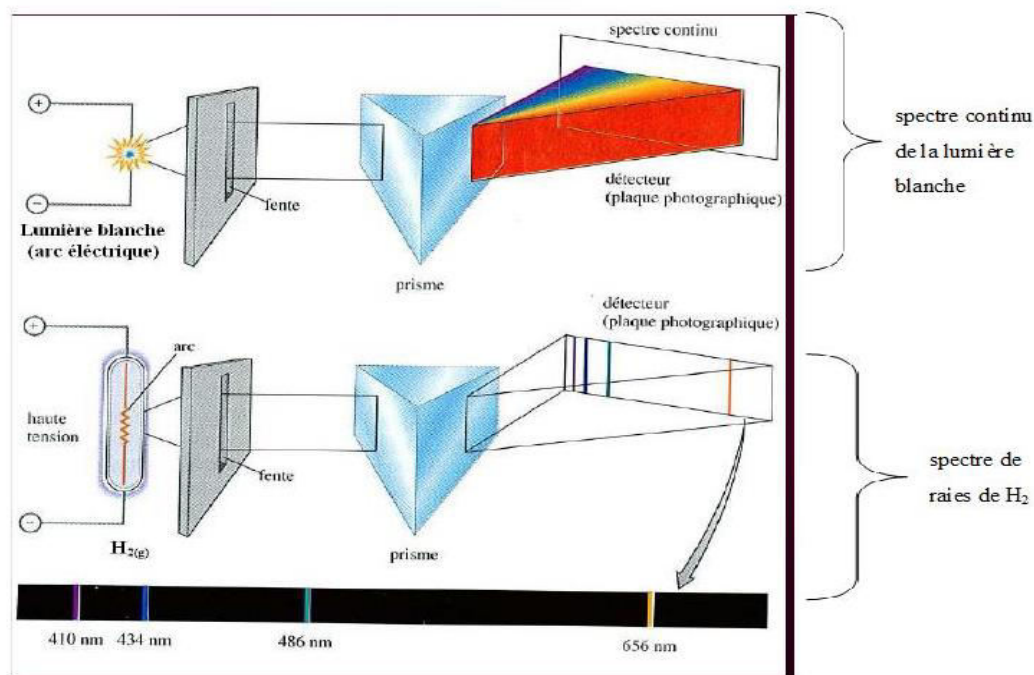


Figure IV-6 : Dispositif expérimental l'expérience de H_2 soumis à une décharge électrique -**spectre de raies**- et de la lumière blanche - **spectre continu**-

-Certains rayonnements, d'énergies toutes particulières, sont émis par l'atome d'hydrogène. Le spectre prend la forme d'un ensemble de raies. Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène est qualifié de *spectre de raies* (*spectre discontinue*).

-Les rayonnements apparaissent par groupes: le spectre est composé de plusieurs séries de raies (figure IV-7). La première série est observée par BALMER (série située dans le domaine visible). LYMAN découvre une série dans l'ultra-violet, puis

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

PASCHEN localise une nouvelle série dans le domaine infra-rouge. De façon postérieure BRACKET et PFUND identifient deux nouvelles raies

-Au sein d'une même série les raies ne sont pas séparées d'une même longueur d'onde: les raies se rapprochent quand la longueur d'onde diminue et semblent tendre vers une raie limite.

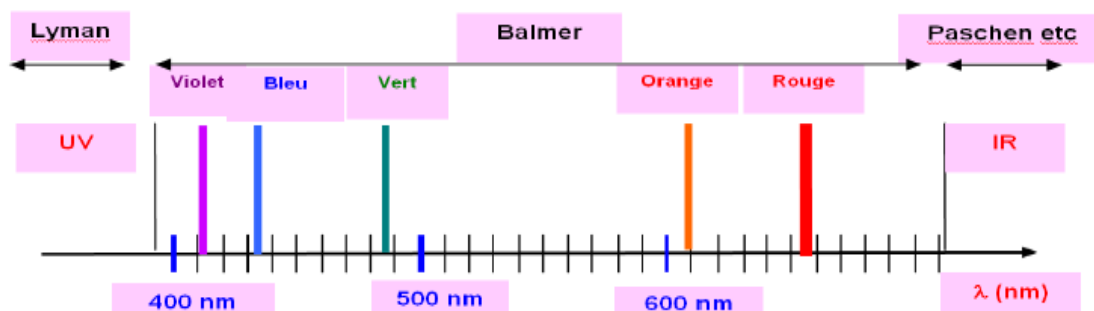


Figure IV-7 : Série des raies du spectre de l'atome d'hydrogène.

IV-3-2 Relation empirique de Balmer-Rydberg

Balmer a démontré d'abord que la représentation graphique de l'inverse des longueurs d'onde en fonction de $1/n^2$ (où n est un nombre entier compris entre 3 et 6) est une droite.

Par la suite, Rydberg a proposé l'équation empirique suivante qui relie

les longueurs d'onde (ou les fréquences) observées à des nombres entiers.

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

En appliquant cette équation à $n = 3$, on obtient la longueur d'onde de l'une des raies de l'hydrogène, soit une valeur calculée de 656,3 nm, ce qui correspond d'ailleurs à la longueur d'onde observée.

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{3^2} \right) = 6,56310^{-7} \text{ m} = 656,3 \text{ nm}$$

Les autres valeurs de n , soit 4, 5 et 6, ont ainsi fourni ce qui a fait désigné la série de Balmer, la première série de longueurs d'onde des raies de l'hydrogène dans le visible.

IV-3-3 La formule de RITZ-RYDBERG

L'équation de Rydberg fut finalement généralisée pour tenir compte de la découverte d'autres raies dans les parties spectrales de l'ultraviolet et de l'infrarouge du spectre de l'hydrogène.

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right); R_H : \text{constante de Rydberg} : R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$n_2 > n_1 \quad \text{avec : } n_1 = 1, 2, 3, 4, n_2 = n_1 + 1, n_1 + 2, \dots$$

C'est ainsi que ont été calculées les valeurs des longueurs d'onde des autres séries de raies, soit celle de Lyman ($n_1 = 1$), dans la portion de l'ultraviolet, et celles de Paschen ($n_1 = 3$), de Brackett ($n_1 = 4$) et de Pfund ($n_1 = 5$), dans l'infrarouge.

Cette équation est purement empirique, c'est-à-dire qu'elle se fonde exclusivement sur des mesures expérimentales et n'est reliée à aucune théorie. Elle permet néanmoins de prévoir la position des raies du spectre de l'hydrogène, seul élément auquel elle s'applique.

IV-3-4 Notion de série de raies

Une série de raies correspond à l'ensemble de toutes les raies qui font revenir l'électron sur un niveau donné et fixe n . Chaque série a reçu le nom de son découvreur

$n = 1$: série de LYMAN

$n = 2$: série de BALMER

$n = 3$: série de PASCHEN

$n = 4$: série de BRACKETT

$n = 5$: série de PFUND

$n = 6$: série de HUMPHREYS

Comme le montre le schéma suivant :

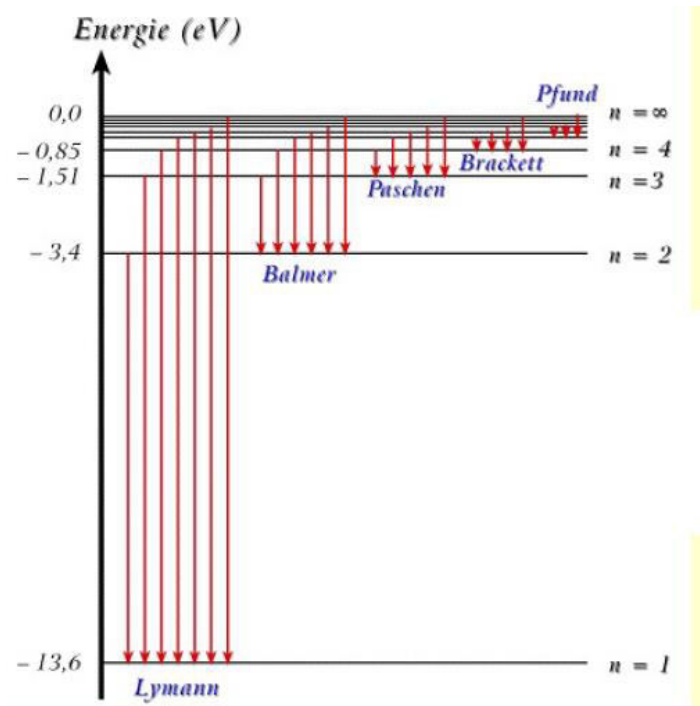


Figure VI-8 : Spectre d'émission de H

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

IV-4 Modèle classique de l'atome

Le modèle atomique, la découverte de ce à quoi ressemble un atome, est le fruit d'une réflexion et d'expériences qui se sont déroulées sur plusieurs siècles. Le modèle atomique a évolué, été modifié, été remis en question tout au long de l'histoire.

IV-4-1 Modèle de Rutherford

Rutherford a supposé que l'atome est constitué d'un noyau dense chargé positivement et contenant la majorité de masse de l'atome, autour duquel les électrons tournent comme les planètes autour du soleil sous l'effet des forces d'attraction gravitationnelle. Ce modèle est appelé aussi Modèle planétaire

Il a utilisé la mécanique classique comme loi physique pour étudier le mouvement de l'électron en considérant que:

Il a utilisé la mécanique classique comme loi physique pour étudier le mouvement de l'électron en considérant que :

L'électron est soumis à deux forces égales et opposées: Force d'attraction coulombienne du noyau et Force centrifuge (de répulsion)

L'énergie totale du système = l'énergie cinétique + l'énergie potentielle

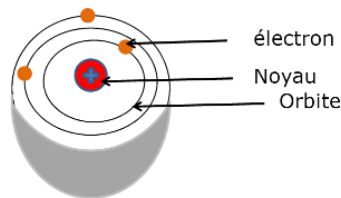


Figure IV-9: Modèle planétaire de l'atome selon Rutherford

IV-4-1-1 Application à l'atome d'hydrogène

L'atome d'hydrogène est constitué d'un électron et d'un planétaire noyau contenant un proton. L'électron tourne autour du noyau avec une vitesse V (figure 2)

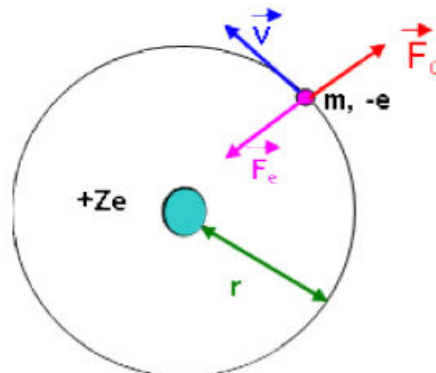


Figure IV-10 : Différentes forces exercées sur l'électron d'un atome

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

L'électron est soumis à :

Une force d'attraction coulombienne du noyau : $F_a = \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$

Et une force de répulsion ou centrifuge : $F_c = \frac{mV^2}{r}$

Condition de stabilité $|\vec{F}_a| = |\vec{F}_c| \Rightarrow \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} = \frac{mV^2}{r} \Rightarrow mV^2 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r}$

Avec ϵ_0 est la permittivité du vide

L'énergie totale du système E_T est égale à la somme de l'énergie potentielle E_p et l'énergie cinétique E_c

$E_{p=\int_{\infty}^r F_a dr} \Rightarrow E_p = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r}$ et $E_c = \frac{mV^2}{2}$ or $mV^2 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r} \Rightarrow E_c = -\frac{1}{8\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r} =$

$-\frac{Ze^2}{8\pi\epsilon_0} \frac{1}{r}$

$\Rightarrow E_T = -E_c$

D'après Rutherford, l'électron se trouve en mouvement circulaire. Il émet un rayonnement Avec une perte d'énergie, ce qui provoque : soit un ralentissement du mouvement, soit une diminution du rayon soit une diminution du rayon. Dans les deux cas, ce phénomène devrait provoquer une chute de l'électron sur le noyau. (Figure IV-11). Ce qui est contradictoire avec la réalité de la structure atomique.

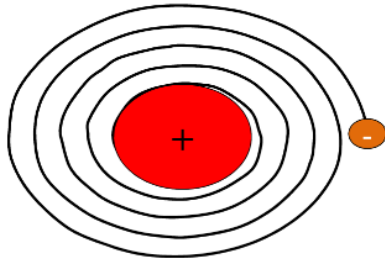


Figure IV-11 : Trajectoire de l'électron selon le modèle de Rutherford

IV-4-2 Modèle atomique de Bohr : atome d'hydrogène

En 1913, Niels Bohr (voir la page 6) présenta un nouveau modèle de l'atome fondé sur la quantification de l'énergie. Ce modèle rendait compte de la structure de l'atome d'hydrogène et de son spectre ; il apportait aussi un fondement théorique à l'équation de Rydberg. Le modèle construit par Niels BOHR cherche à expliquer de façon classique les résultats précédents. Les caractéristiques de ce modèle sont résumées dans trois postulats.

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

IV-4-2-1 Les postulats de Bohr

BOHR énonce en 1913 trois postulats qui sont à la base de l'explication proposée pour l'interprétation du spectre de raie d'émission de l'atome d'hydrogène :

1-L'atome ne peut pas subir de variation énergétique continue; il ne peut exister que dans une suite d'états stationnaires correspondant à des niveaux d'énergie $E_1, E_2, E_3, \dots, E_n$ sur lesquels l'électron ne rayonne pas.

2-Il y'a quantification du moment cinétique orbital L de l'électron par rapport au centre de l'orbite. Ce moment est défini par le produit vectoriel du vecteur position r et du vecteur impulsion p relatif à l'électron suivant la relation :

$$\vec{L} = \vec{r} \wedge \vec{p}; \vec{L} = m (\vec{r} \wedge \vec{v}) = L = mvr \sin(\vec{v}, \vec{r}) \quad L = mvr \sin(90^\circ) = mvr$$

\vec{L} est perpendiculaire au plan de l'orbite

Ce moment ne peut donc prendre que des valeurs entières de $\frac{h}{2\pi}$

Par conséquent le moment cinétique est quantifié $mvr = \frac{h}{2\pi}$

Avec h : constante de Planck ; m : masse de l'électron et n : nombre quantique

3- Au cours d'une transition entre deux états stationnaires d'énergies respectives E_{n_1} , E_{n_2} il ya émission ou absorption d'une quantité d'énergie égale à :

$$|E_{n_2} - E_{n_1}| = \Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

h : $6,623 \cdot 10^{-34}$ j.s (constante de Planck) et ν : fréquence de rayonnement mis en jeu.

Ainsi, au cours du processus d'émission (**Figure IV-12**), un électron d'énergie E_{n_2} ; peut revenir à l'état d'énergie E_{n_1} inférieure, mais il abandonnera son excédent d'énergie sous forme de lumière. Le rayonnement émis sera tel que : $E_{n_1} - E_{n_2} < 0$

Au cours du processus d'absorption (**Figure IV-13**), un électron d'énergie E_{n_1} sera susceptible d'absorber un rayonnement si celui-ci permet d'atteindre l'état d'énergie E_{n_2} . La radiation absorbée sera telle que : $E_{n_2} - E_{n_1} > 0$

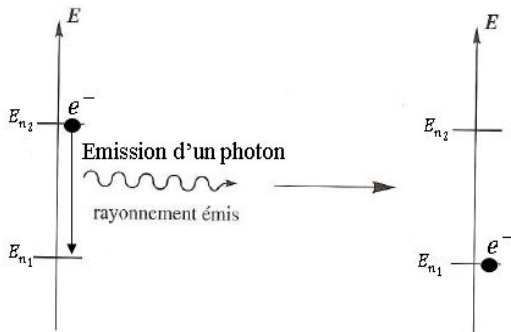


Figure IV-12 : Processus d'émission

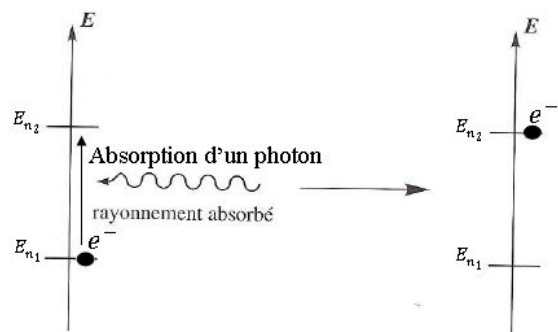


Figure IV-13 : Processus d'absorption

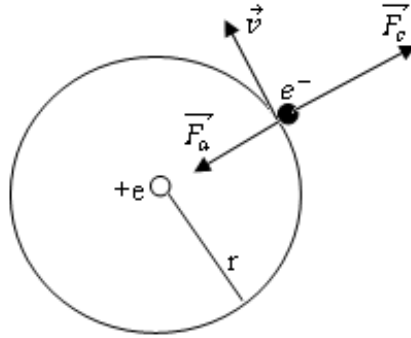
L'absorption ou l'émission de photon correspond à un changement d'orbite de l'électron

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

L'énergie du photon absorbé (ou émis) est égale à la différence d'énergie entre le deux niveau

$$|E_{n_2} - E_{n_1}| = \Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

IV-4-2-2 Rayon des orbites stationnaires



D'après le premier postulat de Bohr, le système est en équilibre

$$\vec{F}_a + \vec{F}_c = \vec{0} \quad \|\vec{F}_a\| = \|\vec{F}_c\| \quad \text{avec :}$$

$$\|\vec{F}_c\| = \frac{mv^2}{r} \quad \text{et} \quad \|\vec{F}_a\| = k \frac{|q||q'|}{r^2} = k \frac{e^2}{r^2} \quad \text{avec} \quad k = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}$$

$$\text{Or} \quad \|\vec{F}_a\| = \|\vec{F}_c\| \Rightarrow \frac{mv^2}{r} = k \frac{e^2}{r^2} \Rightarrow mv^2 = k \frac{e^2}{r} \quad (1)$$

D'après le deuxième postulat de Bohr décrivant la quantification du moment cinétique orbital, on a :

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \Rightarrow m^2 v^2 r^2 = \left(\frac{nh}{2\pi}\right)^2 \Rightarrow mv^2 = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 r^2 m} \quad (2)$$

La combinaison de l'équation (1) avec (2) conduit à l'expression du rayon de l'orbite:

$$r = \frac{h^2}{4k\pi^2 m e^2} n^2$$

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

$$r_n = \frac{h^2}{4k\pi^2 m e^2} n^2$$

Pour $n = 1$, $r_n = r_1 = 0,5290 \text{ \AA}$: premier rayon de Bohr pour l'atome d'hydrogène qu'on note a_0

$$\text{Avec : } k = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} = 9 \cdot 10^9 \left(\frac{N \cdot m^2}{C^2}\right); \quad m = 9,110 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \quad \text{et} \quad e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

Pour $n = 2$, 2ème orbite de Bohr $r_2 = 4 \times a_0$;
 Pour $n = 3$, 3ème orbite de Bohr $r_3 = 9 \times a_0$;
 Pour $n = 4$, 4ème orbite de Bohr $r_4 = 16 \times a_0$, etc...

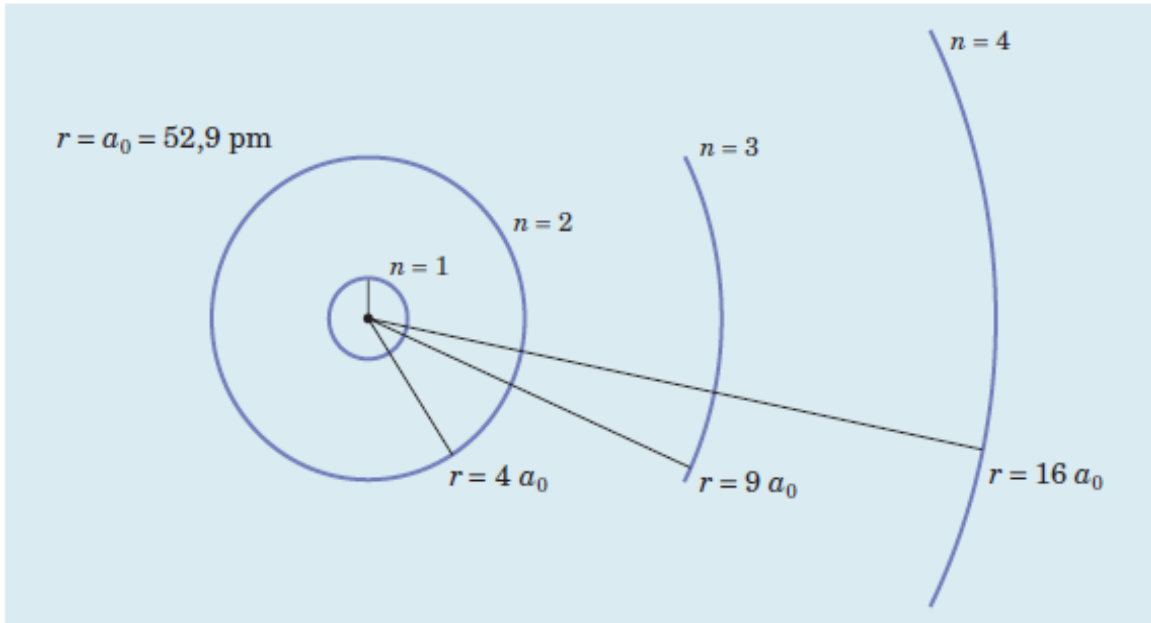


Figure IV-14 : Représentation des orbites circulaires partielles de l'atome d'hydrogène.

