

RÉPUBLIQUE ALGÉRIENNE DÉMOCRATIQUE ET POPULAIRE
MINISTÈRE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE
SCIENTIFIQUE
UNIVERSITÉ MOHAMED SEDDIK BENYAHIA DE JIJEL
FACULTÉ DES SCIENCES ET TECHNOLOGIE
DÉPARTEMENT EFST



Cours : Structure de la matière

Présenté par : Dr. ABDELAZIZ SAMIA

Année universitaire : 2023 – 2024

DOMAINE SCIENCE ET TECHNOLOGIE	PROGRAMME "Structure de la matière" Volume horaire semestriel 67h30 min Volume horaire hebdomadaire 4h30 min (3H00 min cours et 1h30 min TD) Semestre 1 -15 semaines-	1 ^{ère} ANNEE SOCLE COMMUN Coef : 03 Crédits : 06
--------------------------------	--	--

Programme	Nombre de semaines
CHAPITRE I : NOTIONS FONDAMENTALES 1) Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière 2) Changements d'états de la matière 3) Notions d'atome, molécule, mole et Nombre d'Avogadro 4) Unité de masse atomique , masse molaire atomique et moléculaire, volume molaire 5) Loi pondérale : Conservation de la masse (Lavoisier), réaction chimique 6) Aspect qualitatif de la matière : a- Corps purs, mélange homogène et hétérogène b- Les solutions : soluté, solvant, solution aqueuse, dilution et saturation 7) Aspect quantitatif de la matière : a- Quantité de matière : le nombre de mole b- Concentration molaire ou Molarité c- Molalité d- Concentration pondérale e- Fraction pondérale ou massique f- Titre g- La fraction molaire h- Concentration normale ou Normalité i- Masse volumique et densité 8) Lois des solutions diluées : lois de Raoult a- Ebulliométrie b- Cryométrie	02

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE <ul style="list-style-type: none"> 1) Introduction : Expérience de Farady : relation entre la matière et l'électricité 2) Mise en évidence des constituants de la matière et donc de l'atome et quelques propriétés physiques (masse et charge) <ul style="list-style-type: none"> 2.1- Electron : <ul style="list-style-type: none"> a- Expérience de Crookes et caractéristiques des rayonnements cathodiques b- Expérience de J.J.Thomson : Détermination du rapport e /m c- Expérience de Millikan : Détermination de la charge e de l'électron et déduction de sa masse 2.2- Proton : expérience de Goldstein :mise en évidence de la charge positive du noyau 2.3- Neutron : expérience de Chadwick :mise en évidence du neutron existant dans le noyau 3) Modèle planétaire de Rutherford 4) Présentation et caractéristiques de l'atome (Symbole, numéro atomique Z, numéro de masse A, nombre de proton, neutrons et électron) 5) Isotopie et abondance relative des différents isotopes 6) Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique et de la masse moyenne d'un atome : Spectrométrie de masse : spectrographe de Bainbridge 7) Energie de liaison et de cohésion des noyaux 8) Stabilité des noyaux : <ul style="list-style-type: none"> a- Détermination de l'énergie de cohésion par nucléon : courbe d'Aston b- Stabilité et nombre de nucléons : courbe nombre de neutrons $= f(Z : \text{nombre de protons})$ 	03
CHAPITRE III :RADIOACTIVITE – REACTIONS NUCLEAIRES <ul style="list-style-type: none"> 1) Radioactivité naturelle (rayonnements α, β et γ) 2) Radioactivité artificielle et les réactions nucléaires : <ul style="list-style-type: none"> a- Les transmutations b- Fission nucléaire c-Fusion nucléaire 3) Cinétique de la désintégration radioactive : <ul style="list-style-type: none"> a- Loi de décroissance radioactive b- La constante radioactive λ c- Activité radioactive A d- La période radioactive ou temps de demi vie T (ou $t_{1/2}$) 4) Applications de la radioactivité : <ul style="list-style-type: none"> a- Traceurs b- Armes nucléaires c-Source d'énergie 	01