On constate que l'électron ne peut se trouver que sur une suite discontinue caractérisée par le nombre quantique n dont le rayon r est : $a_0, 4a_0, 9a_0, 16a_0 \dots n^2 a_0$

IV-4-2-3 Energie de l'électron sur une orbite stationnaire

L'énergie totale du système considéré est la somme de l'énergie potentielle E_p et de l'énergie cinétique E_c ; $E_T = E_p + E_c$

$$\text{Avec : } E_c = \frac{1}{2} m v^2 \text{ et } E_p = E_{\text{électrostatique}} = \frac{-k e^2}{r}$$

$$\text{D'après l'équation (1) on a : } \frac{m v^2}{r} = \frac{k e^2}{r^2} \Rightarrow m v^2 = \frac{k e^2}{r} \Rightarrow E_c = \frac{1}{2} m v^2 = \frac{1}{2} \frac{k e^2}{r}$$

$$\Rightarrow E_T = \frac{-k e^2}{r} + \frac{1}{2} \frac{k e^2}{r} = \frac{-1}{2} \frac{k e^2}{r} \text{ on remplaçant l'expression de } r \text{ dans cette équation}$$

L'énergie totale du système en fonction de n sera donc :

$$E_T = \frac{-k e^2}{2r} = \frac{-k e^2 4 \pi^2 k m e^2}{2 h^2} \frac{1}{n^2} = \frac{-2 k^2 e^4 \pi^2 m}{h^2} \frac{1}{n^2}$$

L'énergie E_T de l'électron sur l'orbite dépend uniquement de n . Elle est donc quantifiée et ne peut prendre que quelques valeurs particulières selon l'expression:

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

$$E_T = \frac{-2k^2 e^4 \pi^2 m}{h^2} \frac{1}{n^2}$$

$$\text{Pour } n = 1, E_n = E_1 = \frac{-2k^2 e^4 \pi^2 m}{h^2} = -21,76 \cdot 10^{-19} \text{J} = -13,6 \text{eV}$$

Cette valeur représente l'énergie de l'état fondamental de l'atome d'hydrogène.

L'état fondamental est l'état électronique d'énergie minimale correspondant à $n = 1$

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

$$\text{D'où } E_n = E_1 \frac{1}{n^2} = \frac{-13,6}{n^2}$$

Le modèle de BOHR justifie bien que l'énergie de l'électron est quantifiée, elle ne dépend que d'un nombre n , entier supérieur à zéro et appelé *nombre quantique*.

Les différents états quantifiés de l'énergie sont: $E_1, \frac{E_1}{4}, \frac{E_1}{9}, \frac{E_1}{16}, \frac{E_1}{25}$

Le système le plus stable correspond à la plus petite valeur algébrique de l'énergie:

$$E_1 = -13,6 \text{eV}$$

- État stationnaire : état décrivant une position fixe de l'électron par rapport au noyau.
- État fondamental : état d'énergie le plus bas des électrons d'un atome.
- L'énergie d'excitation de l'atome d'hydrogène est l'énergie nécessaire pour faire passer l'électron de l'orbite n_1 à une orbite n_2 ($n_1 < n_2$)
- L'énergie d'ionisation E_I de l'atome d'hydrogène est l'énergie nécessaire pour faire passer l'électron de l'orbite $n = 1$ à $n = \infty$. Ce phénomène correspond à l'arrachement de l'électron de l'atome c'est-à-dire envoyé cet électron sur le niveau d'énergie

$$E = 0$$

Exemple : L'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène est :

$$\text{H} \rightarrow \text{H}^+ + 1e^- \quad E_i = E_\infty - E_1 \Rightarrow E_i = 0 - (-13,6) = +13,6 \text{ eV}$$

D'après le 3^{ème} postulat de Bohr, quand l'électron de l'hydrogène passe d'un niveau d'énergie E_{n_i} à un niveau d'énergie E_{n_f} l'énergie mise en jeu a pour expression :

$$|\Delta E| = |E_{n_f} - E_{n_i}| = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = \frac{2k^2 e^4 \pi^2 m}{h^2} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

La fréquence et le nombre d'onde correspondant à cette radiation sont donnés par :

$$\nu = \frac{|E_{n_f} - E_{n_i}|}{h}; \quad \bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{|E_{n_f} - E_{n_i}|}{hc} = \frac{1}{hc} \frac{2k^2 e^4 \pi^2 m}{h^2} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$\Rightarrow \bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{2k^2 e^4 \pi^2 m_e}{ch^3} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) = 10973740 \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

On en déduit : $R_H = \frac{2k^2 e^4 \pi^2 m_e}{ch^3} = 10973740 \text{ m}^{-1}$

$$\Rightarrow \bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

Ainsi, on retrouve la formule empirique de Ritz et les différentes séries de raies du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène. Les transitions spectrales entre les différents niveaux électroniques de l'atome d'hydrogène sont représentées dans le diagramme énergétique suivant (Figure IV- 15).

La valeur calculée de la constante de Rydberg est proche de la valeur expérimentale donnée empiriquement par Balmer $R_H=109677,6 \text{ cm}^{-1}$.

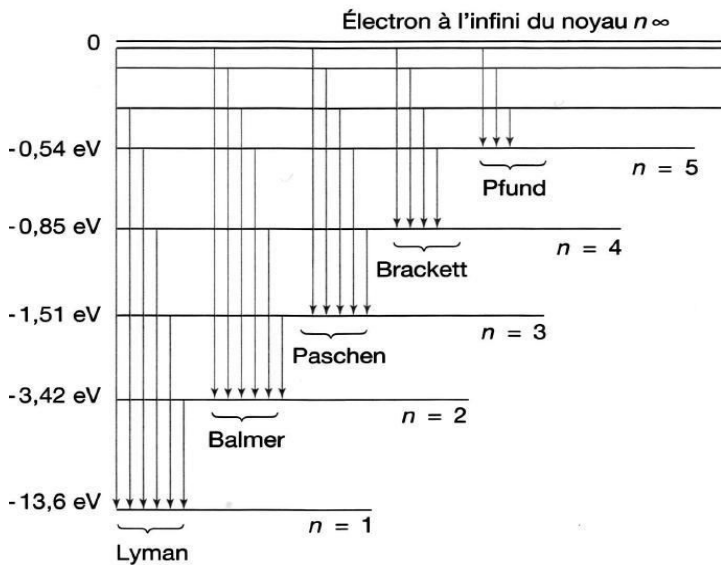


Figure IV-15 : Diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène.

IV-4-2-4 Quantification de l'énergie de l'atome d'hydrogène

A chaque couche correspond une énergie bien déterminée et identique pour tous les atomes d'hydrogène. Le diagramme énergétique donne ces différents niveaux (**Figure IV-16**)

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

Le niveau $n=1$ d'énergie la plus basse est appelée **niveau fondamental** ; les autres niveaux sont dits excités.

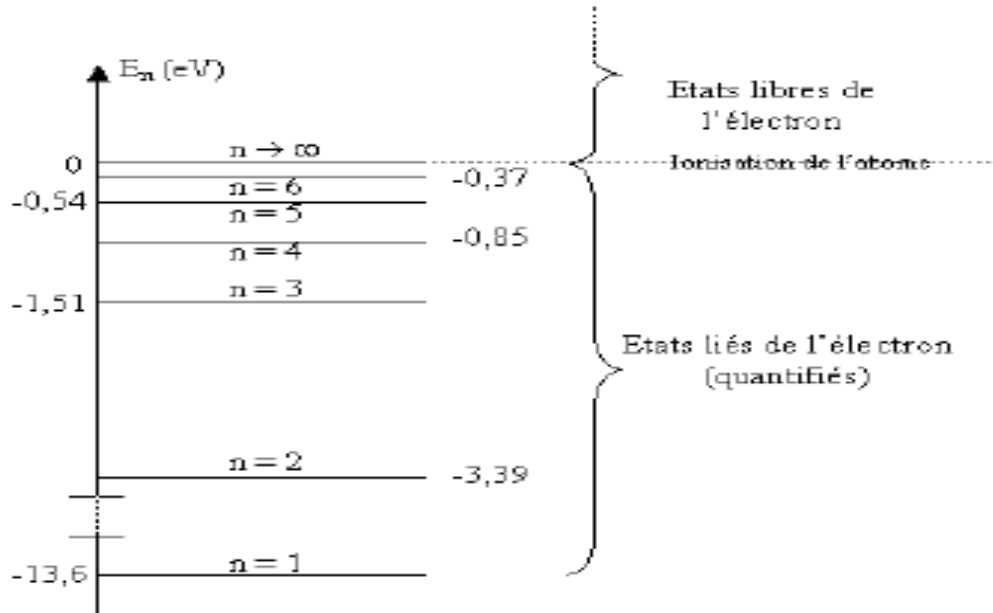


Figure IV-16: Diagramme de la quantification énergétique de l'atome d'hydrogène.

IV-4-2-5 Applications aux hydrogénoïdes

On appelle ions hydrogénoïdes, des cations qui possèdent un seul électron et Z protons. Exemple : ${}_2\text{He}^+$; ${}_3\text{Li}^{+2}$; ${}_4\text{Be}^{+3}$...

Le calcul du rayon et de l'énergie de l'électron d'un ion hydrogénoïde sur une orbite n aboutit aux expressions suivantes:

$$r_n = \frac{h^2}{4k\pi^2 mZe^2} n^2 = a_0 \frac{n^2}{Z} = 0,529 \frac{n^2}{Z} (\text{Å})$$

$$E_T = \frac{-2k^2 e^4 \pi^2 Z^2 m}{h^2} \frac{1}{n^2} = E_1 \frac{Z}{n^2} = -13,6 \frac{Z}{n^2}$$

Ces expressions peuvent être retrouvées en remplaçant, dans celles de l'atome d'hydrogène, la charge du noyau (+e) par (+Ze).

Les nombres d'ondes des séries observées dans le spectre des ions hydrogénoïdes sont données par :

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_j^2} \right)$$

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

IV-4-2-6 Insuffisance du modèle de Bohr

Le succès du modèle de BOHR est fondé sur sa capacité à expliquer les résultats expérimentaux relatifs à l'atome d'hydrogène. Cette modélisation fait cependant apparaître quelques incohérences et 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.

– Le modèle n'est valide en effet que pour les espèces chimiques comprenant un seul électron, soit l'atome d'hydrogène et les ions He^+ , Li^{+2} , Be^{+3} , etc.

– Il n'a pas pu expliquer la présence de raies additionnelles lors des spectroscopes plus raffinés

-Il ne pouvait rendre compte du dédoublement de certaines raies spectrales en présence d'un champ magnétique intense.

– Enfin, il ne se fondait pas sur une théorie solide pour démontrer son principal postulat : le modèle ne pouvait expliquer pourquoi les orbites électroniques dont la quantité de mouvement angulaire est égale à $nh/2\pi$ sont stables et non radiantes.

Toutefois, deux postulats de Bohr ont servi à élaborer le modèle de la mécanique ondulatoire et de la mécanique quantique, modèle actuel de l'atome :

– les niveaux d'énergie électronique sont quantifiés (postulat 2) ;

– l'énergie est émise ou absorbée lorsque survient un changement de niveau électronique (postulat 3).

Le modèle de BOHR même affiné ne donne pas de résultats satisfaisants : la physique classique est dans l'incapacité d'expliquer les phénomènes observés, l'appel à la chimie quantique est alors indispensable.

IV-5 L'atome d'hydrogène en mécanique ondulatoire

IV-5-1 Dualité onde-corpuscule et relation de De Broglie

En 1924 Louis de De Broglie émet l'hypothèse que la dualité onde-corpuscule est une propriété générale de la physique. Il énonça qu'à toute particule en mouvement est associé une onde dite "onde associée" de longueur d'onde λ :

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv}$$

En effet, la lumière se manifeste principalement comme une onde, mais elle possède aussi un caractère corpusculaire, ce qui se révèle notamment par sa quantification (équation de Planck). De la même façon, selon de Broglie, la matière se manifeste surtout comme un corpuscule ; toutefois, dans certaines conditions, elle peut aussi présenter un caractère ondulatoire. Il proposa alors que non seulement la lumière, mais aussi la matière étaient régies par l'équation citée ci-dessus.

Dans cette équation, mv est la quantité de mouvement de la particule, c'est-à-dire le produit de sa masse au repos (en kg) par sa vitesse (en m/s), à condition que sa vitesse ne soit pas trop proche de celle de la lumière.

λ = longueur d'onde de Broglie

h = constante de Planck ($6,626 \times 10^{-34}$ J.s)

La loi de De Broglie permet de retrouver la condition de quantification utilisée par Bohr :

En considérant l'électron comme une onde, on a désormais trouvé un fondement théorique à l'un des postulats de Bohr : l'électron ne peut se déplacer que dans des orbites pour lesquelles $mvr = nh/2\pi$. En effet, en isolant le terme mv de cette équation et de celle de Broglie, on peut démontrer que $2\pi r$, la circonférence de l'orbite, correspond à un nombre entier de longueurs d'onde, λ

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \Rightarrow mv = \frac{nh}{2\pi r} ; \quad \lambda = \frac{h}{mv} \Rightarrow mv = \frac{h}{\lambda} \Rightarrow \frac{nh}{2\pi r} = \frac{h}{\lambda} \Rightarrow \mathbf{2\pi r = n\lambda}$$
 (figure IV-17).

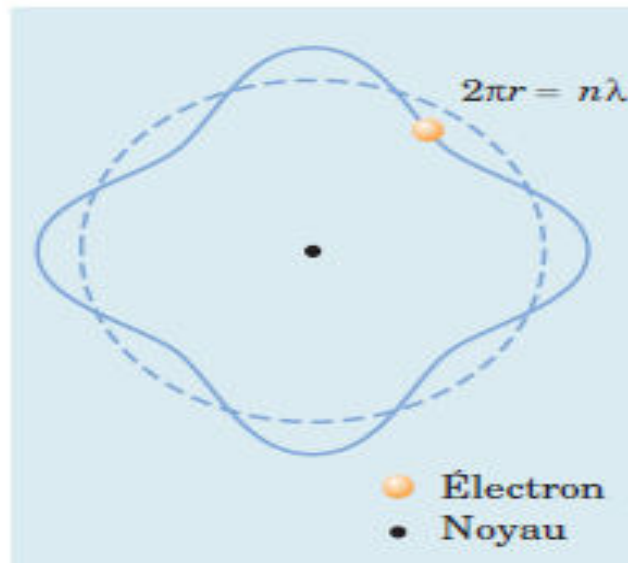


Figure IV-17 : Représentation de l'électron considéré comme une **onde stationnaire**

Exemple : calcul des longueurs d'onde λ associées aux particules suivantes

- Particule microscopique: Electron de masse $m = 9,11 \cdot 10^{-31}$ Kg et de vitesse $v = 10^7$ m/s

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,626 \times 10^{-34}}{9,1110^{-31} \times 10^7} = 0,736 \times 10^{-10} m$$

Valeur mesurable et correspond à la longueur d'onde λ des Rayons X.

- Particule macroscopique : balle de tennis de masse 0,05 kg et de vitesse 40 m/s.

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,626 \times 10^{-34}}{0,05 \times 40} = 3,310^{-34} m$$

Cette valeur n'est pas vérifiable. Elle n'a aucun sens

IV-5-2 Principe d'incertitude d'Heisenberg

Pour mesurer la quantité de mouvement de l'électron en minimisant l'incertitude, on doit augmenter la longueur d'onde (diminution de l'énergie) du rayonnement ; la précision de la position de l'électron s'en trouve réduite par le fait même.

En 1927, Werner Heisenberg généralisa ce problème de l'imprécision sur la position et la quantité de mouvement d'un électron sous forme d'un énoncé :

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

Enoncé : La position x et la quantité de mouvement p d'une particule ne peuvent être déterminées simultanément avec plus de précision que celle donnée par cette relation:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{2\pi} = \eta ; p = mv \Rightarrow \Delta p = m \Delta v \Rightarrow \Delta x \cdot m \cdot \Delta v \geq \frac{h}{2\pi}$$

Δx : incertitude sur la position

Δp : incertitude sur la quantité de mouvement

En effet, l'incertitude sur la quantité de mouvement d'une particule est donnée par :

$$\Delta p = m \Delta v$$

Exemple :

Supposons que l'on désire déterminer la position d'un électron avec une incertitude de $2,0 \times 10^{-11}$ m

En appliquant l'équation de Heisenberg

En effet, l'incertitude sur la quantité de mouvement d'une particule est donnée par :

$\Delta p = \Delta mv$ et l'équation de Heisenberg permet de calculer cette incertitude :

$$\Delta x \cdot m \Delta v \approx h \Rightarrow m \Delta v \approx \frac{6,626 \times 10^{-34}}{2 \times 10^{-11}} \approx 3,3 \times 10^{-23} \text{ Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1} = \Delta mv = \Delta p$$

A partir de l'incertitude sur la quantité de mouvement de l'électron, Δp , on peut finalement calculer l'incertitude sur sa vitesse en utilisant l'équation

$$\Delta p = m \Delta v \Rightarrow \Delta v = \frac{\Delta p}{m}$$

Dans laquelle m représente la masse de l'électron au repos.

$$\Delta v = \frac{3,3 \times 10^{-23}}{9,1 \times 10^{-31}} = 3,6 \times 10^7 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

L'incertitude sur la vitesse est donc égale à $3,6 \times 10^7 \text{ ms}^{-1}$.

$$\frac{3,6 \times 10^7}{2,998 \times 10^8} \times 100 = 12\%$$

Cette incertitude sur la vitesse correspond à celle de 12 % par rapport à la vitesse de la lumière ($2,998 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$), et la vitesse de l'électron était justement estimée alors à $3,0 \times 10^7 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; l'incertitude est donc de 100 %, puisque celle sur sa vitesse est de $3,6 \times 10^7 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME

Ce principe rendait désormais tout à fait inadéquat l'un des postulats de Bohr à l'effet que l'électron occupait des orbites précises.

IV-6 Conclusion

Avec l'hypothèse de Broglie selon laquelle des particules matérielles présentent un caractère ondulatoire, le modèle de Bohr déboucha sur la théorie quantique de l'atome. La dualité onde-corpuscule de l'électron trouva sa solution dans l'équation de Schrodinger, équation clé de la théorie quantique. Le concept d'orbitale, qui représente les régions de probabilité de trouver l'électron, a émergé de cette théorie. Désormais, on ne décrit plus l'électron seulement comme une particule : on lui attribue aussi des caractéristiques ondulatoires ; on peut, globalement, l'associer à un nuage électronique de densité variable.

CHAPITRE V:
LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

V-1 Classification périodique de D. Mendeleïev

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

Sur cette base, D. Mendeleïev (1869) a mis en évidence de la périodicité des propriétés des 63 éléments chimiques connus à l'époque. Il se rend compte qu'en plaçant les éléments en ordre croissant de leur masse atomique, il apparaît une tendance en ce qui concerne les propriétés.

Le tableau périodique est le moyen le plus important de comparaison entre les éléments chimiques et facilite la compréhension. Il facilite la compréhension des groupes d'éléments en montrant la relation entre leurs propriétés chimiques et leur structure atomique.

Le tableau périodique permet de prévoir les formules des composés et les types de liaisons unissant les composantes d'une molécule.

V-2 Principe de la classification périodique

On classe les éléments par Z croissant.

Chaque ligne horizontale dans le tableau périodique occupée par les éléments ayant la même valeur de n (sous-couches ns) est appelée période. Les périodes sont classées de haut en bas par n croissant

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

Le tableau périodique contient 7 périodes (7 lignes) et 18 colonnes

Tous les éléments d'une même colonne (rangée) ont même configuration des électrons de valence.

V-3 Description des lignes (périodes)

Chaque ligne horizontale du tableau périodique constitue un période

CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

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

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

La 6ème période comporte 32 éléments dont les lanthanides correspondant au remplissage de la sous-couche 4f : $58 \leq Z \leq 71$; $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{2-14} 5d^0$;

La 7ème période est incomplète. Elle débute par le remplissage de la sous-couche 7s (Fr, Ra). Suit la série des actinides ($Z \geq 90$), correspondant au remplissage de la sous-couche 5f. La plupart de ces éléments sont radioactifs. L'uranium ($Z=92$) est l'élément naturel le plus lourd. On a pu obtenir artificiellement des éléments plus lourds, jusqu'à $Z=103$.

V-4 Analyse du tableau périodique

V-4-1 Blocs des groupes

On définit des blocs dans le tableau périodique :

Au centre du tableau périodique apparaît le bloc d qui forme par le 3 séries des éléments de transition. A droite du tableau périodique on trouve le bloc p, à gauche le bloc s. Le bloc f contient les lanthanides et les actinides

Dans le schéma suivant on présente le découpage du tableau périodique par blocs

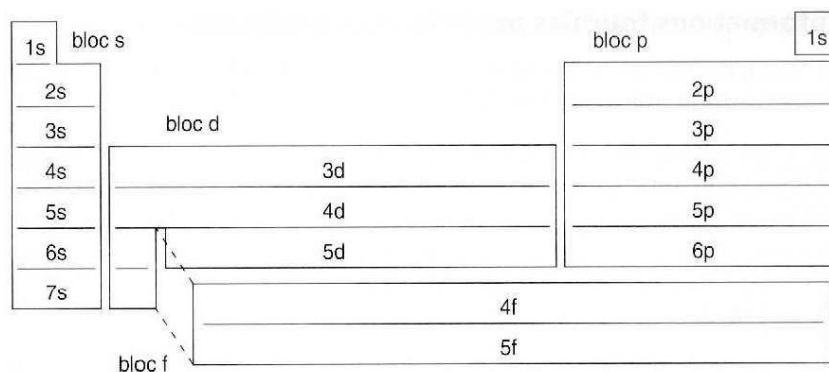


Figure V-1 : Blocs s, p, d et f dans le tableau de la classification périodique

CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

V-4-2 Description des colonnes (groupes chimiques)

Les colonnes du tableau périodique forment des groupes chimiques aux propriétés analogues, car ayant même structure électronique externe.

Pour les blocs s et p les groupes sont les suivants :

V-4-2-1 Sous groupes A

Les sous groupes A constituent les blocs s et p qui ont la configuration électronique suivante : • bloc s : ns^1 ou ns^2

• bloc p : ns^2np^x $1 \leq x \leq 6$

Les sous groupes A sont résumés dans le tableau suivant:

Tableau V-2 : Les sous-groupes A du tableau périodique

Sous groupe	I_A	II_A	III_A	IV_A	V_A	VI_A	VII_A	$VIII_A$
Configuration électronique externe	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
Nombres d'électrons de valence	1	2	3	4	5	6	7	8
Exemple	${}^3\text{Li}$ [He]2s ¹	${}^{12}\text{Mg}$ [Ne]3s ²	${}^{13}\text{Al}$ [Ne]3s ² 3p ¹	${}^6\text{C}$ [He]2s ² 2p ²	${}^7\text{N}$ [He]2s ² 2p ³	${}^8\text{O}$ [He]2s ² 2p ⁴	${}^9\text{F}$ [He]2s ² 2p ⁵	${}^{10}\text{Ne}$ [He]2s ² 2p ⁶

Le bloc s : Il contient les éléments de la première colonne ns^1 qui correspond au groupe I_A , ces éléments sont monovalents appelé les **alcalins** et la deuxième colonne ns^2 qui correspond au groupe II_A ces éléments sont divalents appelé les alcalino-terreux

Le bloc p : Il contient les éléments, ns^2np^1 qui appartient aux groupes trivalents, ns^2np^2 , ns^2np^3 , ns^2np^4 qui regroupent les éléments des métalloïdes (*groupes*: IV_A , V_A , VI_A), ns^2np^5 qui représentent les halogènes (groupe : VII_A) et les gaz rares de configuration électronique externe saturée ns^2np^6 du groupe $VIII_A$

V-4-2-2 Sous groupes B

Les éléments du bloc d dont la sous couche d est incomplètement remplie sont les métaux de transition : $(n-1)d^xns^y$ avec : $0 \leq x \leq 10$, $0 \leq y \leq 2$

CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

Tableau V-3 : Les sous-groupes B du tableau périodique

Sous groupe	I_B	II_B	III_B	IV_B	V_B	VI_B	VII_B	$VIII_B$
Configuration électronique externe	$(n-1)d^{10} ns^1$	$(n-1)d^{10} ns^2$	$(n-1)d^1 ns^2$	$(n-1)d^2 ns^2$	$(n-1)d^3 ns^2$	$(n-1)d^5 ns^1$	$(n-1)d^5 ns^2$	$3d^6 4s^2$ $3d^7 4s^2$ $3d^8 4s^2$
Nombres d'électrons de valence	1	2	3	4	5	6	7	8
Exemple	Cuivre ${}_{29}\text{Cu}$: $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$	Cadmium ${}_{49}\text{Cd}$: $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$	Scandium ${}_{21}\text{Sc}$ $[\text{Ar}]3d^1 4s^2$	Titane ${}_{22}\text{Ti}$ $[\text{Ar}]3d^2 4s^2$	Vanadium ${}_{23}\text{V}$ $[\text{Ar}]3d^3 4s^2$	Chrome ${}_{24}\text{Cr}$ $[\text{Ar}]3d^5 4s^1$	Manganèse ${}_{25}\text{Mn}$ $[\text{Ar}]3d^5 4s^2$	Fer ${}_{26}\text{Fe}$ $[\text{Ar}]3d^6 4s^2$

Bloc d :

La première série des éléments possédant des sous couches d correspond à la période de $n=4$. Le remplissage de la sous couche 3d commence lorsque la sous couche 4s est saturée à $4s^2$. Il existe trois séries d'éléments de transition $3d^x$, $4d^x$, $5d^x$
 $0 \leq x \leq 10$

Bloc f : Il correspond aux Lanthanides et aux Actinides, appelées terres rares. Lorsque l'orbitale 6s est complètement rempli, apparaissent les orbitales 4f qui se remplissent avant 5d selon la règle de Klechkowski.

V-4-3 Famille des groupes

Dans la classification périodique, les éléments qui présentent des caractéristiques communes sont regroupés par famille et se situent dans une même colonne du tableau périodique.

Le tableau périodique se divise alors en trois grandes régions (Figure 20): les métaux, les métalloïdes, et les non métaux. Les éléments d'une même région présentant des propriétés communes.

- **Les métaux:** Ce sont les éléments les plus nombreux du tableau. On les retrouve à gauche d'une ligne allant du Bore (B) à l'Astate (At). Ils sont généralement solides à température ambiante (excepté le mercure, Hg). Ils conduisent l'électricité et la chaleur et plusieurs d'entre eux réagissent avec des acides.

- **Les non métaux :** Ils se trouvent dans la partie droite du tableau. Leurs propriétés sont très différentes des métaux et ils ne conduisent ni la chaleur, ni l'électricité.

- **Les métalloïdes :** Ils forment une "frontière" qui sépare les deux groupes précédents. Ils ressemblent, par leurs propriétés aux non métaux, mais ils conduisent à divers degrés le courant électrique (notamment le Si et le Ge, très utilisés en électronique). Ils sont aussi appelés les semi-conducteurs.

CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

H	Non métal (ou métalloïde)																Métal																He
Li	Be																	B	C	N	O	F	Ne										
Na	Mg																	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																
Fr	Ra	Ac																															

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Figure V-2 : La répartition des Familles des groupes dans le tableau périodique

V-5 Evolution périodique de quelques propriétés

V-5-1 Rayon atomique (rayon covalent r_C)

Exprimé en picomètre la mesure du rayon atomique est basé sur l'expérience. Le rayon atomique d'un atome est égal à la demi-distance qui sépare les deux noyaux d'une molécule diatomique homonucléaire liés par une liaison covalente simple

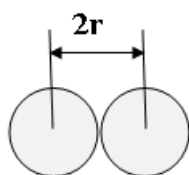


Figure V-3 : Rayon atomique

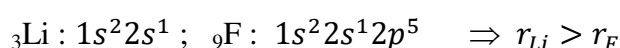
Exemple: $H_2(g)$

$$d_{H-H} = 2r_H = 74\text{pm} \Rightarrow r_H = 37\text{pm}$$

Dans une période, lorsque Z augmente en allant de gauche à droite, le nombre de couche est le même, mais Z augmente ce qui engendre que le nombre de charge augmente dans le noyau ce qui va créer un effet de charge

Dans une même ligne la force d'attraction entre le noyau et l'électron périphérique augmente et par conséquent la distance entre le noyau et l'électron périphérique diminue ce qui implique que rayon atomique va diminuer.

Exemple :



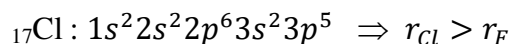
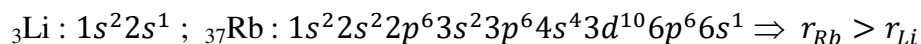
CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

Dans une même colonne, lorsque Z augmente en allant de haut vers le bas, le nombre de couche augmente ce qui implique que la distance entre le noyau et les électrons périphérique augmente ce qui diminue la force d'attraction entre le noyau et les électrons périphérique d'où l'augmentation du rayon par effet de distance (figure V-4)

${}^1_1\text{H}$ 53 pm $Z^* = 1$	$r \nearrow$						${}^2_2\text{He}$ 31 pm $Z^* = 1,7$
${}^3_3\text{Li}$ 163 pm $Z^* = 1,3$	${}^4_4\text{Be}$ 109 pm $Z^* = 1,95$	${}^5_5\text{B}$ 82 pm $Z^* = 2,6$	${}^6_6\text{C}$ 65 pm $Z^* = 3,25$	${}^7_7\text{N}$ 55 pm $Z^* = 3,9$	${}^8_8\text{O}$ 45 pm $Z^* = 4,55$	${}^9_9\text{F}$ 41 pm $Z^* = 5,2$	${}^{10}_{10}\text{Ne}$ 36 pm $Z^* = 5,85$
${}^{11}_{11}\text{Na}$ 217 pm $Z^* = 2,2$	${}^{12}_{12}\text{Mg}$ 168 pm $Z^* = 2,85$	${}^{13}_{13}\text{Al}$ 137 pm $Z^* = 3,5$	${}^{14}_{14}\text{Si}$ 115 pm $Z^* = 4,15$	${}^{15}_{15}\text{P}$ 100 pm $Z^* = 4,8$	${}^{16}_{16}\text{S}$ 88 pm $Z^* = 5,45$	${}^{17}_{17}\text{Cl}$ 78 pm $Z^* = 6,1$	${}^{18}_{18}\text{Ar}$ 71 pm $Z^* = 6,75$
${}^{19}_{19}\text{K}$ 332 pm $Z^* = 2,2$	${}^{20}_{20}\text{Ca}$ 256 pm $Z^* = 2,85$	${}^{31}_{31}\text{Ga}$ 146 pm $Z^* = 5$	${}^{32}_{32}\text{Ge}$ 129 pm $Z^* = 5,65$	${}^{33}_{33}\text{As}$ 116 pm $Z^* = 6,3$	${}^{34}_{34}\text{Se}$ 105 pm $Z^* = 6,95$	${}^{35}_{35}\text{Br}$ 96 pm $Z^* = 7,6$	${}^{36}_{36}\text{Kr}$ 88 pm $Z^* = 8,25$

Figure V- 4 : l'évolution du rayon atomique dans tableau périodique

Exemple :



V-5-2 Le rayon ionique

Rayon de la forme principale, donnée par son degré d'oxydation principal, mesuré à partir de la distance entre anions et cations d'un cristal ionique.

Le rayon ionique caractérise le volume occupé par les électrons du nuage électronique, sauf que pour les ions, le nombre d'électrons diffère de la forme neutre, ce qui explique deux phénomènes inverses pour les cations, ce rayon sera toujours plus petit que la charge positive, avec moins d'électrons, sera grande et sera toujours plus petit que le rayon atomique de l'atome.

A l'inverse, pour les anions, chargé négativement, ayant plus d'électrons, le rayon ionique sera plus grand que le rayon atomique et d'autant plus grande que la charge est grande.

Tous les cations sont plus petits que les atomes correspondents

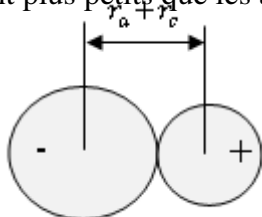


Figure V-5 : Rayon ionique: r_a : rayon d'anion et r_c : rayon du cation

CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

Exemple : Pour l'atome de lithium on a : $r_{Li} = 157$ pm et $r_{Li^+} = 58$ pm

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

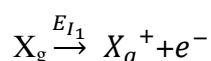
La variation du rayon des anions est semblable à celle du rayon des atomes

Exemple : Pour l'atome d'oxygène on a : $r_O = 73$ pm et $r_{O^{2-}} = 126$ pm

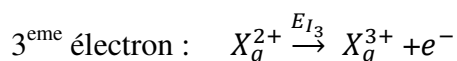
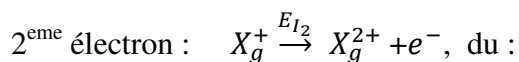
V-5-3 Energie d'ionisation (E_I)

L'énergie d'ionisation (E_I) est l'énergie nécessaire pour arracher un électron de valence le moins lié de l'atome en phase gazeuse et former un ion positif (cation).

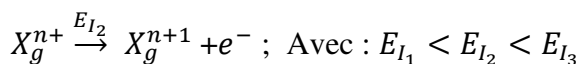
Pour l'énergie de première ionisation d'un atome X et encore appelée potentiel d'ionisation de cet atome, nous partant de l'atome X neutre.



De manière analogue, on définit pour un atome X les potentiels de 2^{ème}, 3^{ème} ionisation correspond à l'arrachement de :



jusqu'au n^{ème} ... électron :



Seul les éléments ayant de faible énergie d'ionisation ceux du bloc s, bloc d, du bloc f et de la première partie inférieure gauche de bloc p peuvent former des solides métalliques, parce que eux seuls perd facilement des électrons.

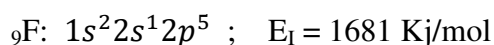
Les éléments de la partie supérieure droite du tableau périodique ont des énergies d'ionisation élevées: ils ne perdent pas facilement leurs électrons et ne sont donc pas des métaux.

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

Dans une même période l'énergie d'ionisation augmente de gauche à droite, car la charge effective du noyau augmente.

CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

Exemple :



Dans une même colonne la charge effective augmente en allant de haut vers le bas l'énergie d'ionisation diminue

Exemple :

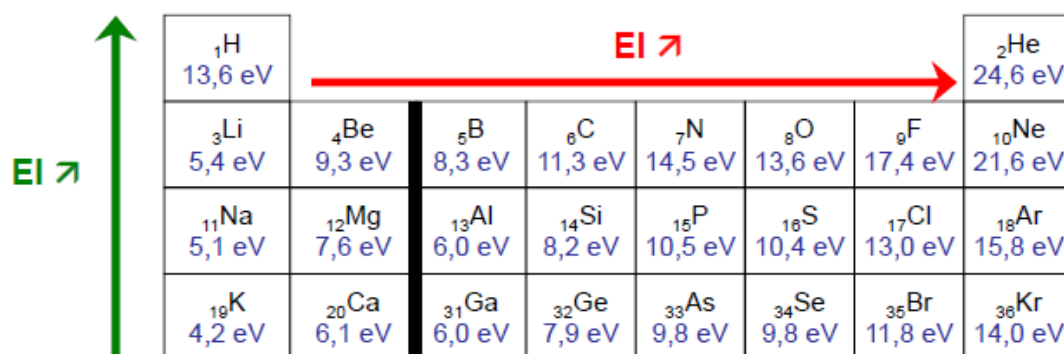
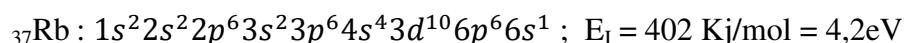
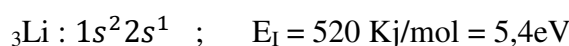


Figure V-6 : L'évolution de l'énergie d'ionisation E_I (en eV) dans le tableau périodique

V-5-4 Affinité électronique

Affinité électronique (A_E) est l'énergie dégagée lorsque l'atome en phase gazeuse capte un électron.

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

Dans une même période (ligne) lorsque Z augmente, l'affinité électronique (A_E) augmente.

Dans un même groupe (colonne) lorsque Z augmente, la fixation électronique est plus difficile et l'affinité électronique (A_E) diminue.

CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

L'affinité électronique varie dans le même sens que (E_I) : les atomes qui retiennent fortement leur électron (E_I forte) sont aussi ceux qui en captent facilement un ou plusieurs électrons (A_E forte)

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

V-5-5 L'électronégativité

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



L'électronégativité n'est pas définie pour un atome isolé, car elle correspond à la tendance d'un atome lié (non isolé) à attirer les électrons des autres atomes de la molécule ou l'ion dans les quels il est engagé.

L'électronégativité est une grandeur relative. Il existe différents échelles d'électronégativité :

V-5-5-1 Echelle de MILLIKAN

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

$$E_N = \frac{K}{2}(E_{I1} + AE_1) ; \quad \text{avec: } K = 0,317 ; (A_{E1} \text{ et } E_{I1}) \text{ en eV}$$

Exemple :

Calculer l'électronégativité du fluor F :

Données :

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

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

V-5-5-2 Echelle de PAULING

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

E_{A-A} , E_{B-B} , E_{A-B} en KJ/mol. Les énergies de dissociations c'est l'énergie que l'on doit fournir pour rompre une liaison entre deux atomes A-A ; B-B et A-B.

CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

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

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

Exemple :

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

Données :

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

$$|EN_F - EN_H| = 0,102 \sqrt{563 - \sqrt{(153)(432)}} = 1,78$$

$$\Rightarrow EN_H = EN_F - 1,78 = 4 - 1,78 = 2,2$$

V-5-5-3 Echelle d'ALLRED-ROCHOW

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

$EN = \frac{3590}{r_c^2} Z_{eff}$, avec r_c est le rayon covalent; Z_{eff} représente la charge effective de l'élément.

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

AE ↗ EI ↗ EN ↗

		<i>Échelle de Mulliken</i>							
		<i>Échelle de Pauling</i>							
	↑	1H 2,2 2,2							2He
		3Li 0,94 1,0	4Be 1,46 1,5	5B 2,01 2,0	6C 2,63 2,5	7N 2,33 3,0	8O 3,17 3,5	9F 3,91 4,0	10Ne
		11Na 0,93 0,9	12Mg 1,32 1,2	13Al 1,81 1,5	14Si 2,44 1,8	15P 1,81 2,2	16S 2,41 2,5	17Cl 3,00 3,2	18Ar
		19K 0,81 0,8	20Ca / 1,0	31Ga 1,95 1,6	32Ge / 1,8	33As 1,75 2,0	34Se 2,23 2,4	35Br 2,76 2,8	36Kr

EI ↗
EN ↗

Figure V-7 : L'évolution EN, AE et EI dans le tableau périodique

V-6 Calcule des énergie des polyélectroniques par la règle de Slater

V-6-1 Généralités sur la méthode de Slater

La répulsion inter-électronique interdit l'utilisation du modèle de Bohr pour les atomes autres que les hydrogénoïdes, atome quelconque ne portant qu'un seul électron. Il existe différentes méthodes pour pallier cet inconvénient. Nous détaillons ici celle mise au point par J.S. Slater en 1930.

Dans la méthode que nous détaillons, on calcule la charge effective en considérant que les nombreuses interactions électrostatiques (attractions-répulsions) dans un atome peuvent être ramenées à un petit nombre d'interactions simples à quantifier.

On considère donc l'attraction entre les Z protons du noyau et un électron E quelconque de l'atome. L'attraction est perturbée par les électrons situés entre le noyau et l'électron E . Ces électrons forment un écran. On définit alors une constante d'écran qui dépendra de la position des électrons de l'atome par rapport à l'électron E . La charge Z du noyau de l'atome devient alors une charge effective Z^* relative à l'électron E :

Le modèle de Bohr donne l'expression du rayon des orbites permises pour les atomes hydrogénoïdes $r = a_0 \frac{n^2}{Z}$; $a_0 = 0,53 \text{Å}$

Pour les atomes polyélectroniques on remplace Z par Z^* et on suppose que le rayon de l'atome est proportionnel à l'orbite de Bohr correspondant à la couche de valence de l'atome considéré $r = a_0 \frac{n^2}{Z^*}$

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

Bohr : $E_n = -13,6 \frac{Z^2}{n^2}$ Slater : $E_n = -13,6 \frac{Z^{*2}}{n^2}$ avec : $Z^* = Z - \sum \delta_i$ où δ est appelée la constante d'écran.

V-6-2 Calcul de la charge effective

Il faut suivre les étapes suivantes:

1. Ecrire la configuration électronique de l'élément et l'ordonner selon : (1s) (2s,2p) (3s, 3p) (3d) (4s, 4p) (4d) (4f) (5s, 5p) (5d) (5f)...
2. Choisir l'électron pour lequel on cherche la charge effective. Tous les autres électrons apporteront une contribution partielle δ_i à la constante d'écran totale δ . Cette contribution dépend :
 - du type d'orbitale (s, p), (d) ou (f) de l'électron,
 - de la couche électronique n de l'électron.

CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

3. La valeur de δ_i est résumée dans le tableau suivant.

Tableau V-4 : Les constantes d'écran suivant les couches n et les sous couche spdf

Electron d'origine	Contribution des autres électrons					
	n-2	n-1	n			n+1, n+2
			s, p	d	f	0
s, p	1	0,85	0,35	0	0	0
d	1	1	1	0,35	0	0
f	1	1	1	1	0,35	0

V-6-2-1 Exemples de calculs de charges effectives

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

L'azote ${}^7\text{N}$ a pour configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^3$. On peut l'écrire sous la forme : $(1s)^2 (2s, 2p)^5$.

forme : $(1s)^2 (2s, 2p)^5$.

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

- 4 électrons (s, p) de la couche n : $\delta_i = 0,35$,
- 2 électrons s de la couche n-1 : $\delta_i = 0,85$.

On en déduit :

$$\delta = (2 \times 0,85) + (4 \times 0,35) = 3,10$$

Donc la charge effective :

$$Z^* = Z - \delta = 7 - 3,1 = 3,9$$

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

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

- 1 électron s de la couche n : $\delta_i = 0,35$,
- 10 électrons d de la couche n-1 : $\delta_i = 0,85$,
- 8 électrons (s, p) de la couche n-1 : $\delta_i = 0,85$,
- 8 électrons (s, p) de la couche n-2 : $\delta_i = 1$,
- 2 électrons s de la couche n-3, $\delta_i = 1$.

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

CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

On en déduit : $Z^* = Z - \delta = 30 - 25,65 = 4,35$

3. Charge effective d'une électron 3d du zinc

La configuration du $_{30}\text{Zn}$ est réécrite est : $(1s)^2 (2s, 2p)^8 (3s, 3p)^8 (3d)^{10} (4s)^2$. Pour un électron 3d, l'écran est dû à :

- 2 électrons s de la couche n+1 : $\delta_i = 0$,
- 9 électrons d de la couche n : $\delta_i = 0,35$,
- 8 électrons (s, p) de la couche n : $\delta_i = 1$,
- 8 électrons (s, p) de la couche n-1 : $\delta_i = 1$,
- 2 électrons s de la couche n-2 : $\delta_i = 1$.

On calcule : $\delta = (9 \times 0,35) + (18 \times 1) = 21,15$

On en déduit : $Z^* = Z - \delta = 30 - 21,15 = 8,85$

V-7 Application au calcul de l'énergie d'atomes légers polyélectroniques (non-hydrogénoïdes)

V-7-1 Généralités

Pour un atome hydrogénoïde de numéro atomique Z, l'énergie se calcule par :

$$E = -13,6 \cdot \frac{Z^2}{n^2} \text{ en eV}$$

Pour un atome non-hydrogénoïde, chaque électron contribue à une énergie de :

$$E_i = -13,6 \cdot \frac{Z_i^{*2}}{n_i^2}$$

L'énergie totale de l'atome est la somme de la contribution de chaque électron :

$$E_T = \sum E_i$$

Exemple du lithium

2.1. Calcul de l'énergie de l'atome de lithium

Le lithium $_{3}\text{Li}$ a pour configuration électronique $1s^2 2s^1$. L'électron 2s a pour charge effective : $Z_2^* = 3 - (2 \times 0,85) = 1,3$

Son énergie est : $E_2 = -13,6 \times 1,3^2 / 2^2 = -5,75 \text{ eV}$

CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

Un des électrons 1s a pour charge effective : $Z_1^* = 3 - (1 \times 0,30) = 2,7$

Son énergie est : $E_1 = - 13,6 \times 2,65^2 / 1^2 = - 99,14 \text{ eV}$.

L'énergie totale est donc :

$$E_T = E_2 + 2 E_1 = -2,65 - 2 \times 99,14 = - 200,94 \text{ eV}$$

V-7-2 Calcul des énergies d'ionisation

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

L'énergie d'ionisation est donnée par la relation : $E_{I_1} = E_{X^+} - E_X$

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

Déduction de l'énergie de première ionisation

Lors de la réaction : $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-$

c'est l'électron 2s qui est éjecté. L'énergie de première ionisation E_{I_1} est donc égale

$$E_{I_1} = E_{\text{Li}^+} - E_{\text{Li}} ; E_{\text{Li}^+} = 2 E_1 ; E_{\text{Li}} = E_2 + 2 E_1$$

$$(2 E_1 - E_2 + 2 E_1) = - E_2 = - (-5,75) = + 5,75 \text{ eV}$$

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

Introduction

Les atomes n'existent pas à l'état libre. Ils s'associent entre eux et constituent des édifices chimiques. L'édifice chimique est un assemblage de particules telles que atomes, identique si le corps est simple, différents si le corps est composé, ou ions, selon que le composé est moléculaire ou ionique.