d- Datation d'échantillons anciens Dangers de la radioactivité	
CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOME <ul style="list-style-type: none"> 1) Dualité onde-corpuscule : <ul style="list-style-type: none"> a- Aspect ondulatoire de la lumière : onde électromagnétique ou lumineuse et spectre électromagnétique b- Aspect corpusculaire de la lumière : effet photoélectrique 2) Interaction entre la lumière et la matière : <ul style="list-style-type: none"> a- Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène b- Relation empirique de Balmer-Rydberg c- Notion de série de raies 3) Modèle atomique de Bohr : atome d'hydrogène <ul style="list-style-type: none"> a- Les postulats de Bohr b- Rayon des orbites stationnaires c- Energie de l'électron sur une orbite stationnaire d- Relation entre le nombre d'onde et les niveaux d'énergie e- Applications aux hydrogénoides f- Insuffisance du modèle de Bohr 4) L'atome d'hydrogène en mécanique ondulatoire : <ul style="list-style-type: none"> a- Dualité onde-corpuscule et relation de De Broglie b- Principe d'incertitude d'Heisenberg c- Fonction d'onde et équation de Schrödinger d- Résultats de la résolution de l'équation de Schrödinger e- Les nombres quantiques et notion d'orbitale atomique 5) Atomes poly électroniques en mécanique ondulatoire : <ul style="list-style-type: none"> a- Configuration électronique des éléments : règle de Kelechkowsky b- Exceptions à la règle de Klechkowski c- Règles de remplissage des orbitales atomique : <ul style="list-style-type: none"> b.1- Le principe d'exclusion de Pauli b.2- Règle de Hund d- Effet écran : Approximation de Slater 	04
CHAPITRE V: LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS <ul style="list-style-type: none"> 1) Classification périodique de D. Mendeleïev 2) Classification périodique moderne 3) Le tableau périodique est réparti en : ligne (période), colonne (groupe), sous-groupe A et B, blocs (s,p,d et f), familles (alcalins, alcalino-terreux, métaux de transition, chalcogènes, halogènes, gaz rares et les terres rares : lanthanides et les actinides), métaux et les non métal 4) Evolution et périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments : <ul style="list-style-type: none"> 3.1 - Le rayon atomique 3.2 - Le rayon ionique 3.4 - Energie d'ionisation 3.5 - Affinité électronique 3.6 - L'électronégativité 	02

<p>a- Echelle de Mulliken</p> <p>b- Echelle de Pauling</p> <p>c- Allred et Rochow</p> <p>5) Calcul des rayons (atomique et ionique), les énergies d'ionisation successives, affinité électronique et l'électronégativité (échelle de Mulliken) par les règles de Slater</p>	
<p>CHAPITRE VI : LIAISONS CHIMIQUES</p> <p>1) La liaison covalente dans la théorie de Lewis :</p> <ul style="list-style-type: none"> a- couche de valence b- Les différents types de liaisons : la liaison covalente, la liaison dative, la liaison ionique et la liaison polarisée c- diagramme de Lewis des molécules et des ions moléculaires <p>2) La Liaison covalente polarisée, moment dipolaire et caractère ionique partielle de la liaison</p> <p>3) Géométrie des molécules : théorie de Gillespie ou VSEPR</p> <p>4) La liaison chimique dans le modèle quantique :</p> <p>4.1- Théorie des orbitales moléculaires (méthode LCAO) :</p> <ul style="list-style-type: none"> a- Formation et nature des liaisons : <ul style="list-style-type: none"> - recouvrement axial : liaison σ - recouvrement latéral : liaison Π b- Aspect énergétique <p>4.2- Généralisation aux molécules diatomiques homo-nucléaires et hétéro-nucléaires :</p> <ul style="list-style-type: none"> a- Diagramme énergétique des molécules b- Ordre de liaison c- propriétés magnétiques d- Stabilité des molécules : longueur de liaison, énergie de dissociation et énergie de liaison <p>4.3- Molécules poly atomiques ou théorie de l'hybridation des orbitales atomiques :</p> <ul style="list-style-type: none"> a- Hybridation sp b- Hybridation sp^2 c- Hybridation sp^3 	03