Exemple :

H₂ ; H₂O ; NaCl.

La cohésion des particules dans l'édifice chimique est due à des interactions entre les différents atomes ou ions mis en jeu qui conduisent à la formation de l'édifice le plus stable. Ces interactions sont appelées liaisons chimiques.

L'étude de la liaison chimique a pour objet d'expliquer comment deux atomes pris dans l'édifice chimique sont liés l'un à l'autre.

VI-1 Conception classique de la liaison atomique

D'après Lewis et Langmuir (1916), la liaison atomique A-B où B peut être identique ou B différent ou identique de A est le résultat de la mise en commun entre les deux atomes A et B d'électrons célibataire de spin opposés, qui s'associent en doublets. Chaque atome acquiert ainsi la configuration électronique d'un gaz rare (ns^2np^6) soit 8 électrons externe.

Le ou les doublet(s) d'électrons mis en commun appartient (tiennent) aussi bien à l'atome A qu'à l'atome B.

Le ou les doublets d'électrons mis en commun se situe (ent) entre les deux noyaux A et B : on dit que la liaison covalent est dirigée selon l'axe des deux noyaux, à la différence de la liaison ionique

VI-1-1 Couche de valence

Pour les atomes du bloc s ou p, les électrons qui occupent la couche externe de l'atome des orbitales s ou p.

Les atomes du bloc s ou p les éléments qui se termine par ns^xnp^y , avec $0 \leq x \leq 2$ et $0 \leq y \leq 6$, le nombre d'électrons de valence est égale à : $\sum x + y$

Exemple : ${}_5B : 1s^22s^22p^1 \Rightarrow$ que ${}_5B$ a une couche de valence : $2s^22p^1 \Rightarrow$ les électrons de valence = $2+1=3$

Les électrons de valence sont les électrons caractérisés par les plus grandes valeurs de couche n si $(n-1)d^y$ n'est pas remplis ($y < 10$) les électrons de la couche d seront pris en considération

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

Exemple : Manganèse ${}_{25}\text{Mn}$ $[\text{Ar}] 3d^5 4s^2 \Rightarrow$ le nombre des électrons de valence sont $5+2=7$

VI-2 Les différents types de liaisons

Toutes les liaisons chimiques mettent en jeu les électrons de valence des atomes, mais ces derniers interviennent de différentes façons, donnant naissance à plusieurs types de liaisons.

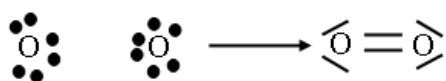
VI-2-1 La liaison covalente

La liaison covalente entre deux atomes A et B non métalliques est la mise en commun de deux électrons, chaque atome fournit un électron de valence.

Exemple :

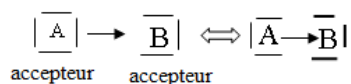


${}_8\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$ (couche de valence de O : $2s^2 2p^4$)

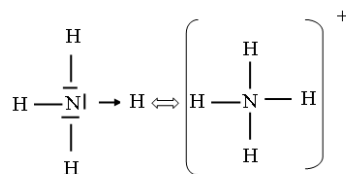


VI-2-2 La liaison dative

Dans la liaison dative le doublet électronique assurant la liaison A-B peut ne provenir que d'un seul des deux atomes unis au lieu que chacun apporte un électron. Dans la formation de cette liaison, l'un des atomes est le donneur du doublet, l'autre est l'accepteur du doublet aussi la schématise-t-on par une flèche (\rightarrow).



Exemple: NH_4^+



VI-2-3 La liaison ionique

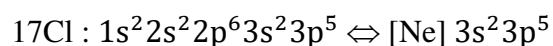
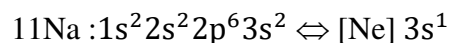
Dans ce type de liaison il n'y a pas de mise en commun d'électrons. Un atome, généralement un alcalin, cède son électron s^1 à l'autre atome

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

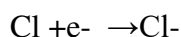
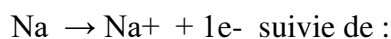
La liaison ionique est le résultat du transfert d'un ou plusieurs électrons d'un atome à un autre. Les atomes deviennent ainsi des ions ; celui qui cède les électrons (charge positivement) est appelé "cation" et celui qui capte les électrons (chargé négativement) est appelé "anion"

Le transfert d'électrons s'effectue de l'atome le moins électronégatif vers l'atome le plus électronégatif.

Exemple: Soit le cristal NaCl



Lorsque Na et Cl sont en présence l'un de l'autre, Na cède son électron $3s^1$, il acquiert la structure électronique de l'argon



La cohérence entre les ions est assurée par l'attraction électrostatique qui s'exerce entre les charges opposées qu'ils portent $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$

VI-2-4 La liaison polaire

La liaison covalente pure (H_2 , Cl_2 , O_2 ...) et liaison ionique pure (NaCl , KBr) sont deux cas extrême entre ces deux, entre ces deux cas extrême il existe de nombreux exemple (HCl , HBr , H_2O , NH_3 ...) où la liaison est intermédiaire entre le type ionique et le type covalent.

Dans ces cas intermédiaire, la liaison est dite polarisée, et on parle de liaison covalente à caractère ionique partiel. Plus la différence d'électronégativité entre deux éléments est grande plus leur liaison sera polarisée et plus le caractère ionique sera accentué.

Si un élément A d'électronégativité $EN(A)$ et un élément B d'électronégativité $EN(B)$. Lorsque ces deux éléments sont mis en présence l'un de l'autre,

- Si $EN(A) - EN(B) = 0$, la liaison A-B sera covalente pure

Exemple Cl_2 ($EN(\text{Cl}) = 3,16$)

- Si $EN(A) - EN(B) < 1,65$; la liaison sera covalente avec certain caractère ionique ou liaison polaire

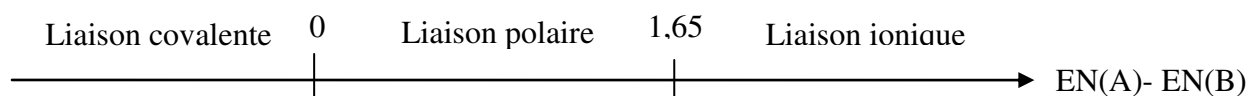
Exemple HCl

$$EN(\text{Cl}) = 3,16 ; EN(\text{H}) = 2,1 \Rightarrow EN(\text{Cl}) - EN(\text{H}) = 1,06$$

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

- Si $EN(A) - EN(B) > 1,65$ la liaison sera ionique

En résumé on peut schématiser ces trois liaisons comme suite :



VI- Diagramme de LEWIS

La structure de Lewis consiste à définir l'allocation des électrons sur ou entre les atomes de la molécule. Seuls les électrons de valence sont considérés. On obtient ainsi une certaine vision de la structure électronique de la molécule par ses doublets libres

Dans cette représentation, les électrons célibataires sont notés par des points et les paires d'électrons appariés (des doublets d'électrons) dans une orbitale partagés ou non sont schématisés par un trait (—) (plus rarement par deux points)

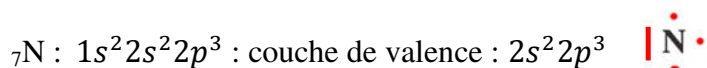
La représentation de Lewis schématise la structure électronique externe, on parle aussi de couche de valence.

Les électrons appariés sont représentés par des tirets —

Les électrons célibataires sont représentés par des points •

Le nombre d'électrons célibataires donne la valence de l'atome

Exemple :



VI-1 Diagramme de Lewis des molécules

Lorsque deux atomes sont liés chacun d'entre eux tend à avoir une couche externe saturée analogue à celle des gaz rares $ns^2 np^6$, chaque atome possède aussi huit électrons, c'est la règle de l'octet

Exemple : La molécule de dioxyde de carbone CO_2

VI-1-1 Règle de l'octet

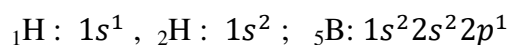


Lorsque deux atomes se combinent entre eux pour former une liaison stable, chacun d'eux acquiert la configuration électronique externe $ns^2 np^6$ du gaz rare le plus proche. Chaque atome possède ainsi huit électrons, soit quatre doublets sur sa couche externe.

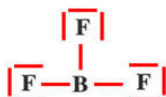
CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

Exemple :

De nombreux cas font l'exception de cette règle et ne sont pas régis par la règle de l'octet mais la règle de duet.

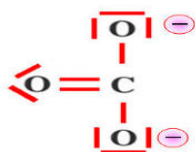


Exemple: BF_3



VI-2 Diagramme de LEWIS des ions moléculaire.

L'ion carbonate CO_3^{2-}



VI-3 Moment dipolaire et caractère ionique partielle de la liaison

Pour une molécule hétéronucléaire AB partiellement polarisée on assiste à un transfert de charge d'une δ ($\delta < 1,6 \times 10^{-19}$) de l'élément le moins électronégatif vers l'élément le plus électronégatif, la molécule est assimilée alors à un dipôle électrique que l'on schématise par :



Ce dipôle est caractérisé par son moment dipolaire ou moment électrique μ_{AB} , que l'on représente par un vecteur orienté de la charge négative vers la charge positive, soit de l'élément le plus électronégatif vers l'élément le moins électronégatif. μ_{AB} est relié à la distance internucléaire l par la relation : $\mu_{AB} = \delta \times l$; μ_{AB} mesure la polarisation de la liaison A-B. Il s'exprime en coulomb x mètre (Cb x m) dans le système international (S.I). Une unité plus commode pour exprimer le moment dipolaire est le Debye (D) : $1\text{D} = 3,33 \times 10^{-30}$ coulomb.

Pour une liaison ionique à 100% ionique on a : $\mu_{AB} = e.l$

Pour une molécule polyatomique, le moment dipolaire est la somme géométrique des moments dipolaires des différentes liaisons de la molécule : $\mu = \sum \mu_i$, μ_i est le moment dipolaire de la liaison i

Exemple : $\text{H}_2\text{O} : \mu_{\text{H}_2\text{O}} = \mu_{\text{O-H}} + \mu_{\text{O-H}}$

Pour les liaisons covalentes polarisées on calcule le pourcentage de caractère ionique de la liaison à partir de la formule suivante:

$$\% \text{ionique} (A - B) = 100 \cdot \frac{\mu_{A-B}(\text{expérimental})}{\mu_{A-B}(\text{ionique})} = 100 \cdot \frac{\delta \cdot l}{e \cdot l}$$

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

Avec :

l : Longueur de la liaison A-B

e : Charge de l'électron

δ : Charge partielle

Exemple : soit à calculer le pourcentage ionique de la liaison O-H dans la molécule d'eau. On donne :

$$l(\text{O-H}) = 0,98 \text{ \AA}$$

$$\text{HOH} = 105^\circ$$

$$\mu_{\text{H}_2\text{O}} = 1,84 \text{ D}$$

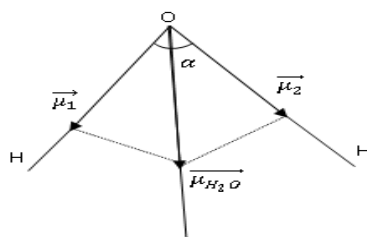


Figure VI-1 : Décomposition du moment dipolaire de H_2O

$$\vec{\mu}_{\text{H}_2\text{O}} = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2, |\vec{\mu}_1| = |\vec{\mu}_2| = \mu_{\text{H}_2\text{O}}, \mu_{\text{H}_2\text{O}} = 2\mu_{\text{O-H}} \cos \frac{\alpha}{2} \Rightarrow$$

$$\frac{\mu_{\text{H}_2\text{O}}}{2 \cos \frac{\alpha}{2}} = \frac{1,84}{2 \cos \frac{105^\circ}{2}} = 1,60 \text{ D (expérimental)}$$

$$\mu_{\text{O-H}}(100\% \text{ ionique}) = e \cdot l(\text{O} - \text{H}) = 1,910^{-19} \cdot 0,958 \cdot 10^{-10} = 1,53610^{-29} \text{ Cb.m}$$

$$1 \text{ D} = 3,33 \times 10^{-30} \text{ Cb.m} \Rightarrow \mu_{(\text{O-H})} = 4,598 \text{ D}$$

Le pourcentage ionique de la liaison O-H est :

$$\% \text{ ionique (O-H)} = \frac{1,60}{4,598} = 34,8\%$$

VI-4 Géométrie des molécules : théorie de Gillespie ou VSEPR

La représentation de Lewis permet de déterminer l'enchaînement des atomes mais elle ne donne pas d'information sur la géométrie des molécules.

Théorie de Gillespie ou méthode VSEPR (Valence Shell Electron Pair Répulsion). C'est une méthode assez récente (1960), objectif de cette théorie est de prévoir la géométrie des molécules

Les doublets d'électrons externes (liants ou non liants) d'un même atome se repoussent les uns les autres : la géométrie adaptée alors par une molécule est celle pour laquelle

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

les doublets d'électrons externes de chaque atome s'écartent au maximum les uns des autres.

La méthode VSEPR permet, après analyse du schéma de Lewis, de prévoir la géométrie des molécules ou ions simples.

Elle s'applique à des molécules ou des ions du type : $\mathbf{AX}_n\mathbf{E}_p$

A désigne l'atome central qui est lié à **n** atomes **X** et qui possède **p** paires d'électrons libres (ou **p** doublets non liants).

VI-4-1 Principe de la méthode :

La géométrie d'une molécule ou d'un ion dépend du nombre total de paires d'électrons (doublets d'électrons) de la couche de valence de l'atome central **A**.

Les paires d'électrons de la couche de valence de l'atome central se disposent de façon à ce que leurs répulsions mutuelles soient minimales (c'est-à-dire que leurs distances soient maximales)

VI-4-1-1 Molécules de type \mathbf{AX}_n avec liaisons simples.

Pour appliquer la méthode VSEPR :

- On compte les paires liantes de la couche de valence de l'atome central en s'aidant de la formule de Lewis
- On en déduit la géométrie de la molécule ou de l'ion en s'aidant du tableau.

Applications :

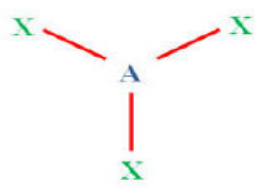
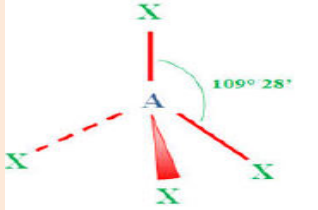

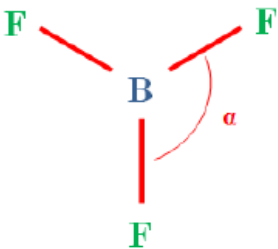
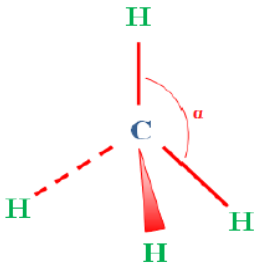
a)- Donner la géométrie des molécules suivantes : **BeCl₂**, **BF₃**, **CH₄**.

Pour appliquer la méthode VSEPR :

- On compte les paires liantes de la couche de valence de l'atome central en s'aidant de la formule de Lewis
- On en déduit la géométrie de la molécule ou de l'ion en s'aidant du tableau.

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

Tableau VI-1: Configuration des molécules de type AX_n avec liaisons simples.

Type de molécule	AX ₂	AX ₃	AX ₄
Nombre de paires liantes d'électrons	2	3	4
Géométrie de la molécule	Atome central digonal X — A — X Molécule linéaire	Atome central trigonal  Molécule trigonale plane	Atome central tétragonal  Molécule tétraédrique
Exemple	 $\ell_{\text{Be-Cl}} = 225 \text{ pm}$ $\alpha = 180^\circ$ Molécule linéaire	 $\ell_{\text{B-F}} = 129 \text{ pm}, \alpha = 120^\circ$	 $\ell_{\text{C-H}} = 109 \text{ pm}, \alpha = 109^\circ 28'$

VI-4-1-2 Molécules de type AX_n avec liaisons multiples.

On compte le nombre de liaisons entourant l'atome central, chaque liaison multiple comptant comme une liaison simple.

On en déduit la géométrie de la molécule ou de l'ion conditionnée par la répulsion minimale.

Remarque :

- Une liaison multiple est toutefois plus répulsive qu'une simple liaison.
- Une triple liaison est plus répulsive qu'une double liaison.

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

- Les angles formés par des doubles liaisons sont plus grands que ceux formés par des simples liaisons

Tableau VI-2: Exemples de molécules de type AX_n :

Exemple de la molécule	Schéma de Lewis de la molécule :	Géométrie de la molécule	Type de molécule
La molécule de dioxyde de carbone CO ₂		 Molécule linéaire	AX ₂
La molécule de dioxyde de carbone C ₂ H ₄		 $\alpha = 117,4^\circ$, $\beta = 121,3^\circ$, $\ell_{C-H} = 109$ pm $\ell_{C=C} = 134$ pm Les angles sont voisins de 120° pour les atomes trigonaux.	AX ₃

VI-4-1-3 Molécules de types AX_nE_p.

Méthode VSEPR.

On compte le nombre total de paires d'électrons liés et libres entourant l'atome central sans les différencier.

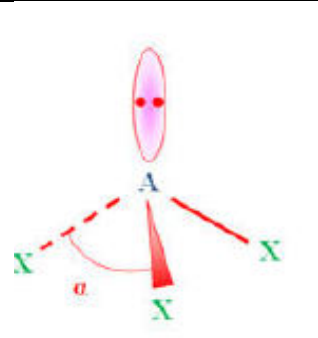
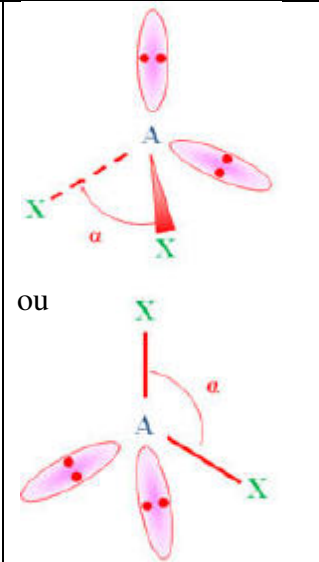
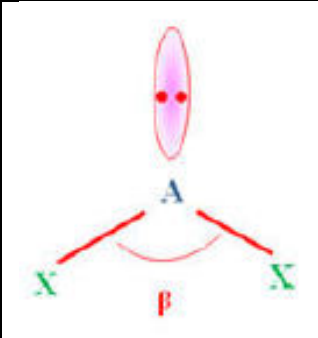
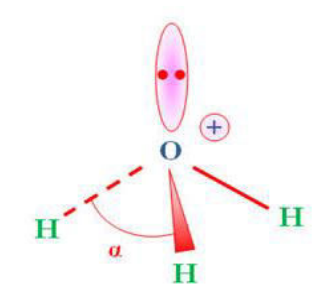
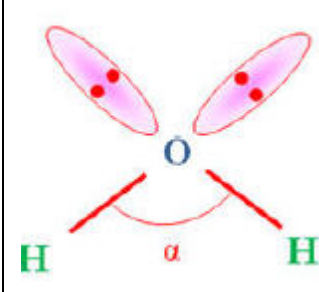
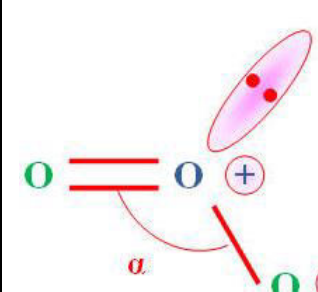
On en déduit la géométrie de la molécule ou de l'ion conditionnée par la répulsion minimale.

Une paire d'électrons libres est plus répulsive qu'une paire d'électrons liés.

L'angle entre deux paires libres est plus grand que l'angle entre deux paires liées.

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

Tableau VI-3: Configuration des molécules de type AX_nE_p

Paires libres p	1	2	3
Type de molécules	AX_3E_1	AX_2E_2	AX_2E_1
Géométrie			
Angle	$\alpha < 109,5^\circ$	$\alpha < 109,5^\circ$	$\beta < 120^\circ$
Structure	Pyramidale trigonale	Angulaire ou coudée	Structure angulaire
Exemple	 L'ion oxonium H_3O^+ a une structure Pyramidale à base triangulaire $\alpha < 109,5^\circ$ $\alpha \approx 107,5^\circ$	 La molécule d'eau H_2O Molécule coudée $\alpha < 109,5^\circ$, $\alpha \approx 104,5^\circ$	 La molécule d'ozone O_3 $\alpha \approx 120^\circ$

VI-5 La liaison chimique dans le modèle quantique

VI-5-1 Principe

Dans la théorie de la liaison de valence (L.V.), lorsque deux atomes A et B forment une liaison covalente, seuls leurs électrons mis en commun perdent leur individualité et se localisent entre les deux atomes et les orbitales atomiques des électrons qui n'entrent pas en liaison ne sont pas modifiées. Cette méthode étudie chaque doublet de liaison indépendamment du reste de la molécule.

Supposant que les atomes A et B mettent chacun un électron en commun que l'on note (1) pour l'atome A et (2) pour l'atome B

Avant qu'il y ait liaison, chacun des deux électrons est décrit par une fonction d'onde distincte, $\psi_A(1)$ pour l'électron (1) et $\psi_B(2)$ pour l'électron (2) aux quelle correspond deux domaine de probabilité de présence, soit deux orbitales atomiques distinctes : OA(1) et OA(2)

Dans la molécule AB (atomes liés), les électrons (1) et (2) ne sont pas discernables, ils appartiennent aussi bien à A qu'à B. Ils seront décrit par une fonction d'onde unique ψ_{AB} qui s'exprime par : $\psi_{AB} = c_1 \psi_A(1) \psi_B(2) + c_2 \psi_A(2) \psi_B(1)$

A la ψ_{AB} correspond un domaine de probabilité de présence des électrons de liaison qui résulte de l'interpénétration ou recouvrement des orbitales atomiques OA(1) et OA(2) et que l'on appelle orbitale moléculaire (O.M.)

VI-5-2 Formation et nature des liaisons :

Pour qu'il y ait liaison, les signes de la fonction ψ_A et ψ_B doivent être les même sur les orbitales qui se recouvrent

Le recouvrement a lieu dans la direction où les orbitales sont concentrées les lobes orbitaux et la liaison est d'autant plus forte que le recouvrement des O.A. est plus important.

VI-5-2-1 liaison σ

Lorsque le recouvrement des O.A. est axial, la liaison est dite δ (liaison sigma)

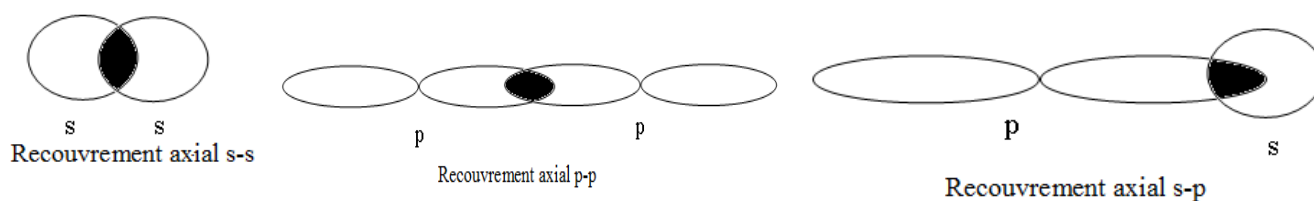


Figure VI-2: Liaison σ qui se résulte du recouvrement axial de deux orbitales s, p

VI-5-2-2 liaison π

Dans le cas d'un recouvrement latéral la liaison est dite π (liaison pi)

Du point de vue énergétique, la liaison π est plus faible que la liaison δ

Exemple : • molécule H_2

${}_1H : 1s^1$, la liaison δ ($H_{(a)} - H_{(b)}$) est obtenu par recouvrement axial des O.A. $1s_{(a)}$ et $1s_{(b)}$

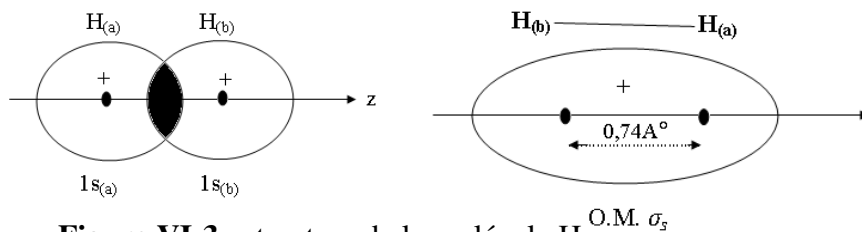


Figure VI-3 : structure de la molécule H_2 O.M. σ_s

• molécule Cl_2

${}_{17}Cl : [Ne]3s^2 3p^5$

Les électrons mis en commun lors de la formation de la molécule Cl_2 occupent les O.A. p. La liaison δ ($Cl-Cl$) résulte donc du recouvrement axial de deux O.A. de type p

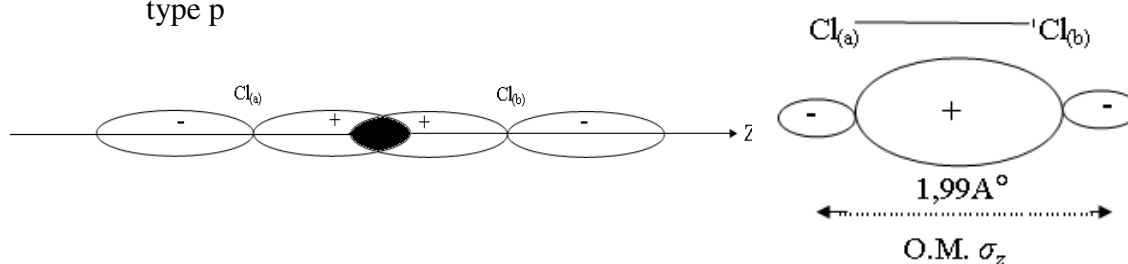


Figure VI-4 : Structure de la molécule Cl_2

• molécule HCl

${}_1H : 1s^1$, ${}_{17}Cl : [Ne]3s^2 3p^5$

Lors de la formation de la liaison δ ($H-Cl$) il y a recouvrement de l'O.A. $1s$ de l'hydrogène et l'O.A. $3p_z$ du chlore

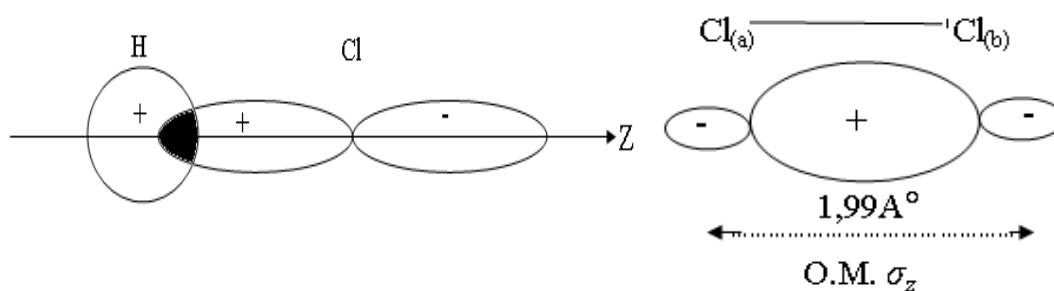
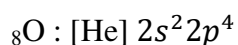


Figure VI-5 : Structure de la molécule Hcl

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

- molécule O_2



L'oxygène possède deux électrons célibataires. Il pourra donc donner 2 liaisons ou encore 2 O.M. qui résulte de la fusion des deux orbitales atomiques p de chacun des deux atomes d'oxygènes

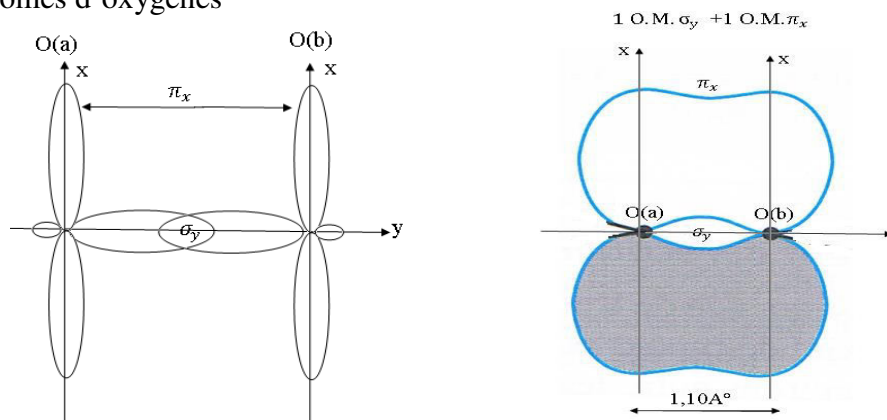
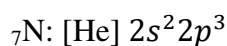


Figure VI-6 : structure de la molécule O_2

La cohésion des atomes $O(a)$ et $O(b)$ dans la molécule O_2 est assurée par deux liaisons différentes : une liaison δ_z qui provient du recouvrement axial $2p_{z(a)}-2p_{z(b)}$ et une liaison π_x qui résulte du recouvrement latéral des deux O.A. $2p_{x(a)}-2p_{x(b)}$

- molécule N_2



L'atome d'azote possède 3 électrons célibataires sur sa couche de valence. La formation de la molécule N_2 résulte de la mise en commun de 3 doublets, soit formation de 3 O.M.

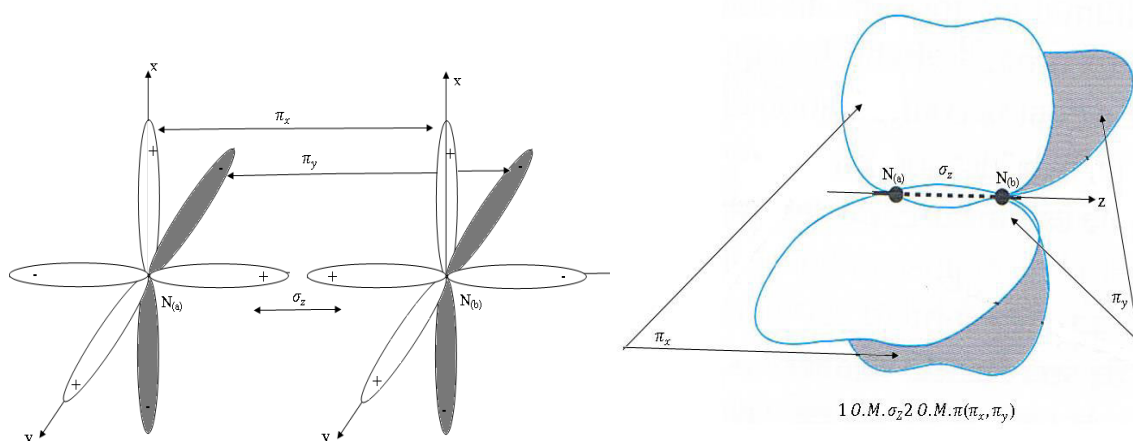


Figure VI-7: structure de la molécule N_2

VI-6 Théorie des orbitales moléculaires (T.O.M) (méthode LCAO)

VI-6-1 Principe

La théorie des orbitales moléculaires a été établie par Hund et Milliken vers les mêmes années que la théorie de la liaison de valence (L.V.)

Contrairement à la méthode L.V., dans la méthode O.M., les atomes liés perdent complètement leur individualité. La molécule considérée comme un tout et chaque électron contribue à assurer toutes les liaisons de la molécule.

Par analogie à l'atome à l'atome constitué d'un noyau entouré d'un cortège électronique, la T.O.M. traite une molécule comme un ensemble de noyau entouré d'un nuage électronique formé par l'ensemble des électrons de tous les atomes liés.

Un électron d'un atome A est décrit par une fonction ψ_A . Un électron d'une molécule AB, dans la T.O.M. sera décrit par une fonction ψ_{AB} , combinaison linéaire des fonctions d'onde ψ_A et ψ_B :

$$\psi_{AB} = C_1 \psi_A \pm C_2 \psi_B$$

De même qu'à toute fonction d'onde atome associée une orbitale atomique (O.A), à toute fonction d'onde d'une molécule correspond une orbitale moléculaire (O.M.)

La fonction d'onde $\psi_{AB}^l = C_1 \psi_A + C_2 \psi_B$ correspond à une orbitale moléculaire **liante** : O.M.L. ou O.M.^l;

La fonction d'onde $\psi_{AB}^* = C_1 \psi_A - C_2 \psi_B$ donne lieu à une orbitale moléculaire **antiliante** :

O.M.AL. ou O.M.^{*}

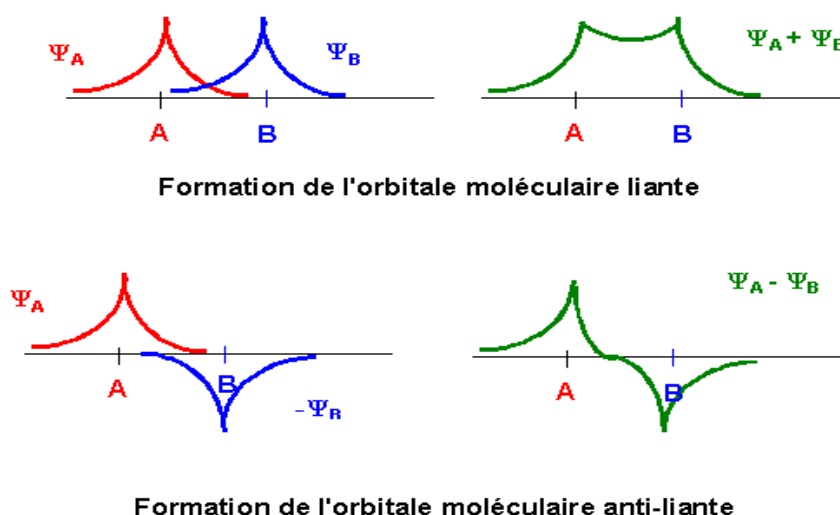


Figure VI-8 : Formation des orbitales moléculaires

Pour une molécule, la T.O.M. construit un ensemble d'orbitales moléculaires qui seront occupées par les électrons en obéissant aux mêmes règles de remplissage que celles appliquées à l'atome.

Une O.M. représente la zone de probabilité de présence d'un électron d'une molécule et tout comme une O.A., ne peut contenir plus de deux électrons de spins opposés.

VI-6-2 Aspect énergétique

La résolution complète de l'équation de Schrödinger conduit à la valeur des énergies des deux orbitales moléculaires. On trouve que l'énergie de l'orbitale liante est plus basse que celle des atomes séparés ce qui correspond bien à une stabilisation. Inversement l'orbitale anti-liante correspond à une énergie plus élevée ce qui correspond à une déstabilisation.

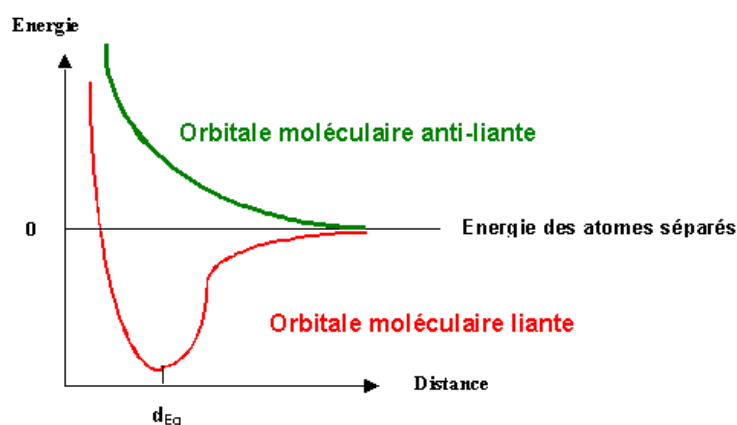


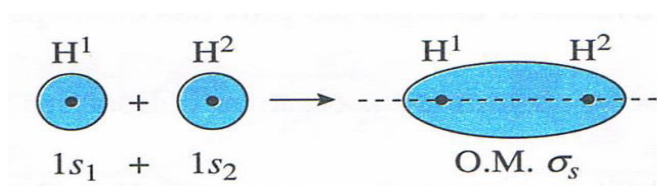
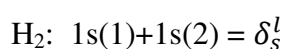
Figure VI-9 : Aspect énergétique de formation des orbitales moléculaires

Le recouvrement des deux orbitales moléculaires de même énergie donnent naissance à deux orbitales moléculaires d'énergies différentes, l'une liante stabilisée et l'autre anti-liante déstabilisée. La déstabilisation de l'orbitale anti-liante est supérieure à la stabilisation de l'orbitale liante.

VI-6-2 Recouvrement des orbitales atomiques

Les O.M. sont des combinaisons linéaires d'orbitales atomiques (C.L.O.A.) que l'on représente graphiquement par le recouvrement des lobes orbitaux des O.A. qui se combine.

Exemple:



CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

Pour pouvoir être combinés linéairement, les O.A. doivent obéir aux trois règles suivantes:

- Les énergies des O.A. qui se combinent doivent être du même ordre de grandeur
- Les lobes orbitaux des O.A. doivent se couvrir au maximum
- Les O.A. qui se recouvrent doivent avoir la même symétrie par rapport à l'axe de la molécule

Tableau VI-4: Recouvrement permis et interdits entre les différents orbitales

Recouvrement permis	Exemple	Recouvrement interdits
s-p p_x-p_x p_y-p_y p_z-p_z	HCl Cl ₂ , O ₂ , N ₂	p_x-p_y p_y-p_z p_x-p_z

Le recouvrement S de deux O.A. est caractérisé par l'intégrale de recouvrement :

$$S = \iiint \psi_A \psi_B dV$$

ψ_A : Fonction d'onde associée à l'orbitale atomique de A

ψ_B : Fonction d'onde associée à l'orbitale atomique de B

dV : volume infiniment petit = dx dy dz

Selon le signe du recouvrement, on distingue trois types d'orbitales moléculaires:

Si $S > 0 \Rightarrow$ orbitale moléculaire liante (O.M.L. ou O.M^l)

Si $S < 0 \Rightarrow$ orbitale antiliante (O.M.AL. ou O.M^{*})

Si $S = 0 \Rightarrow$ orbitale moléculaire non liante (O.M.N.L.)

VI-6-3 Ordre de liaison

Dans la théorie des O.M., on définit l'ordre de liaison O.L. par la demi-différence entre le nombre d'électron dans les O.M. liantes et le nombre d'électrons dans les O.M. antiliantes.

$$O.L. = \frac{\sum e^-(O.M.L.) - \sum e^-(O.M.A.L.)}{2}$$

- Plus l'ordre de la liaison est élevé, plus la molécule est stable.
- Si l'ordre de liaison est nul la molécule ne peut pas exister

VI-6-4 propriétés magnétiques

La configuration électronique d'une molécule dans son état fondamental est établie en occupant, avec les électrons de valence, les O.M. de niveau d'énergie les plus bas en respectant le principe de Pauling et la règle de Hund.

La molécule considérée est paramagnétique si elle possède au moins un électron célibataire dans sa configuration électronique ; elle est diamagnétique si elle n'en possède pas.

VI-7 Diagramme des niveaux d'énergie

On peut représenter pour tout atome le diagramme d'énergie des O.A., on peut représenter pour toute molécule le diagramme d'énergie des O.M.

L'occupation des O.A. par les électrons donne la configuration électronique de l'atome, et l'occupation des O.M. par les électrons donne la configuration électronique de la molécule.

Soit une molécule diatomique hétéronucléaire AB. On suppose que B est plus électronégatif que A et que A et B possèdent tout les deux des O.A. 1s, 2s et 2p

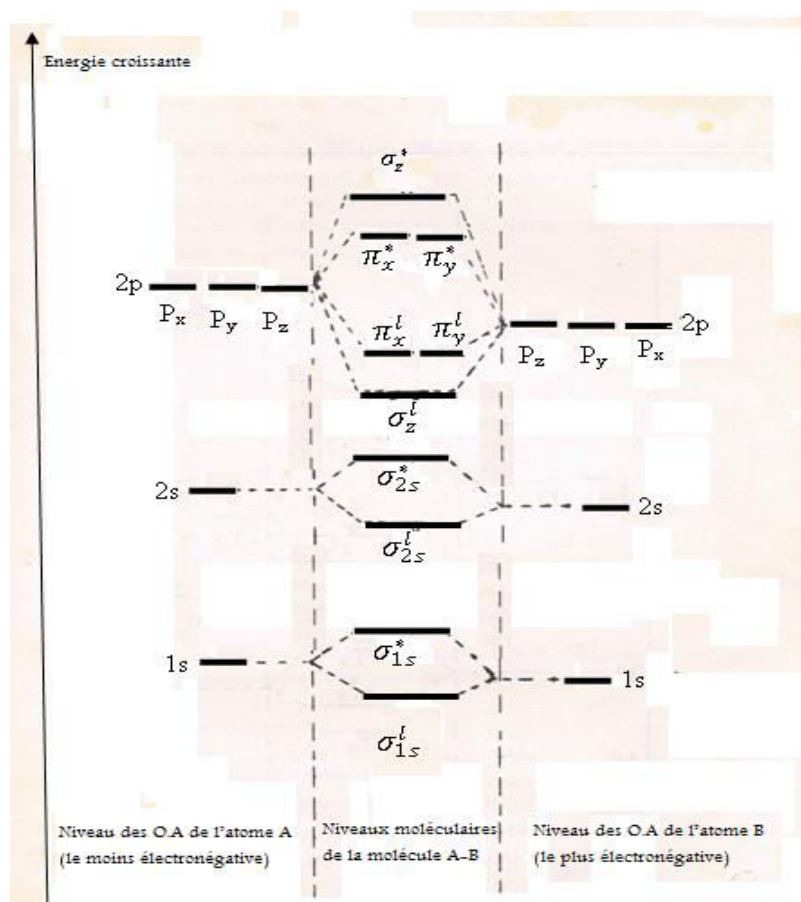


Figure : VI-10 : Diagramme d'énergie des orbitales moléculaires pour une molécule

AB sans interactions $\sigma_s - \sigma_z$

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

Remarque

Par convention, on représente toujours les O.A. de l'atome le plus électronégatif à droite.