Sommaire

Chapitre I : Notions fondamentales.....	1
1) Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière.....	2
2) Changement d'état de la matière.....	3
3) Notions d'atome, molécule, mole et nombre d'Avogadro.....	4
4) Unité de masse atomique, masse molaire atomique et moléculaire, volume molaire.....	4
5) Loi pondérale : Conservation de la masse (Lavoisier), réaction chimique.....	5
6) Aspect qualitatif de la matière.....	6
7) Aspect quantitatif de la matière.....	8
8) Lois des solutions diluées : Lois de Raoult.....	11
Chapitre II : Principaux constituants de la matière.....	14
1) Introduction : Expérience de Faraday : relation entre la matière et l'électricité.....	15
2) Mise en évidence des constituants de la matière et donc de l'atome et quelques propriétés physiques (masse et charge).....	15
2.1. Electron.....	15
a) Expérience de Crookes (1879) et caractéristiques des rayonnements cathodiques.....	15
b) Expérience de J.J. Thomson (1895) : Détermination du rapport $ e /m$	17
c) Expérience de Millikan : Détermination de la charge $ e $ de l'électron et déduction de sa masse.....	19
2.2. Proton : expérience de Goldstein : mise en évidence de la charge positive du noyau.....	20
2.3. Neutron : Expérience de Chadwick : mise en évidence du neutron existant dans le noyau.....	21
3) Modèle planétaire de Rutherford.....	21
4) Présentation et caractéristiques de l'atome (symbole, numéro atomique Z, numéro de masse A, nombre de protons, neutrons et électrons).....	22
5) Isotopie et abondance relative des différents isotopes.....	22

6) Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique et de la masse moyenne d'un atome : Spectrométrie de masse : Spectrographe de Bainbridge.....	23
7) Energie de liaison et de cohésion des noyaux.....	24
8) Stabilité des noyaux.....	25
a) Détermination de l'énergie de cohésion par nucléon : Courbe d'Aston.....	25
b) Stabilité et nombre de nucléons : courbe nombre de neutrons = $f(Z, \text{nombre de protons})$	26
Chapitre III : Radioactivité – Réactions nucléaires.....	28
1) Radioactivité naturelle (rayonnement α , β , et γ).....	29
2) Radioactivité artificielle et les réactions nucléaires.....	30
a) Réaction de transmutation.....	30
b) Réaction de Fission nucléaire.....	30
c) Réaction de Fusion nucléaire.....	30
3) Cinétique de la désintégration radioactive.....	31
a) Loi de décroissance radioactive.....	31
b) La constante radioactive λ	32
c) Activité radioactive A.....	32
d) La période radioactive ou temps de demi vie T (ou $t_{1/2}$).....	33
4) Application de la radioactivité.....	33
a) Traceurs.....	33
b) Armes Nucléaires.....	33
c) Source d'énergie.....	33
d) Datation d'échantillons anciens.....	33
5) Dangers de la radioactivité.....	33
Chapitre IV : Structure électronique de l'atome.....	34
1) Dualité onde – corpuscule.....	35
a) Aspect ondulatoire de la lumière : onde électromagnétique ou lumineuse et spectre électromagnétique.....	35
b) Aspect corpusculaire de la lumière : Effet photoélectrique.....	35
2) Interaction entre la lumière et la matière.....	36
a) Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène.....	36

b)	Relation empirique de Balmer – Rydberg.....	37
c)	Notion de série de raies.....	37
3)	Modèle atomique de Bohr : atome d'hydrogène.....	40
a)	Les postulats de Bohr.....	40
b)	Rayon des orbites stationnaires.....	41
c)	Energie de l'électron sur une orbite stationnaire.....	42
d)	Relation entre le nombre d'onde et les niveaux d'énergie.....	43
e)	Applications aux hydrogénoides.....	44
f)	Insuffisance du modèle de Bohr.....	45
4)	L'atome d'hydrogène en mécanique ondulatoire.....	45
a)	Dualité onde – corpuscule et relation De Broglie.....	45
b)	Principe d'incertitude d'Heisenberg.....	45
c)	Fonction d'onde et équation Schrödinger.....	46
d)	Résultats de la résolution de l'équation de Schrödinger.....	47
e)	Les nombres quantiques et notion d'orbitale atomique.....	48
5)	Atomes poly électroniques en mécanique ondulatoire.....	49
a)	Configuration électronique des éléments : règle de Klechkowsky.....	49
b)	Exceptions à la règle de Klechkowsky.....	50
c)	Règles de remplissage des orbitales atomiques.....	50
c -1)	Principe d'exclusion Pauli.....	51
c-2)	Règle de Hund.....	51
d)	Effet Ecran : Approximation de Slater.....	51

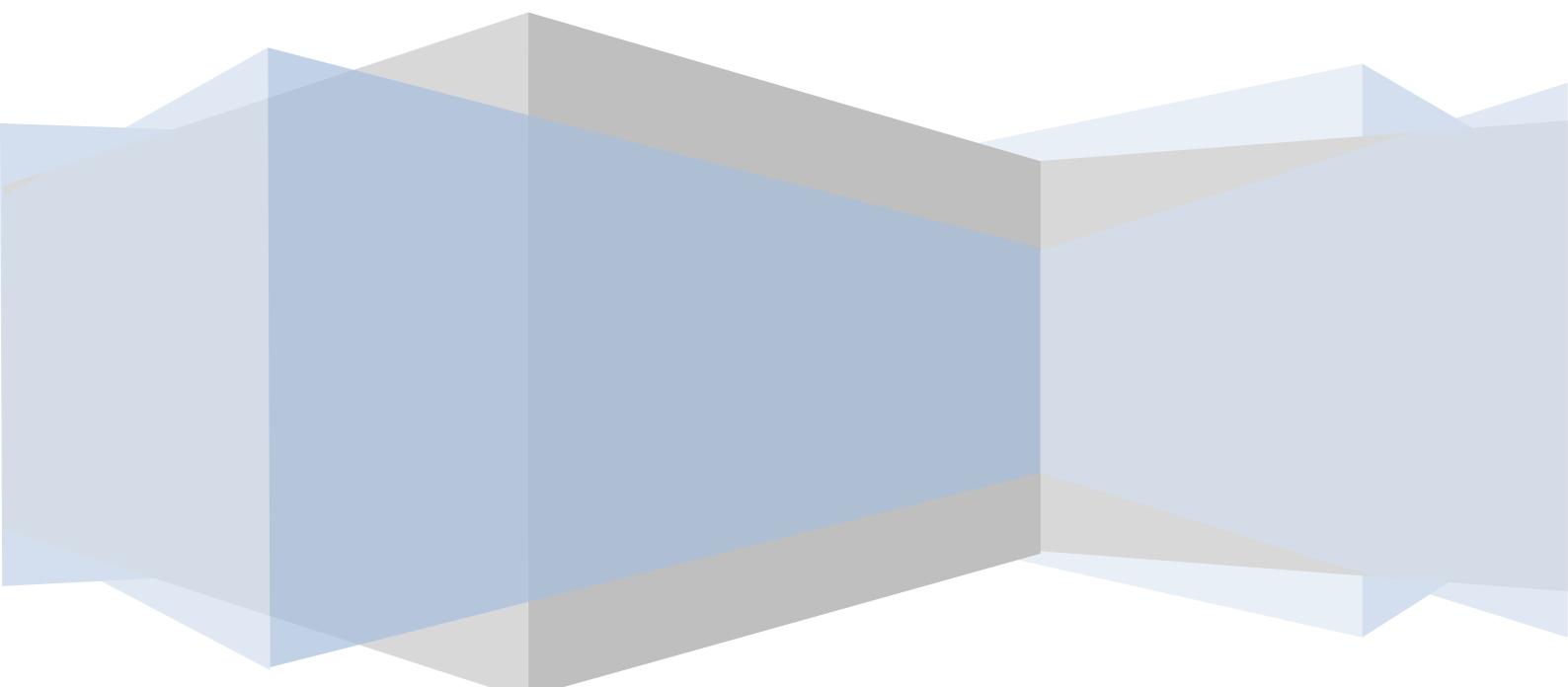
Chapitre V : Classification périodique des éléments.....53