Dans une molécule AB sans interaction $\delta_s - \delta_z$, l'écart d'énergie $E_{2s} - E_{2p}$ est grand et le niveau δ_z^l vient alors avant les niveaux π_x^l, π_y^l

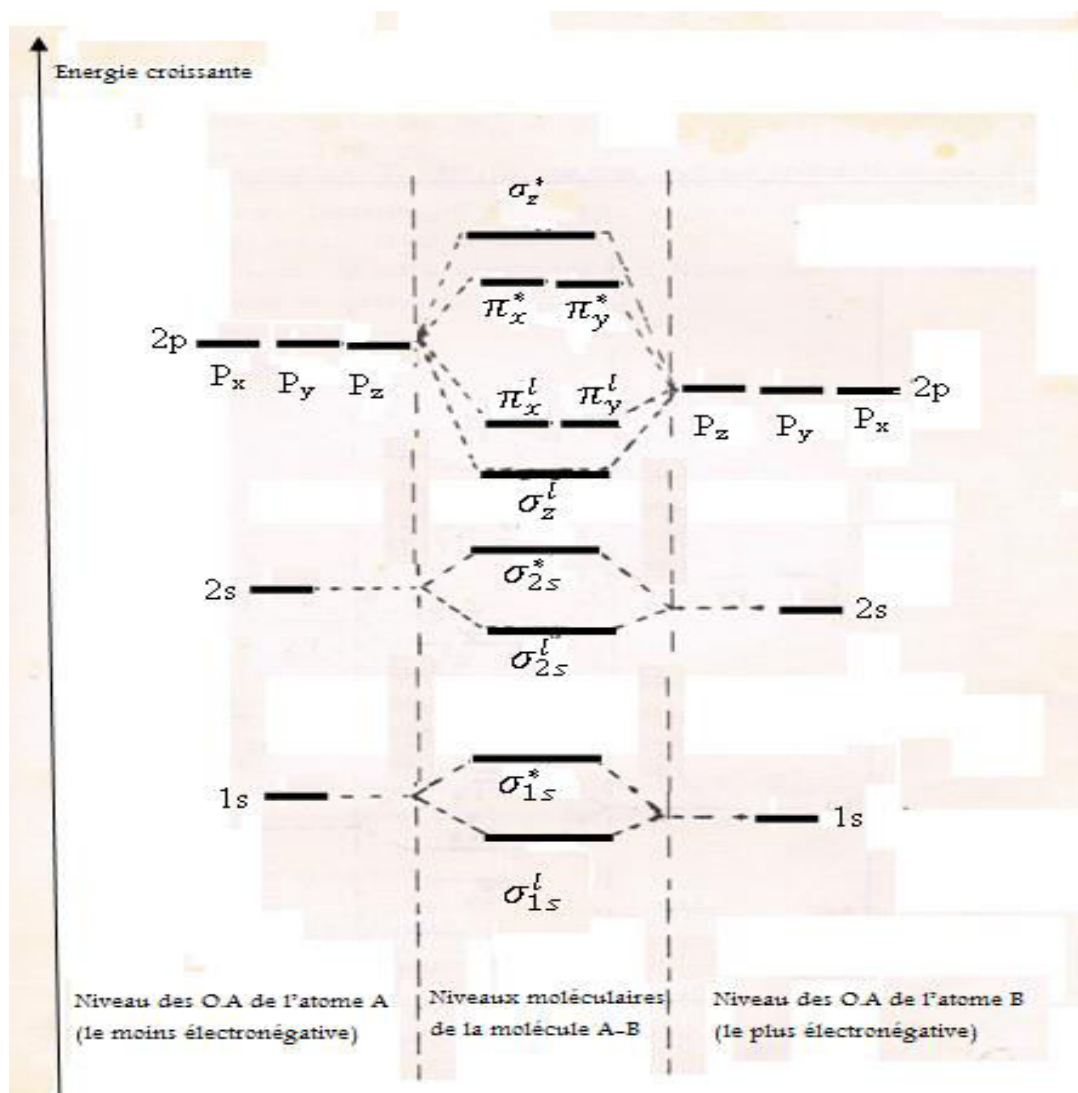


Figure VI-11 : Diagramme d'énergie des orbitales moléculaires pour une molécule AB avec interactions $\sigma_s - \sigma_z$

Exemples

1-Molécule H₂

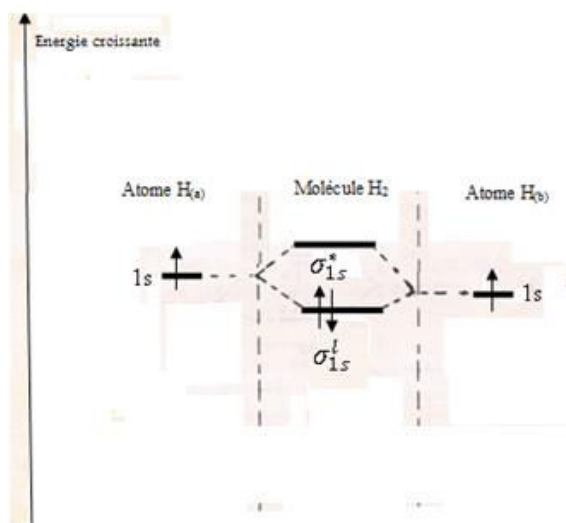


Figure VI-12 : Diagramme énergétique de la molécule H₂

- Configuration fondamentale de la molécule H₂ : $(\sigma_{1s}^l)^2$
- Magnétisme : Les deux électrons sont couplés, la molécule est donc diamagnétique.
- Ordre de liaison : O. L. (H₂) = $\frac{2-0}{2} = 1$

2- Molécule N₂

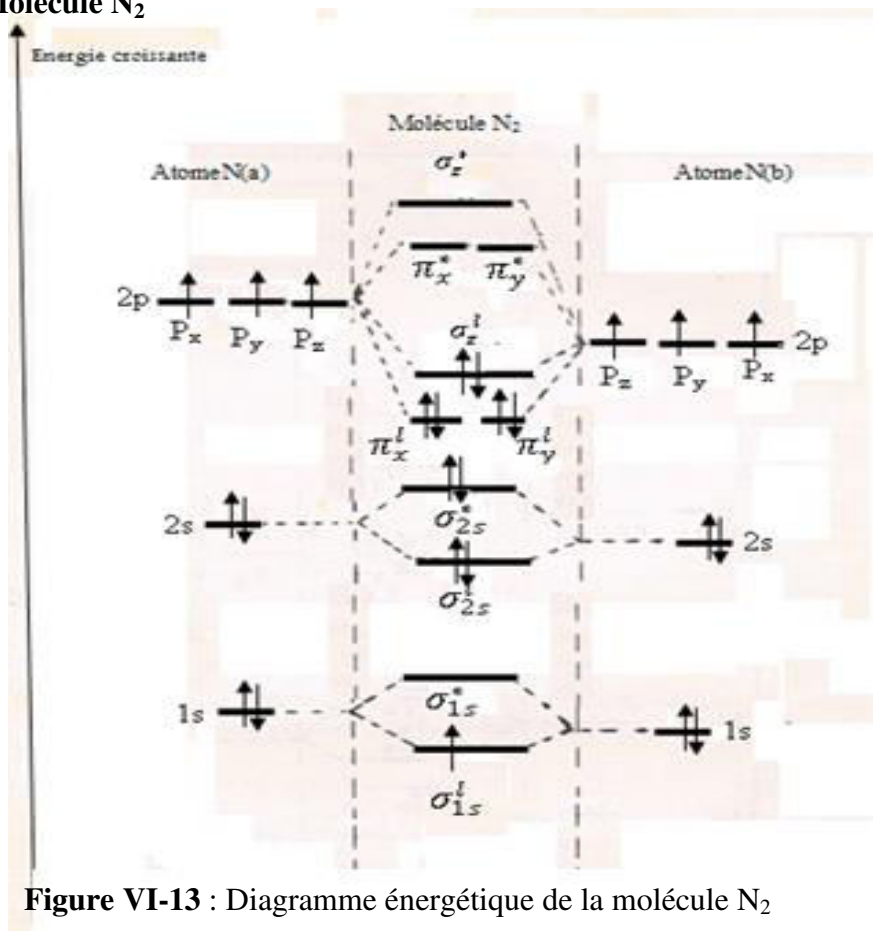


Figure VI-13 : Diagramme énergétique de la molécule N₂

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

- Configuration électronique fondamentale de la molécule N_2

$$(\sigma_{1s}^l)^2(\sigma_{1s}^*)^2(\sigma_{2s}^l)^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_z^l)^2(\pi_x^l)^2(\pi_y^l)^2(\sigma_z^l)^2$$

- Magnétisme : Tout les électrons sont appariés, la molécule N_2 est donc diamagnétique.

- Ordre de liaison : $O.L.(N_2) = \frac{10-4}{2} = 3$

- Nombre de liaison π :

$$\frac{\sum e^-(O.M.L.)\pi - \sum e^-(O.M.A.L)\pi}{2} = \frac{4-0}{2} = 2$$

- Nombre de liaison σ :

$$\frac{\sum e^-(O.M.L.)\sigma - \sum e^-(O.M.A.L)\sigma}{2} = \frac{6-4}{2} = 1$$

3-Molécule O_2

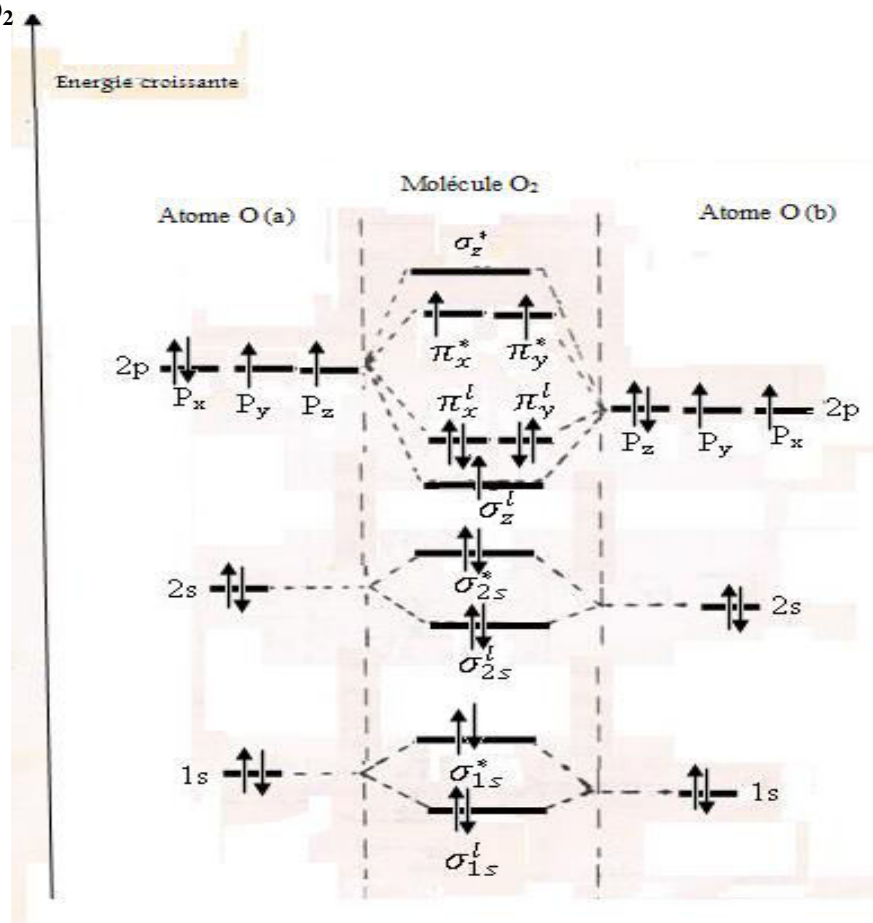
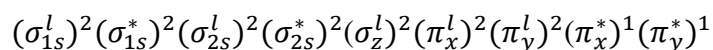


Figure VI-13 : Diagramme énergétique de la molécule O_2

- Configuration fondamentale de la molécule O₂



- Magnétisme : La molécule O₂ contient deux électrons célibataires, elle est donc paramagnétique

- Ordre de liaison : O. L. (O₂) = $\frac{10-6}{2} = 2$

- Nombre de liaison σ : $\frac{6-4}{2} = 1$

- Nombre de liaison π : $\frac{4-2}{2} = 1$

VI-8 Théorie de l'hybridation des orbitales atomiques

La configuration électronique de l'atome à l'état fondamental ne permet pas, parfois d'expliquer l'existence de certain composé, comme, BeCl₂, BCl₃, CH₄,

Dans ce cas, il est nécessaire d'imaginer un état excité de l'atome qui permette de justifier l'existence de ces composés.

Cependant, si les états excité du béryllium, du bore et du carbone permettent d'expliquer l'existence respective des molécules : BeCl₂, BCl₃, CH₄ il ne font pas apparaitre l'identité des deux liaisons Be-Cl, prouvés expérimentalement, dans BeCl₂ ou celle de trois liaisons BCl dans BCl₃ ou encore les trois liaisons C-H dans la molécule CH₄, dans ce cas, il est nécessaire d'introduire la notion d'hybridation des orbitales atomiques.

VI-8-1 Principe d'hybridation

Le phénomène d'hybridation des O.A a été introduit par Pauling (1931) afin d'interpréter certaines structures moléculaires pour lesquelles les calculs théoriques ne concordaient pas avec les mesures expérimentales.

Grace à l'hybridation, il est possible de justifier :

- L'équivalence de liaisons de certains composés : BeCl₂, BCl₃, CH₄ PCl₅....
- Les angles de liaisons dans certains composés : H₂O, NH₃....

Le phénomène d'hybridation consiste en une réorganisation de O.A d'un atome pour donner des orbitales hybrides (O.H) identiques, de même énergie et de même forme orientées suivant une symétrie bien défini et qui est celle de la molécule.

- Les O.H sont des combinaisons linéaires de O.A. qui ont été hybridées.

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

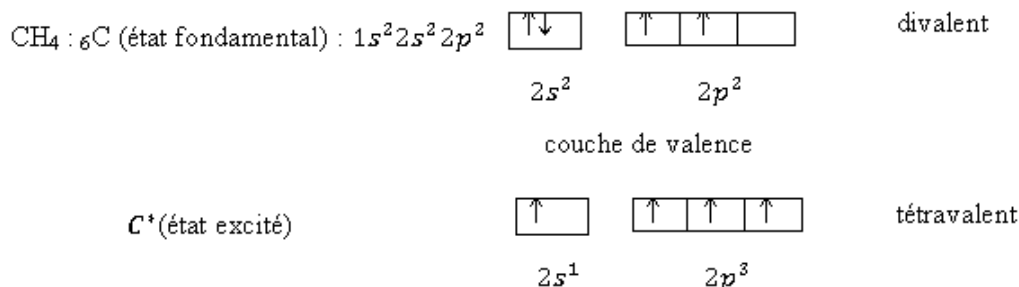
Le nombre d'orbitale hybridé est égal à celui des orbitales atomiques participant à l'hybridation.

Dans une molécule AX_n , l'hybridation concerne généralement les O.A. de l'atome central A.

Exemple : CH_4 : hybridation des O.A. s, p_x , p_y et p_z du carbone ce qui implique 4 O.H.

Très souvent, avant de procéder à l'hybridation des O.A. d'un atome, il faut imaginer un état excité de l'atome. Cet état excité permet de retrouver la valence réelle de l'élément.

Exemple : soit la molécule CH_4



L'hybridation est un procédé de calcul et les O.H. n'ont aucune réalité physique

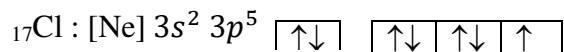
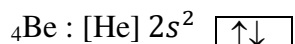
VI-8-2 Les différents types d'hybridation

L'hybridation porte généralement sur les O.A. s, p ; suivant le nombre et la nature des O.A. qui sont hybridées, on distingue plusieurs types d'hybridations

VI-8-2-1 L'hybridation sp

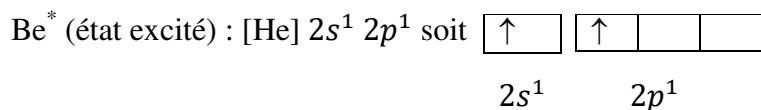
Exemple : $BeCl_2$:

L'expérience montre que les deux liaisons Be-Cl sont identiques.



L'état fondamental du béryllium ne laisse pas prévoir deux liaisons ; pour ce faire, on envisage un état excité de Be.

Couche de valence



Si l'on conserve les O.A. du béryllium telles quelles, on devrait avoir deux liaisons différentes :

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

-L'une proviendrait du recouvrement de l'O.A. 2s de Be l'A.O. 3p de Cl(a).

- L'autre proviendrait de recouvrement de l'O.A. 2p de Be avec l'O.A. 3p de Cl(b).

Pour justifier l'équivalence des deux liaisons Be-Cl on hybride les deux O.A. 2s et 2p de Be, on obtient ainsi deux O.H. « sp » et l'on dit que le béryllium a été hybridé « sp » ou bien que l'on a une hybridation « sp »

Les deux liaisons Be-Cl provient alors chacune du recouvrement d'une O.H. sp de Be avec une O.A. p de Cl

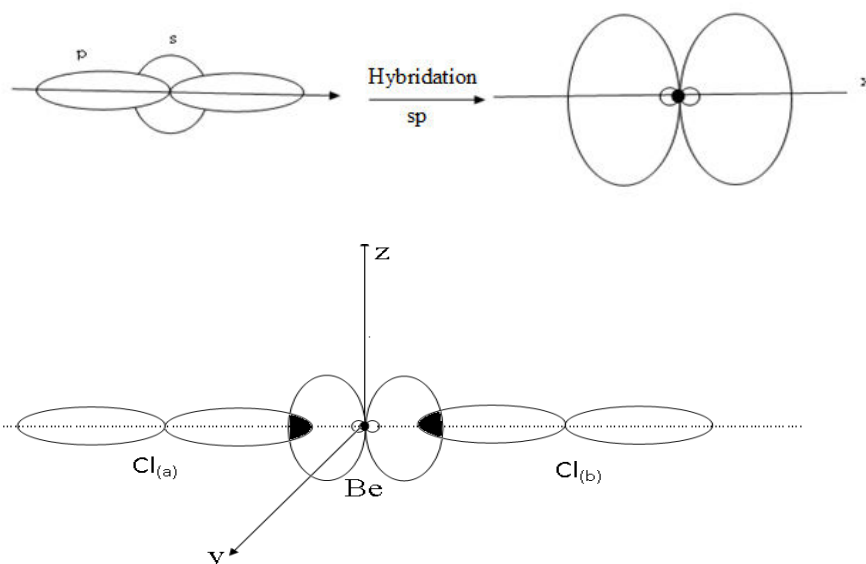
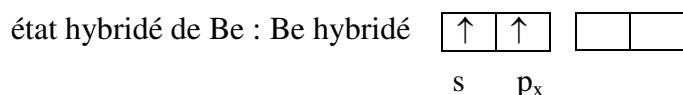
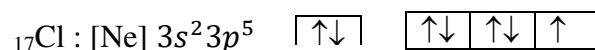
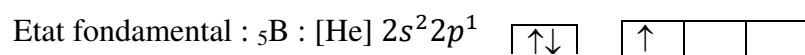


Figure VI-14 : Structure ou géométrie de la molécule BeCl_2

Les deux liaisons Be-Cl résulte d'un recouvrement axial, elles sont donc de type δ

VI-8-2-2 L'hybridation sp^2

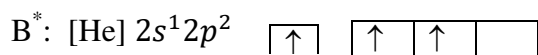
Exemple de la molécule BCl_3 : expérimentalement les trois liaisons sont identiques



Etat excité de B : B^*

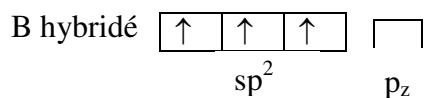
L'existence de 3 liaisons implique 3 électrons célibataires sur le bore d'où l'état excité :

CHAPITRE VI : LES LIAISONS CHIMIQUES

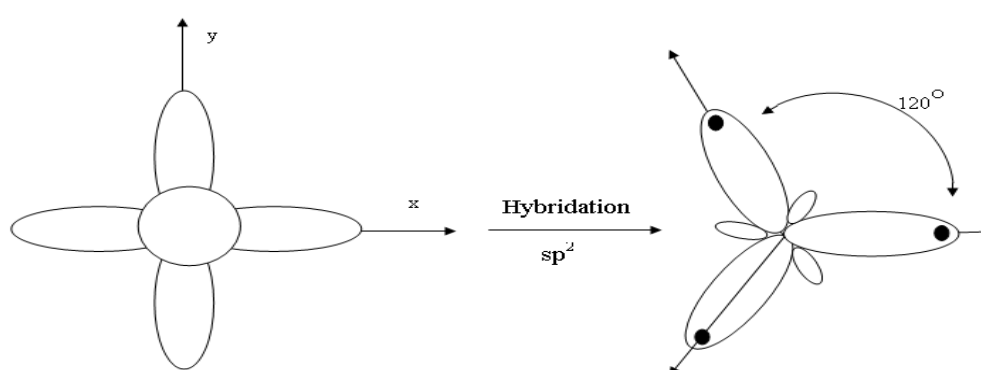


- Etat hybride

Pour justifier l'équivalence des 3 liaisons B-Cl on combine les O.A. s, p_x , p_y , de B on obtient ainsi 3 O.H. sp^2 identiques.



Les trois O. A. sont dirigés suivant les sommets d'un triangle équilatéral.



- Structure ou géométrie de la molécule BCl_3

Chaque liaison B-Cl provient de recouvrement axial d'une O.H sp^2 de B avec une O.A. p de Cl. On obtient ainsi 3 liaisons δ

La molécule est plane, les 3 liaisons δ forment entre elles des angles de 120°

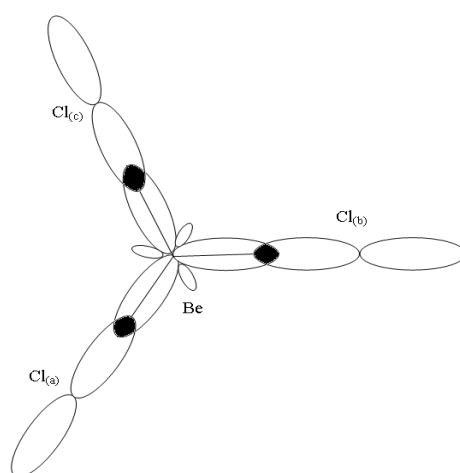


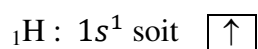
Figure VI-15: Structure ou géométrie de la molécule BCl_3

VI-8-2-3 L'hybridation sp^3

Exemple de la molécule CH_4 :

D'après l'expérience les 4 liaisons C-H sont identiques

Etat fondamental du carbone C :



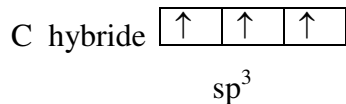
Etat excité de carbone C^*

L'état fondamental du carbone ne fait pas apparaître la valence 4 de C dans CH_4 , d'où l'état excité.

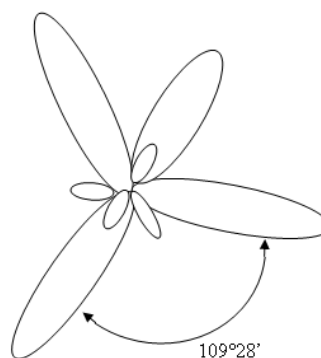


- Etat hybride

Pour obtenir 4 liaisons C-H identiques, il faudrait 4 orbitales identiques sur le carbone d'où l'hybridation de l'O.A. s et des 3 O.A. p de C. Le carbone est ainsi hybride en sp^3 et l'on obtient 4 O.H identiques sp^3 dirigées suivant les sommets d'un tétraèdre



Structure ou géométrie de la molécule CH_4



Chaque liaison C-H résulte du recouvrement axial d'une O.H. sp^3 du carbone avec l'O.A. s de l'hydrogène. On obtient ainsi 4 liaisons δ dirigé suivant les sommets d'un tétraèdre.