1)	Classification de D. Mendeleïv.....	54
2)	Classification périodique moderne.....	54
3)	Le tableau périodique est réparti en : ligne (période), colonne (groupe), sous – groupe A et B, blocs (s, p, d, et f), familles (alcalins, alcalino – terreux, métaux de transition, chalcogènes, halogènes, gaz rares, et les terres rares : les lanthanides et les actinides).....	55
4)	Evolution et périodicité des propriétés physico – chimiques des éléments.....	58
4.1)	Le rayon atomique.....	58
4.2)	Le rayon ionique.....	59

4.3) Energie d'ionisation.....	60
4.4) Affinité électronique.....	61
4.5) L'électronégativité.....	62
a) Echelle de Mulliken.....	63
b) Echelle de Pauling.....	64
c) Echelle de Alfred et Rochow.....	64
5) Calcul des rayons, les énergies d'ionisation successives, affinité électronique et l'électronégativité (échelle de Mulliken) par les règles de Slater.....	65
Chapitre VI : Liaisons chimiques.....	67
1) La liaison covalente dans la théorie de Lewis.....	68
a) Couche de valence.....	68
b) Les différents types de liaisons : la liaison covalente, la liaison dative, la liaison ionique et la liaison polarisée.....	68
c) Diagramme de Lewis des molécules et des ions moléculaires.....	70
2) La liaison covalente polarisée, moment dipolaire et caractère ionique partiel de la liaison.....	70
3) Géométrie des molécules: théorie de Gillespie ou VSEPR.....	73
4) La liaison chimique dans le modèle quantique.....	74
4.1) Théorie des orbitales moléculaires (Méthode LCAO).....	74
a) Formation et nature des liaisons.....	74
- Recouvrement axial : Liaison σ	74
- Recouvrement latéral π	74
b) Aspect énergétique.....	75
4.2) Généralisation aux molécules diatomiques homo – nucléaires et hétéro–nucléaires	76
a) Diagramme énergétique des molécules.....	76
b) Ordre de liaison.....	79
c) Propriétés magnétiques.....	79
d) Stabilité des molécules : longueur de liaison, énergie de dissociation et énergie de liaison.....	79
4.3) Molécules poly-atomiques ou théorie de l'hybridation des orbitales atomiques.....	80
a) Hybridation sp.....	80

b) Hybridation sp ²	80
c) Hybridation sp ³	80
Références Bibliographiques.....	82

CHAPITRE I : NOTIONS FONDAMENTALES

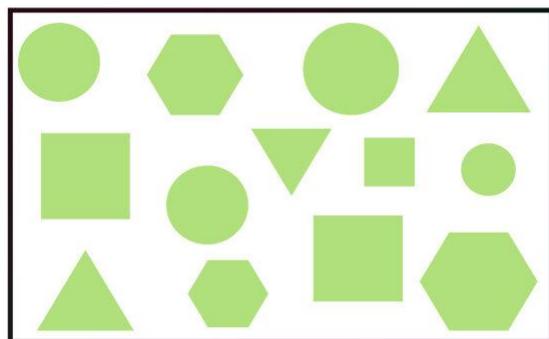


A tout début, deux philosophes se faisaient la guerre et disputaient une lutte entre deux théories opposées, continuité et discontinuité de la matière. Aristote croyait que la matière était continue sans aucun espace ou vide, elle est divisée à l'infini, en d'autres termes est ce qu'elle est, ce que l'on voit.

Démocrite lui, avait une autre idée quant à la nature de la matière, il affirme que la matière était composée de petites particules invisibles et indivisibles, qu'il appela « **atomes** », il pensait que ces particules sont séparés par du vide, il savait donc que la matière était discontinue et pouvait être divisée, C'est pourquoi sa représentation de la matière est appelée le modèle de la discontinuité.



Modèle ARISTOTE



Modèle DÉMOCRITE

Plus tard, le scientifique nommé Dalton, reprit le modèle de Démocrite (Discontinuité) et l'améliora. La théorie atomique de Dalton repose sur trois hypothèses :

- 1) Les éléments chimiques sont constitués de particules extrêmement petites, indivisibles et indestructibles appelés « **atomes** ».
- 2) Tous les atomes d'un élément particulier sont identiques avec la même masse et les mêmes propriétés.
- 3) Les atomes peuvent combiner pour former d'autres composés.

1) Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière

La matière existe sous trois états, solide, liquide, gaz. Elle est susceptible de passer d'un état à un autre dans les conditions de température et de pression bien spécifiques.

a) Les solides

Dans les solides, les forces qui gardent les particules ensemble sont relativement fortes. Les particules restent donc très proches les unes des autres, elles sont très liées et restent organisées pour former une structure compacte et ordonnée.

b) Les liquides

Dans les liquides, les forces sont plus faibles. Les particules sont encore relativement proches les unes des autres, mais elles peuvent se déplacer plus librement. Les liquides peuvent donc bouger à l'intérieur d'un contenant, et non pas de forme particulière.

c) Les gaz

A l'état gazeux, les particules sont très faiblement liés, et quasiment indépendantes dans le modèle des gaz parfaits qui décrit le comportement des gaz à basse pression, le gaz ne possède pas de forme propre, il tend à occuper tout le volume disponible. L'état gazeux est totalement désordonné.

2) Changement d'état de la matière

En thermodynamique, un changement d'état est une transition de phase lors du passage d'un état de la matière à un autre état. Le changement d'état d'un corps pur est provoqué par une modification de sa pression et de sa température.

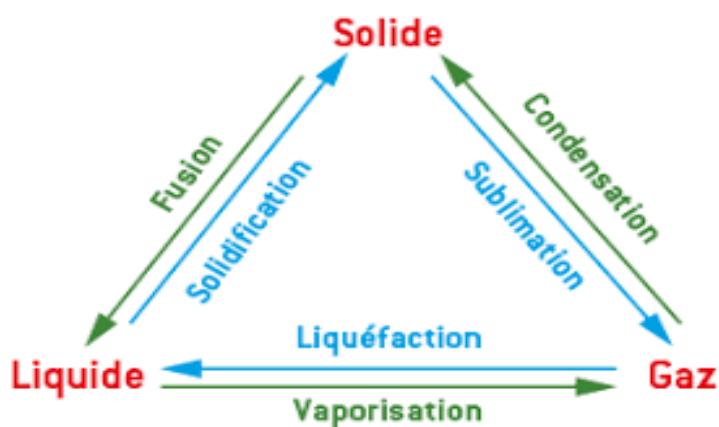


Fig. I.1. Schémas des différents changements d'états de la matière

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

3.1. Notion d'atome

La matière est constituée de particules identiques appelées « **atomes** ». Un atome est constitué d'un noyau concentrant plus de 99.9% de sa masse autour duquel se distribuent des électrons pour former un nuage électronique. Le noyau est constitué de protons chargés positivement, et des neutrons électriquement neutres.

3.2. Notion de molécule

Groupe d'atomes liés les uns aux autres de manière stable. La molécule comprend un, deux, ou plusieurs atomes. Si les atomes sont identiques, la matière est un corps simple, à titre d'exemple : **O₂, O₃, H₂, N₂**.

Si les atomes sont différents, la substance est un corps composé, citons par exemple : **H₂O, CO₂, CH₄, PCl₃**.

3.3. Notion de mole et de nombre d'Avogadro

A l'échelle macroscopique, une mole d'atomes renferme **N_A** atomes, et une mole de molécules renferme **N_A** molécules, **N_A** étant le nombre d'Avogadro évalué à **6.023*10²³ mol⁻¹**, et leur masse est appelée masse molaire exprimée en **gramme.mol⁻¹**.

4) Unité de masse atomique, masse molaire atomique et moléculaire, volume molaire

4.1. Unité de masse atomique (u.m.a)

L'unité de masse atomique est par définition égale à un douzième de la masse de l'atome de **carbone 12**, utilisé comme référence. On la note ***u*** ou ***uma***. La masse de l'atome de **carbone 12** est donc par définition une valeur entière et vaut **12 u.m.a.**

$$1 \text{ } u = 1 \text{ } u.m.a = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Exemple :

Calculer la masse d'un atome ¹⁴N :

$$1 \text{ mole } (^{14}\text{N}) \longrightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ atomes} \longrightarrow 14 \text{ g}$$

Ce qui implique que 1 atome ¹⁴N = $14 \text{ g} / 6,023 \cdot 10^{23} = 2,3244 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 14,00 \text{ u.m.a.}$

4.2. Masse molaire atomique et moléculaire

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément, elle est exprimée en **g.mol⁻¹**. $n = \frac{m}{M}$ d'où $M = \frac{m}{n}$

n : quantité de la matière exprimée en **mole**.

m : masse de la substance en **grammes**.