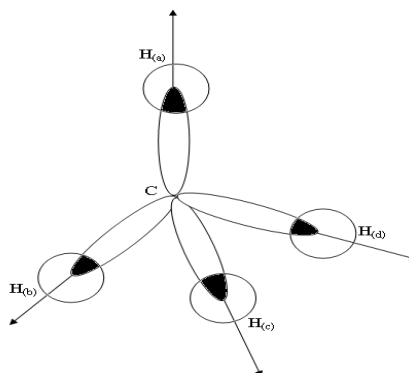


Figure VI-16 : Structure de la molécule CH_4

Références bibliographiques

Références bibliographiques

1- R. Ouahès et B. Dévallez, Chimie générale, Editions OPU - Alger, 04-1993.

2- P. Arnaud, Cours de Chimie générale, DUNOD, 2013.

3- M. Quarrie. RoCk, Chimie générale, de boeck, 1993.

4- J.R. Kotz-Treichel, Chimie générale, de boeck, 2006.

5- R. et C. Ouahes, Chimie physique, Ellipses, 1995.

6- P.W. Atkins, Elément de chimie physique, de boeck, 1993.

7- E. Flamand et J.L Allard, chimie générale, Modulo, 2004.

Annexes

Annexe 1 Constantes physique fondamentales

Constante	Symb.	Valeur	Incertitude
CONSTANTES UNIVERSELLES			
Vitesse de la lumière dans le vide	c, c_0	$299\,792\,458\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$	valeur exacte
Perméabilité du vide	μ_0	$4\pi\cdot 10^{-7}\text{H}\cdot\text{m}^{-1} \approx 12,566\,370\,614\cdot 10^{-7}\text{H}\cdot\text{m}^{-1}$	valeur exacte
Permittivité du vide	ϵ_0	$\frac{1}{\mu_0 c^2} \approx 8,854\,187\,817\cdot 10^{-12}\text{F}\cdot\text{m}^{-1}$	valeur exacte
Constante gravitationnelle	G	$6,674\,2(10)\cdot 10^{-11}\text{m}^3\text{kg}^{-1}\text{s}^{-2}$	$1,5\cdot 10^{-4}$
Constante de Planck	h	$6,626\,069\,3(11)\cdot 10^{-34}\text{J}\cdot\text{s}$ $\approx 4,135\,667\,43(35)\cdot 10^{-15}\text{eV}\cdot\text{s}$	$1,7\cdot 10^{-7}$ $8,5\cdot 10^{-8}$
Constante de Planck réduite	\hbar	$= \frac{h}{2\pi} \approx 1,054\,571\,68(18)\cdot 10^{-35}$ $\approx 6,582\,119\,15(56)\cdot 10^{-16}\text{eV}\cdot\text{s}$	$1,7\cdot 10^{-7}$ $8,5\cdot 10^{-8}$
ATOMIQUE, NUCLEAIRE			
Charge élémentaire (de l'électron)	e	$1,602\,176\,53(14)\cdot 10^{-19}\text{C}$	$8,5\cdot 10^{-8}$
Constante de Rydberg	R_∞	$= \frac{2\pi^2 m_e e^4}{ch^3} \approx 109\,737\,31,568\,525(73)\text{m}^{-1}$	$6,6\cdot 10^{-12}$
Rayon de Bohr	a_0	$= \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{m_e e^2} \approx 0,529\,188\,2108(18)\cdot 10^{-10}\text{m}$	$3,3\cdot 10^{-9}$
Electron			
Masse de l'électron	m_e	$9,109\,382\,6(16)\cdot 10^{-31}\text{kg}$	$1,7\cdot 10^{-7}$
Moment magnétique de l'électron	μ_e	$-928,476\,412(80)\cdot 10^{-26}\text{J}\cdot\text{T}^{-1}$	$8,6\cdot 10^{-8}$
Rayon (classique) de l'électron	r_e	$= \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 c^2 m_e} \approx 2,817\,940\,325(28)\cdot 10^{-15}\text{m}$	$1,0\cdot 10^{-8}$
Rapport gyromagnétique de l'électron	γ_e	$= \frac{2 \mu_e }{\hbar} \approx 1,760\,859\,74(15)\cdot 10^{11}\text{s}^{-1}\text{T}^{-1}$	$8,6\cdot 10^{-8}$
Proton			
Masse du proton	m_p	$1,672\,621\,71(29)\cdot 10^{-27}\text{kg}$	$1,7\cdot 10^{-7}$
Moment magnétique du proton	μ_p	$1,410\,606\,71(12)\cdot 10^{-26}\text{J}\cdot\text{T}^{-1}$	$8,7\cdot 10^{-8}$
Rapport gyromagnétique du proton	γ_p	$= \frac{2\mu_p}{\hbar} \approx 2,675\,222\,05(23)\cdot 10^8\text{s}^{-1}\text{T}^{-1}$	$8,6\cdot 10^{-8}$
Neutron			
Masse du neutron	m_n	$1,674\,927\,28(29)\cdot 10^{-27}\text{kg}$	$1,7\cdot 10^{-7}$
Moment magnétique du neutron	μ_n	$-0,966\,236\,45(24)\cdot 10^{-26}\text{J}\cdot\text{T}^{-1}$	$2,5\cdot 10^{-7}$
Rapport gyromagnétique du neutron	γ_n	$= \frac{2 \mu_n }{\hbar} \approx 1,832\,471\,83(46)\cdot 10^8\text{s}^{-1}\text{T}^{-1}$	$2,5\cdot 10^{-7}$
CHIMIE			
Constante d'Avogadro	N_a	$6,022\,141\,5(10)\cdot 10^{23}\text{mol}^{-1}$	$1,7\cdot 10^{-7}$
Faraday	\mathcal{F}	$= N_a e \approx 96\,485,3383(83)\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$	$8,6\cdot 10^{-8}$
Constante des gaz parfaits	R	$8,314\,472(15)\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	$1,7\cdot 10^{-6}$
Constante de Boltzmann	k_B	$= \frac{R}{N_a} \approx 1,380\,650\,5(24)\cdot 10^{-23}\text{J}\cdot\text{K}^{-1}$	$1,8\cdot 10^{-6}$
Constante de Stefan–Boltzmann	σ_B	$= \frac{\pi^2}{60} \frac{k_B^4}{\hbar^3 c^2} \approx 5,670\,400(40)\cdot 10^{-8}\text{W}\cdot\text{m}^{-2}\cdot\text{K}^{-4}$	$7,0\cdot 10^{-6}$
Constante de la loi de déplacement de Wien	$\lambda_{\text{max}} T$	$\approx 2,897\,7685(51)\cdot 10^{-3}\text{m}\cdot\text{K}$	$1,7\cdot 10^{-6}$

Annexes 2 Constantes physiques SI

Constante	Symb.	Valeur	Incertitude
CONSTANTES UNIVERSELLES			
Vitesse de la lumière dans le vide	c, c_0	$299\,792\,458\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$	valeur exacte
Perméabilité du vide	μ_0	$4\pi \cdot 10^{-7}\text{H}\cdot\text{m}^{-1} \approx 12,566370614 \cdot 10^{-7}\text{H}\cdot\text{m}^{-1}$	valeur exacte
Permittivité du vide	ϵ_0	$\frac{1}{\mu_0 c^2} \approx 8,854187817 \cdot 10^{-12}\text{F}\cdot\text{m}^{-1}$	valeur exacte
Constante gravitationnelle	G	$6,6742(10) \cdot 10^{-11}\text{m}^3\text{kg}^{-1}\text{s}^{-2}$	$1,5 \cdot 10^{-4}$
Constante de Planck	h	$6,6260693(11) \cdot 10^{-34}\text{J}\cdot\text{s}$ $\approx 4,13566743(35) \cdot 10^{-15}\text{eV}\cdot\text{s}$	$1,7 \cdot 10^{-7}$ $8,5 \cdot 10^{-8}$
Constante de Planck réduite	\hbar	$= \frac{h}{2\pi} \approx 1,05457168(18) \cdot 10^{-35}$ $\approx 6,58211915(56) \cdot 10^{-16}\text{eV}\cdot\text{s}$	$1,7 \cdot 10^{-7}$ $8,5 \cdot 10^{-8}$
ATOMIQUE, NUCLEAIRE			
Charge élémentaire (de l'électron)	e	$1,60217653(14) \cdot 10^{-19}\text{C}$	$8,5 \cdot 10^{-8}$
Constante de Rydberg	R_∞	$= \frac{2\pi^2 m_e e^4}{ch^3} \approx 10973731,568525(73)\text{m}^{-1}$	$6,6 \cdot 10^{-12}$
Rayon de Bohr	a_0	$= \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{m_e e^2} \approx 0,5291882108(18) \cdot 10^{-10}\text{m}$	$3,3 \cdot 10^{-9}$
Electron			
Masse de l'électron	m_e	$9,1093826(16) \cdot 10^{-31}\text{kg}$	$1,7 \cdot 10^{-7}$
Moment magnétique de l'électron	μ_e	$-928,476412(80) \cdot 10^{-26}\text{J}\cdot\text{T}^{-1}$	$8,6 \cdot 10^{-8}$
Rayon (classique) de l'électron	r_e	$= \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 c^2 m_e} \approx 2,817940325(28) \cdot 10^{-15}\text{m}$	$1,0 \cdot 10^{-8}$
Rapport gyromagnétique de l'électron	γ_e	$= \frac{2 \mu_e }{\hbar} \approx 1,76085974(15) \cdot 10^{11}\text{s}^{-1}\text{T}^{-1}$	$8,6 \cdot 10^{-8}$
Proton			
Masse du proton	m_p	$1,67262171(29) \cdot 10^{-27}\text{kg}$	$1,7 \cdot 10^{-7}$
Moment magnétique du proton	μ_p	$1,41060671(12) \cdot 10^{-26}\text{J}\cdot\text{T}^{-1}$	$8,7 \cdot 10^{-8}$
Rapport gyromagnétique du proton	γ_p	$= \frac{2\mu_p}{\hbar} \approx 2,67522205(23) \cdot 10^8\text{s}^{-1}\text{T}^{-1}$	$8,6 \cdot 10^{-8}$
Neutron			
Masse du neutron	m_n	$1,67492728(29) \cdot 10^{-27}\text{kg}$	$1,7 \cdot 10^{-7}$
Moment magnétique du neutron	μ_n	$-0,96623645(24) \cdot 10^{-26}\text{J}\cdot\text{T}^{-1}$	$2,5 \cdot 10^{-7}$
Rapport gyromagnétique du neutron	γ_n	$= \frac{2 \mu_n }{\hbar} \approx 1,83247183(46) \cdot 10^8\text{s}^{-1}\text{T}^{-1}$	$2,5 \cdot 10^{-7}$
CHIMIE			
Constante d'Avogadro	N_A	$6,0221415(10) \cdot 10^{23}\text{mol}^{-1}$	$1,7 \cdot 10^{-7}$
Faraday	\mathcal{F}	$= N_A e \approx 96485,3383(83)\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$	$8,6 \cdot 10^{-8}$
Constante des gaz parfaits	\mathcal{R}	$8,314472(15)\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	$1,7 \cdot 10^{-6}$
Constante de Boltzmann	k_B	$= \frac{\mathcal{R}}{N_A} \approx 1,3806505(24) \cdot 10^{-23}\text{J}\cdot\text{K}^{-1}$	$1,8 \cdot 10^{-6}$
Constante de Stefan–Boltzmann	σ_B	$= \frac{\pi^2}{60} \frac{k_B^4}{\hbar^3 c^2} \approx 5,670400(40) \cdot 10^{-8}\text{W}\cdot\text{m}^{-2}\cdot\text{K}^{-4}$	$7,0 \cdot 10^{-6}$
Constante de la loi de déplacement de Wien	$\lambda_{\text{max}} T$	$\approx 2,8977685(51) \cdot 10^{-3}\text{m}\cdot\text{K}$	$1,7 \cdot 10^{-6}$

Annexe 3 Les unités de base du SI

Tableau 1. Unités de base du SI

Grandeur de base		Unité SI de base	
Nom	Symbole	Nom	Symbole
longueur	$l, x, r, \text{etc.}$	mètre	m
masse	m	kilogramme	kg
temps, durée	t	seconde	s
courant électrique	I, i	ampère	A
température thermodynamique	T	kelvin	K
quantité de matière	n	mole	mol
intensité lumineuse	I_v	candela	cd

Tableau 2. Exemples d'unités SI dérivées cohérentes exprimées à partir des unités de base

Grandeur dérivée		Unité SI dérivée cohérente	
Nom	Symbole	Nom	Symbole
superficie	A	mètre carré	m^2
volume	V	mètre cube	m^3
vitesse	v	mètre par seconde	m/s
accélération	a	mètre par seconde carrée	m/s^2
nombre d'ondes	$\sigma, \tilde{\nu}$	mètre à la puissance moins un	m^{-1}
masse volumique	ρ	kilogramme par mètre cube	kg/m^3
masse surfacique	ρ_A	kilogramme par mètre carré	kg/m^2
volume massique	v	mètre cube par kilogramme	m^3/kg
densité de courant	j	ampère par mètre carré	A/m^2
champ magnétique	H	ampère par mètre	A/m
concentration de quantité de matière ^(a) , concentration	c	mole par mètre cube	mol/m^3
concentration massique	ρ, γ	kilogramme par mètre cube	kg/m^3
luminance lumineuse	L_v	candela par mètre carré	cd/m^2
indice de réfraction ^(b)	n	un	1
perméabilité relative ^(b)	μ_r	un	1

(a) Dans le domaine de la chimie clinique, cette grandeur est aussi appelée concentration de matière.

(b) Ce sont des grandeurs sans dimension, ou grandeurs de dimension un. Le symbole « 1 » pour l'unité (le nombre « un ») n'est généralement pas mentionné lorsque l'on précise la valeur des grandeurs sans dimension.

Tableau 3. Unités SI dérivées cohérentes ayant des noms spéciaux et des symboles particuliers

Grandeur dérivée	Nom	Symbole	Unité SI dérivée cohérente ^(a)	
			Expression utilisant d'autres unités SI	Expression en unités SI de base
angle plan	radian ^(b)	rad	1 ^(b)	m/m
angle solide	stéradian ^(b)	sr ^(c)	1 ^(b)	m ² /m ²
fréquence	hertz ^(d)	Hz		s ⁻¹
force	newton	N		m kg s ⁻²
pression, contrainte	pascal	Pa	N/m ²	m ⁻¹ kg s ⁻²
énergie, travail, quantité de chaleur	joule	J	N m	m ² kg s ⁻²
puissance, flux énergétique	watt	W	J/s	m ² kg s ⁻³
charge électrique, quantité d'électricité	coulomb	C		s A
différence de potentiel électrique force électromotrice	volt	V	W/A	m ² kg s ⁻³ A ⁻¹
capacité électrique	farad	F	C/V	m ⁻² kg ⁻¹ s ⁴ A ²
résistance électrique	ohm	Ω	V/A	m ² kg s ⁻³ A ⁻²
conductance électrique	siemens	S	A/V	m ⁻² kg ⁻¹ s ³ A ²
flux d'induction magnétique	weber	Wb	V s	m ² kg s ⁻² A ⁻¹
induction magnétique	tesla	T	Wb/m ²	kg s ⁻² A ⁻¹
inductance	henry	H	Wb/A	m ² kg s ⁻² A ⁻²
température Celsius	degré Celsius ^(e)	°C		K
flux lumineux	lumen	lm	cd sr ^(c)	cd
éclairement lumineux	lux	lx	lm/m ²	m ⁻² cd
activité d'un radionucléide ^(f)	becquerel ^(d)	Bq		s ⁻¹
dose absorbée, énergie massique (communiquée), kerma	gray	Gy	J/kg	m ² s ⁻²
équivalent de dose, équivalent de dose ambiant, équivalent de dose directionnel, équivalent de dose individuel,	sievert ^(g)	Sv	J/kg	m ² s ⁻²
activité catalytique	katal	kat		s ⁻¹ mol

Tableau 4. Exemples d'unités SI dérivées cohérentes dont le nom et le symbole comprennent des unités SI dérivées cohérentes ayant des noms spéciaux et des symboles particuliers

Grandeur dérivée	Unité SI dérivée cohérente		
	Nom	Symbole	Expression en unités SI de base
viscosité dynamique	pascal seconde	Pa s	$\text{m}^{-1} \text{kg s}^{-1}$
moment d'une force	newton mètre	N m	$\text{m}^2 \text{kg s}^{-2}$
tension superficielle	newton par mètre	N/m	kg s^{-2}
vitesse angulaire	radian par seconde	rad/s	$\text{m m}^{-1} \text{s}^{-1} = \text{s}^{-1}$
accélération angulaire	radian par seconde carrée	rad/s ²	$\text{m m}^{-1} \text{s}^{-2} = \text{s}^{-2}$
flux thermique surfacique, éclairage énergétique	watt par mètre carré	W/m ²	kg s^{-3}
capacité thermique, entropie	joule par kelvin	J/K	$\text{m}^2 \text{kg s}^{-2} \text{K}^{-1}$
capacité thermique massique, entropie massique	joule par kilogramme kelvin	J/(kg K)	$\text{m}^2 \text{s}^{-2} \text{K}^{-1}$
énergie massique	joule par kilogramme	J/kg	$\text{m}^2 \text{s}^{-2}$
conductivité thermique	watt par mètre kelvin	W/(m K)	$\text{m kg s}^{-3} \text{K}^{-1}$
énergie volumique	joule par mètre cube	J/m ³	$\text{m}^{-1} \text{kg s}^{-2}$
champ électrique	volt par mètre	V/m	$\text{m kg s}^{-3} \text{A}^{-1}$
charge électrique volumique	coulomb par mètre cube	C/m ³	$\text{m}^{-3} \text{s A}$
charge électrique surfacique	coulomb par mètre carré	C/m ²	$\text{m}^{-2} \text{s A}$
induction électrique, déplacement électrique	coulomb par mètre carré	C/m ²	$\text{m}^{-2} \text{s A}$
permittivité	farad par mètre	F/m	$\text{m}^{-3} \text{kg}^{-1} \text{s}^4 \text{A}^2$
perméabilité	henry par mètre	H/m	$\text{m kg s}^{-2} \text{A}^{-2}$
énergie molaire	joule par mole	J/mol	$\text{m}^2 \text{kg s}^{-2} \text{mol}^{-1}$
entropie molaire, capacité thermique molaire	joule par mole kelvin	J/(mol K)	$\text{m}^2 \text{kg s}^{-2} \text{K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
exposition (rayons x et γ)	coulomb par kilogramme	C/kg	$\text{kg}^{-1} \text{s A}$
débit de dose absorbée	gray par seconde	Gy/s	$\text{m}^2 \text{s}^{-3}$
intensité énergétique	watt par stéradian	W/sr	$\text{m}^4 \text{m}^{-2} \text{kg s}^{-3} = \text{m}^2 \text{kg s}^{-3}$
luminance énergétique	watt par mètre carré stéradian	W/(m ² sr)	$\text{m}^2 \text{m}^{-2} \text{kg s}^{-3} = \text{kg s}^{-3}$
concentration de l'activité catalytique	katal par mètre cube	kat/m ³	$\text{m}^{-3} \text{s}^{-1} \text{mol}$

Tableau 5. Préfixes SI

Facteur	Nom	Symbole	Facteur	Nom	Symbole
10^1	déca	da	10^{-1}	déci	d
10^2	hecto	h	10^{-2}	centi	c
10^3	kilo	k	10^{-3}	milli	m
10^6	méga	M	10^{-6}	micro	μ
10^9	giga	G	10^{-9}	nano	n
10^{12}	téra	T	10^{-12}	pico	p
10^{15}	péta	P	10^{-15}	femto	f
10^{18}	exa	E	10^{-18}	atto	a
10^{21}	zetta	Z	10^{-21}	zepto	z
10^{24}	yotta	Y	10^{-24}	yocto	y

Tableau 6. Unités en dehors du SI dont l'usage est accepté avec le SI

Grandeur	Nom de l'unité	Symbole de l'unité	Valeur en unités SI
temps	minute	min	1 min = 60 s
	heure ^(a)	h	1 h = 60 min = 3600 s
	jour	d	1 d = 24 h = 86 400 s
angle plan	degré ^(b, c)	°	1° = ($\pi/180$) rad
	minute	'	1' = (1/60)° = ($\pi/10\,800$) rad
	seconde ^(d)	"	1" = (1/60)' = ($\pi/648\,000$) rad
superficie	hectare ^(e)	ha	1 ha = 1 hm ² = 10 ⁴ m ²
volume	litre ^(f)	L, l	1 L = 1 l = 1 dm ³ = 10 ³ cm ³ = 10 ⁻³ m ³
masse	tonne ^(g)	t	1 t = 10 ³ kg

Tableau 7. Unités en dehors du SI dont la valeur en unités SI est obtenue expérimentalement

Grandeur	Nom de l'unité	Symbole de l'unité	Valeur en unités SI ^(a)
Unités en usage avec le SI			
énergie	électronvolt ^(b)	eV	1 eV = 1,602 176 53 (14) × 10 ⁻¹⁹ J
masse	dalton, ^(c)	Da	1 Da = 1,660 538 86 (28) × 10 ⁻²⁷ kg
	unité de masse atomique unifiée	u	1 u = 1 Da
longueur	unité astronomique ^(d)	ua	1 ua = 1,495 978 706 91 (6) × 10 ¹¹ m
Unités naturelles			
vitesse	unité naturelle de vitesse (vitesse de la lumière dans le vide)	c_0	299 792 458 m/s (exactement)
action	unité naturelle d'action (constante de Planck réduite)	\hbar	1,054 571 68 (18) × 10 ⁻³⁴ J s
masse	unité naturelle de masse (masse de l'électron)	m_e	9,109 3826 (16) × 10 ⁻³¹ kg
temps	unité naturelle de temps	$\hbar/m_e c_0^2$	1,288 088 6677 (86) × 10 ⁻²¹ s
Unités atomiques			
charge	unité atomique de charge (charge électrique élémentaire)	e	1,602 176 53 (14) × 10 ⁻¹⁹ C
masse	unité atomique de masse (masse de l'électron)	m_e	9,109 3826 (16) × 10 ⁻³¹ kg
action	unité atomique d'action (constante de Planck réduite)	\hbar	1,054 571 68 (18) × 10 ⁻³⁴ J s
longueur	unité atomique de longueur bohr (rayon de Bohr)	a_0	0,529 177 2108 (18) × 10 ⁻¹⁰ m
énergie	unité atomique d'énergie, hartree (énergie de Hartree)	E_h	4,359 744 17 (75) × 10 ⁻¹⁸ J
temps	unité atomique de temps	\hbar/E_h	2,418 884 326 505 (16) × 10 ⁻¹⁷ s

Tableau 8. Autres unités en dehors du SI

Grandeur	Nom de l'unité	Symbole de l'unité	Valeur en unités SI
pression	bar ^(a)	bar	1 bar = 0,1 MPa = 100 kPa = 10 ⁵ Pa
	millimètre de mercure ^(b)	mmHg	1 mmHg = 133,322 Pa
longueur	ångström ^(c)	Å	1 Å = 0,1 nm = 100 pm = 10 ⁻¹⁰ m
distance	mille marin ^(d)	M	1 M = 1852 m
superficie	barn ^(e)	b	1 b = 100 fm ² = (10 ⁻¹² cm) ² = 10 ⁻²⁸ m ²
vitesse	noeud ^(f)	kn	1 kn = (1852/3600) m/s
logarithme d'un rapport	néper ^(g, i)	Np	[voir note (j) au sujet de la valeur numérique du néper, du bel et du décibel]
	bel ^(h, i) décibel ^(h, i)	B dB	

Tableau 9. Unités en dehors du SI associées aux systèmes d'unités CGS et CGS de Gauss

Grandeur	Nom de l'unité	Symbole de l'unité	Valeur en unités SI
énergie	erg ^(a)	erg	1 erg = 10 ⁻⁷ J
force	dyne ^(a)	dyn	1 dyn = 10 ⁻⁵ N
viscosité dynamique	poise ^(a)	P	1 P = 1 dyn s cm ⁻² = 0,1 Pa s
viscosité cinématique	stokes	St	1 St = 1 cm ² s ⁻¹ = 10 ⁻⁴ m ² s ⁻¹
luminance lumineuse	stilb ^(a)	sb	1 sb = 1 cd cm ⁻² = 10 ⁴ cd m ⁻²
éclairage lumineux	phot	ph	1 ph = 1 cd sr cm ⁻² = 10 ⁴ lx
accélération	gal ^(b)	Gal	1 Gal = 1 cm s ⁻² = 10 ⁻² m s ⁻²
flux magnétique	maxwell ^(c)	Mx	1 Mx = 1 G cm ² = 10 ⁻⁸ Wb
induction magnétique	gauss ^(c)	G	1 G = 1 Mx/cm ² = 10 ⁻⁴ T
champ magnétique	oersted ^(c)	Oe	1 Oe $\hat{=}$ (10 ³ /4 π) A m ⁻¹

Annexe 4 Tableau périodique des éléments

Tableau périodique des éléments

																		18																			
																		VII A	2																		
1 (1c)																	13 (3c)	14 (4c)	15 (1p 3c)	16 (2p 2c)	17 (3p 1c)	18 (3p 1c)															
1 IA																	5 III A	6 IV A	7 V A	8 VI A	9 VII A	10 VIII A															
1 H 1,008 Hydrogène																	5 B 10,811 Bore	6 C 12,011 Carbone	7 N 14,007 Azote	8 O 15,999 Oxygène	9 F 19,00 Fluor	10 Ne 20,18 Néon															
																		<p>Numéro atomique: 6</p> <p>Principaux nombres d'oxydation: (Le plus fréquent est en gras)</p> <p>Nom: Carbone</p> <p>Symbole de l'élément: C</p> <p>Masse atomique: 12,011</p> <p>Électronégativité: 2,5</p> <p>(2c): deux électrons célibataires (3p): trois paires d'électrons</p>																			
2 II A																	13 Al 26,98 Aluminium	14 Si 28,09 Silicium	15 P 30,974 Phosphore	16 S 32,065 Soufre	17 Cl 35,45 Chlore	18 Ar 39,95 Argon															
3 III B	4 IV B	5 V B	6 VI B	7 VII B	VIII B						11 I B	12 II B																									
11 Na 22,99 Sodium	12 Mg 24,31 Magnésium																	31 Ga 69,72 Gallium	32 Ge 72,64 Germanium	33 As 74,92 Arsenic	34 Se 78,96 Sélénium	35 Br 79,90 Brome	36 Kr 83,80 Krypton														
19 K 39,10 Potassium	20 Ca 40,08 Calcium	21 Sc 44,96 Scandium	22 Ti 47,87 Titane	23 V 50,94 Vanadium	24 Cr 52,00 Chrome	25 Mn 54,94 Manganèse	26 Fe 55,85 Fer	27 Co 58,93 Cobalt	28 Ni 58,69 Nickel	29 Cu 63,55 Cuivre	30 Zn 65,41 Zinc	49 In 114,82 Indium	50 Sn 118,71 Étain	51 Sb 121,76 Antimoine	52 Te 127,60 Tellure	53 I 126,90 Iode	54 Xe 131,29 Xénon																				
37 Rb 85,47 Rubidium	38 Sr 87,62 Strontium	39 Y 88,91 Yttrium	40 Zr 91,22 Zirconium	41 Nb 92,91 Niobium	42 Mo 95,94 Molybdène	43 Tc [98] Technétium	44 Ru 101,07 Ruthénium	45 Rh 102,91 Rhodium	46 Pd 106,42 Palladium	47 Ag 107,87 Argent	48 Cd 112,41 Cadmium	81 Tl 204,38 Thallium	82 Pb 207,2 Plomb	83 Bi 208,98 Bismuth	84 Po [209] Polonium	85 At [210] Astate	86 Rn [222] Radon																				
55 Cs 132,91 Césium	56 Ba 137,33 Baryum	57 La 138,91 Lanthane	72 Hf 178,49 Hafnium	73 Ta 180,95 Tantale	74 W 183,84 Tungstène	75 Re 186,21 Rhénium	76 Os 190,23 Osmium	77 Ir 192,22 Iridium	78 Pt 195,08 Platine	79 Au 196,97 Or	80 Hg 200,59 Mercure																										
87 Fr [223] Francium	88 Ra [226] Radium	89 Ac [227] Actinium	104 Rf [261] Rutherfordium	105 Db [262] Dubnium	106 Sg [266] Seaborgium	107 Bh [264] Bohrium	108 Hs [277] Hassium	109 Mt [268] Meitnerium	110 Ds [281] Darmstadtium	111 Rg [...] Roentgenium																											
																								58 Ce 140,12 Cérium	59 Pr 140,91 Praséodyme	60 Nd 144,24 Néodyme	61 Pm [145] Prométhium	62 Sm 150,36 Samarium	63 Eu 151,96 Europium	64 Gd 157,25 Gadolinium	65 Tb 158,93 Terbium	66 Dy 162,50 Dysprosium	67 Ho 164,93 Holmium	68 Er 167,26 Erbium	69 Tm 168,93 Thulium	70 Yb 173,04 Ytterbium	71 Lu 174,97 Lutétium
																		90 Th 232,04 Thorium	91 Pa 231,04 Protactinium	92 U 238,03 Uranium	93 Np [237] Neptunium	94 Pu [244] Plutonium	95 Am [243] Américium	96 Cm [247] Curium	97 Bk [247] Berkélium	98 Cf [251] Californium	99 Es [252] Einsteinium	100 Fm [257] Fermium	101 Md [258] Mendélévium	102 No [259] Nobélium	103 Lr [262] Lawrencium						
																								<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td style="width: 25%;">Métaux</td> <td style="width: 25%;">Métaux de transition</td> <td style="width: 25%;">Non métaux</td> <td style="width: 25%;">Gaz rares et inerts</td> </tr> </table>				Métaux	Métaux de transition	Non métaux	Gaz rares et inerts						
Métaux	Métaux de transition	Non métaux	Gaz rares et inerts																																		
																								<p>Éléments artificiels</p> <p>* Signifie élément radioactif (instable)</p>													

Annexe 6 Symbole et nom des éléments

Classés en fonction de la valeur de leur numéro

Z	Symbole	Nom	Z	Symbole	Nom	Z	Symbole	Nom
1	H	Hydrogène	39	Y	Yttrium	77	Ir	Iridium
2	He	Hélium	40	Zr	Zirconium	78	Pt	Platine
3	Li	Lithium	41	Nb	Niobium	79	Au	Or
4	Be	Béryllium	42	Mo	Molybdène	80	Hg	Mercure
5	B	Bore	43	Tc	Technétium	81	Tl	Thallium
6	C	Carbone	44	Ru	Ruthénium	82	Pb	Plomb
7	N	Azote	45	Rh	Rhodium	83	Bi	Bismuth
8	O	Oxygène	46	Pd	Palladium	84	Po	Polonium
9	F	Fluor	47	Ag	Argent	85	At	Astate
10	Ne	Néon	48	Cd	Cadmium	86	Rn	Radon
11	Na	Sodium	49	In	Indium	87	Fr	Francium
12	Mg	Magnésium	50	Sn	Étain	88	Ra	Radium
13	Al	Aluminium	51	Sb	Antimoine	89	Ac	Actinium
14	Si	Silicium	52	Te	Tellure	90	Th	Thorium
15	P	Phosphore	53	I	Iode	91	Pa	Protactinium
16	S	Soufre	54	Xe	Xénon	92	U	Uranium
17	Cl	Chlore	55	Cs	Césium	93	Np	Neptunium
18	Ar	Argon	56	Ba	Baryum	94	Pu	Plutonium
19	K	Potassium	57	La	Lanthane	95	Am	Américium
20	Ca	Calcium	58	Ce	Cérium	96	Cm	Curium
21	Sc	Scandium	59	Pr	Praséodyme	97	Bk	Berkélium
22	Ti	Titane	60	Nd	Néodyme	98	Cf	Californium
23	V	Vanadium	61	Pm	Prométhium	99	Es	Einsteinium
34	Cr	Chrome	62	Sm	Samarium	100	Fm	Fermium
25	Mn	Manganèse	63	Eu	Europium	101	Md	Mendelevium
26	Fe	Fer	64	Gd	Gadolinium	102	No	Nobelium
27	Co	Colbalt	65	Tb	Terbium	103	Lr	Lawrencium
28	Ni	Nickel	66	Dy	Dysprosium	104	Rf	Rutherfordium
29	Cu	Cuivre	67	Ho	Holmium	105	Db	Dubnium
30	Zn	Zinc	68	Er	Erbium	106	Sg	Seaborgium
31	Ga	Gallium	69	Tm	Thulium	107	Bh	Bohrium
32	Ge	Germanium	70	Yb	Ytterbium	108	Hs	Hassium
33	As	Arsenic	71	Lu	Lutéium	109	Mt	Meitnerium
34	Se	Selenium	72	Hf	Hafnium	110	Ds	Darmstadtium
35	Br	Brome	73	Ta	Tantale	111	Rg	Roentgenium
36	Kr	Krypton	74	W	Tungstène	112	Cn	Copernicium
37	Rb	Rubidium	75	Re	Rhénium	114	Fl	Flérovium
38	Sr	Strontium	76	Os	Osmium	116	Lv	Livermorium

Annexe 7 Les valeurs des premières énergies d'ionisation des éléments en eV

<u>H</u>																	<u>He</u>
13,6																	24,59
<u>Li</u>	<u>Be</u>											<u>B</u>	<u>C</u>	<u>N</u>	<u>O</u>	<u>F</u>	<u>Ne</u>
5,39	9,32											8,3	11,26	14,53	13,62	17,42	21,56
<u>Na</u>	<u>Mg</u>											<u>Al</u>	<u>Si</u>	<u>P</u>	<u>S</u>	<u>Cl</u>	<u>Ar</u>
5,14	7,65											5,99	8,15	10,49	10,36	12,97	15,76
<u>K</u>	<u>Ca</u>	<u>Sc</u>	<u>Ti</u>	<u>V</u>	<u>Cr</u>	<u>Mn</u>	<u>Fe</u>	<u>Co</u>	<u>Ni</u>	<u>Cu</u>	<u>Zn</u>	<u>Ga</u>	<u>Ge</u>	<u>As</u>	<u>Se</u>	<u>Br</u>	<u>Kr</u>
4,34	6,11	6,56	6,83	6,75	6,77	7,43	7,9	7,88	7,64	7,73	9,39	6	7,9	9,79	9,75	11,81	14
<u>Rb</u>	<u>Sr</u>	<u>Y</u>	<u>Zr</u>	<u>Nb</u>	<u>Mo</u>	<u>Tc</u>	<u>Ru</u>	<u>Rh</u>	<u>Pd</u>	<u>Ag</u>	<u>Cd</u>	<u>In</u>	<u>Sn</u>	<u>Sb</u>	<u>Te</u>	<u>I</u>	<u>Xe</u>
4,18	5,69	6,22	6,63	6,76	7,09	7,28	7,36	7,46	8,34	7,58	8,99	5,79	7,34	8,61	9,01	10,45	12,13
<u>Cs</u>	<u>Ba</u>	* <u>Lu</u>	<u>Hf</u>	<u>Ta</u>	<u>W</u>	<u>Re</u>	<u>Os</u>	<u>Ir</u>	<u>Pt</u>	<u>Au</u>	<u>Hg</u>	<u>Tl</u>	<u>Pb</u>	<u>Bi</u>	<u>Po</u>	<u>At</u>	<u>Rn</u>
3,89	5,21	5,43	6,83	7,55	7,86	7,83	8,44	8,97	8,96	9,23	10,44	6,11	7,42	7,29	8,41	9,32	10,75
<u>Fr</u>	<u>Ra</u>	** <u>Lr</u>	<u>Rf</u>														
4,07	5,28	4,9	6	<u>Db</u>	<u>Sg</u>	<u>Bh</u>	<u>Hs</u>	<u>Mt</u>	<u>Ds</u>	<u>Rg</u>	<u>Cn</u>	<u>Nh</u>	<u>Fl</u>	<u>Mc</u>	<u>Lv</u>	<u>Ts</u>	<u>Og</u>
		↓															
		*	<u>La</u>	<u>Ce</u>	<u>Pr</u>	<u>Nd</u>	<u>Pm</u>	<u>Sm</u>	<u>Eu</u>	<u>Gd</u>	<u>Tb</u>	<u>Dy</u>	<u>Ho</u>	<u>Er</u>	<u>Tm</u>	<u>Yb</u>	
			5,58	5,54	5,47	5,53	5,58	5,64	5,67	6,15	5,86	5,94	6,02	6,11	6,18	6,25	
		**	<u>Ac</u>	<u>Th</u>	<u>Pa</u>	<u>U</u>	<u>Np</u>	<u>Pu</u>	<u>Am</u>	<u>Cm</u>	<u>Bk</u>	<u>Cf</u>	<u>Es</u>	<u>Fm</u>	<u>Md</u>	<u>No</u>	
			5,17	6,31	5,89	6,19	6,27	6,03	5,97	5,99	6,2	6,28	6,42	6,5	6,58	6,65	

Annexe 8 Les valeurs des rayons covalents des éléments chimiques en Ångström publiées par J. C. Slater, avec une incertitude de 0,12 Å

<u>H</u>																		<u>He</u>
0,25																		
<u>Li</u>	<u>Be</u>											<u>B</u>	<u>C</u>	<u>N</u>	<u>O</u>	<u>F</u>		<u>Ne</u>
1,45	1,05											0,95	0,85	0,85	0,9	0,5		
<u>Na</u>	<u>Mg</u>											<u>Al</u>	<u>Si</u>	<u>P</u>	<u>S</u>	<u>Cl</u>		<u>Ar</u>
1,8	1,5											1,25	1,1	1	1	1		
<u>K</u>	<u>Ca</u>	<u>Sc</u>	<u>Ti</u>	<u>V</u>	<u>Cr</u>	<u>Mn</u>	<u>Fe</u>	<u>Co</u>	<u>Ni</u>	<u>Cu</u>	<u>Zn</u>	<u>Ga</u>	<u>Ge</u>	<u>As</u>	<u>Se</u>	<u>Br</u>		<u>Kr</u>
2,2	1,8	1,6	1,4	1,35	1,4	1,4	1,4	1,35	1,35	1,35	1,35	1,3	1,25	1,15	1,15	1,15		
<u>Rb</u>	<u>Sr</u>	<u>Y</u>	<u>Zr</u>	<u>Nb</u>	<u>Mo</u>	<u>Tc</u>	<u>Ru</u>	<u>Rh</u>	<u>Pd</u>	<u>Ag</u>	<u>Cd</u>	<u>In</u>	<u>Sn</u>	<u>Sb</u>	<u>Te</u>	<u>I</u>		<u>Xe</u>
2,65	2	1,8	1,55	1,45	1,45	1,35	1,3	1,35	1,4	1,6	1,55	1,55	1,45	1,45	1,4	1,4		
<u>Cs</u>	<u>Ba</u>	<u>Lu</u>	<u>Hf</u>	<u>Ta</u>	<u>W</u>	<u>Re</u>	<u>Os</u>	<u>Ir</u>	<u>Pt</u>	<u>Au</u>	<u>Hg</u>	<u>Tl</u>	<u>Pb</u>	<u>Bi</u>	<u>Po</u>	<u>At</u>		<u>Rn</u>
2,6	2,15	1,75	1,55	1,45	1,35	1,35	1,3	1,35	1,35	1,35	1,5	1,9	1,8	1,6	1,9	1,8		
<u>Fr</u>	<u>Ra</u>	**	<u>Lr</u>	<u>Rf</u>	<u>Db</u>	<u>Sg</u>	<u>Bh</u>	<u>Hs</u>	<u>Mt</u>	<u>Ds</u>	<u>Rg</u>	<u>Cn</u>	<u>Nh</u>	<u>Fl</u>	<u>Mc</u>	<u>Lv</u>	<u>Ts</u>	<u>Og</u>
2,8	2,85																	
		↓																
		*	<u>La</u>	<u>Ce</u>	<u>Pr</u>	<u>Nd</u>	<u>Pm</u>	<u>Sm</u>	<u>Eu</u>	<u>Gd</u>	<u>Tb</u>	<u>Dy</u>	<u>Ho</u>	<u>Er</u>	<u>Tm</u>	<u>Yb</u>		
			1,95	1,85	1,85	1,85	1,85	1,85	1,85	1,8	1,75	1,75	1,75	1,75	1,75	1,75		
		**	<u>Ac</u>	<u>Th</u>	<u>Pa</u>	<u>U</u>	<u>Np</u>	<u>Pu</u>	<u>Am</u>	<u>Cm</u>	<u>Bk</u>	<u>Cf</u>	<u>Es</u>	<u>Fm</u>	<u>Md</u>	<u>No</u>		
			1,95	1,8	1,8	1,75	1,75	1,75	1,75									

Annexe 9 Les valeurs de l'électronégativité des éléments chimiques de l'échelle Pauling

<u>H</u>																		<u>He</u>
2,2																		
<u>Li</u>	<u>Be</u>											<u>B</u>	<u>C</u>	<u>N</u>	<u>O</u>	<u>F</u>		<u>Ne</u>
0,98	1,57											2,04	2,55	3,04	3,44	3,98		
<u>Na</u>	<u>Mg</u>											<u>Al</u>	<u>Si</u>	<u>P</u>	<u>S</u>	<u>Cl</u>		<u>Ar</u>
0,93	1,31											1,61	1,9	2,19	2,58	3,16		
<u>K</u>	<u>Ca</u>	<u>Sc</u>	<u>Ti</u>	<u>V</u>	<u>Cr</u>	<u>Mn</u>	<u>Fe</u>	<u>Co</u>	<u>Ni</u>	<u>Cu</u>	<u>Zn</u>	<u>Ga</u>	<u>Ge</u>	<u>As</u>	<u>Se</u>	<u>Br</u>	<u>Kr</u>	
0,82	1	1,36	1,54	1,63	1,66	1,55	1,83	1,88	1,91	1,9	1,65	1,81	2,01	2,18	2,55	2,96	3	
<u>Rb</u>	<u>Sr</u>	<u>Y</u>	<u>Zr</u>	<u>Nb</u>	<u>Mo</u>	<u>Tc</u>	<u>Ru</u>	<u>Rh</u>	<u>Pd</u>	<u>Ag</u>	<u>Cd</u>	<u>In</u>	<u>Sn</u>	<u>Sb</u>	<u>Te</u>	<u>I</u>	<u>Xe</u>	
0,82	0,95	1,22	1,33	1,6	2,16	1,9	2,2	2,28	2,2	1,93	1,69	1,78	1,96	2,05	2,1	2,66	2,6	
<u>Cs</u>	<u>Ba</u>	*	<u>Lu</u>	<u>Hf</u>	<u>Ta</u>	<u>W</u>	<u>Re</u>	<u>Os</u>	<u>Ir</u>	<u>Pt</u>	<u>Au</u>	<u>Hg</u>	<u>Tl</u>	<u>Pb</u>	<u>Bi</u>	<u>Po</u>	<u>At</u>	<u>Rn</u>
0,79	0,89		1,27	1,3	1,5	2,36	1,9	2,2	2,2	2,28	2,54	2	1,62	1,87	2,02	2	2,2	2,2
<u>Fr</u>	<u>Ra</u>	**	<u>Lr</u>	<u>Rf</u>	<u>Db</u>	<u>Sg</u>	<u>Bh</u>	<u>Hs</u>	<u>Mt</u>	<u>Ds</u>	<u>Rg</u>	<u>Cn</u>	<u>Nh</u>	<u>Fl</u>	<u>Mc</u>	<u>Lv</u>	<u>Ts</u>	<u>Og</u>
0,7	0,9		1,3															
		↓																
		*	<u>La</u>	<u>Ce</u>	<u>Pr</u>	<u>Nd</u>	<u>Pm</u>	<u>Sm</u>	<u>Eu</u>	<u>Gd</u>	<u>Tb</u>	<u>Dy</u>	<u>Ho</u>	<u>Er</u>	<u>Tm</u>	<u>Yb</u>		
			1,1	1,12	1,13	1,14	1,13	1,17	1,2	1,2	1,2	1,22	1,23	1,24	1,25	1,1		
		**	<u>Ac</u>	<u>Th</u>	<u>Pa</u>	<u>U</u>	<u>Np</u>	<u>Pu</u>	<u>Am</u>	<u>Cm</u>	<u>Bk</u>	<u>Cf</u>	<u>Es</u>	<u>Fm</u>	<u>Md</u>	<u>No</u>		
			1,1	1,3	1,5	1,38	1,36	1,28	1,13	1,28	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3		