M : la masse molaire atomique de la même substance en **g/mol**.

Exemple: $M(^1\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M(^{12}\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M(^{16}\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments qui constituent la molécule.

Exemple: $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$; $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$.

4.3. Volume molaire

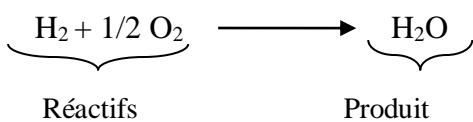
Le volume molaire d'une substance est le volume occupé par une mole de cette substance. Son unité est le **l.mol⁻¹**. Le volume molaire d'un gaz parfait est de **22,4 l.mol⁻¹** dans les conditions normales de température et de pression (**0°C, et 1 atm**).

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

Les réactions chimiques provoquent un changement de la nature chimique de la matière. Une réaction chimique est une transformation de la matière au cours de laquelle les espèces chimiques qui constituent la matière sont modifiées. Les espèces qui sont consommées sont appelées « **réactifs** », les espèces formées au cours de la réaction chimique sont appelées « **produits** ». La réaction chimique se traduit par une équation chimique :



Exemples





Depuis les travaux de **Antoine Laurent Lavoisier**, les scientifiques savent que la réaction chimique se fait sans variation mesurable de la masse « Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se conserve », qui traduit la loi de conservation de la matière, « la masse totale des produits formés est égale à la somme totale des réactifs consommés », on aura :

$$\sum \text{masse} (\text{Réactifs}) = \sum \text{masse} (\text{Produits})$$

Exemple

Soit la réaction chimique suivante : $\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$

$$\sum \text{masse} (\text{Réactifs}) = 2 \text{ g} + 16 \text{ g} = 18 \text{ g}$$

$$\sum \text{masse} (\text{Produits}) = 18 \text{ g}$$

Ce qui implique que : $\sum \text{masse} (\text{Réactifs}) = \sum \text{masse} (\text{Produits})$

6) Aspect qualitatif de la matière

a. Corps pur, mélange homogène et hétérogène

a. 1. Corps purs

Un corps pur est en chimie, un corps ne comportant qu'une seule espèce chimique, à la différence d'un mélange qui comporte plusieurs. On distingue deux types de corps purs :

Un corps pur simple constitué d'un seul type d'atomes comme le fer (**Fe**), le cuivre (**Cu**), le dihydrogène (**H₂**), le dioxygène (**O₂**), l'ozone (**O₃**).....etc.

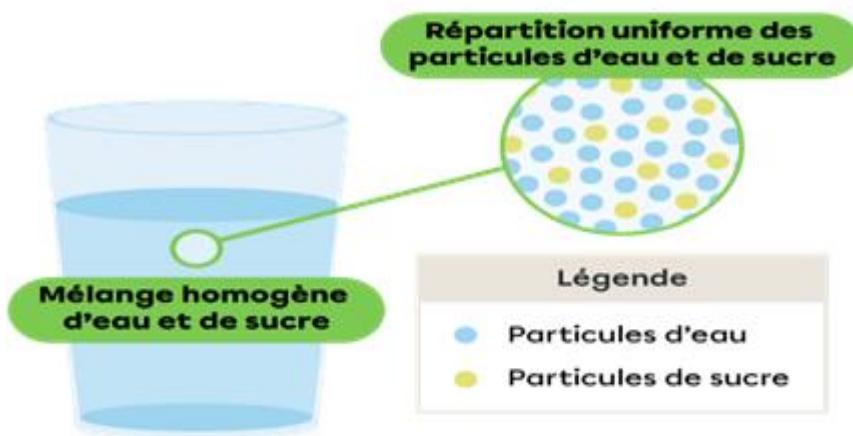
a. 2. Mélange homogène et hétérogène

Si une substance est composée de molécules différentes, elle est appelée mélange.

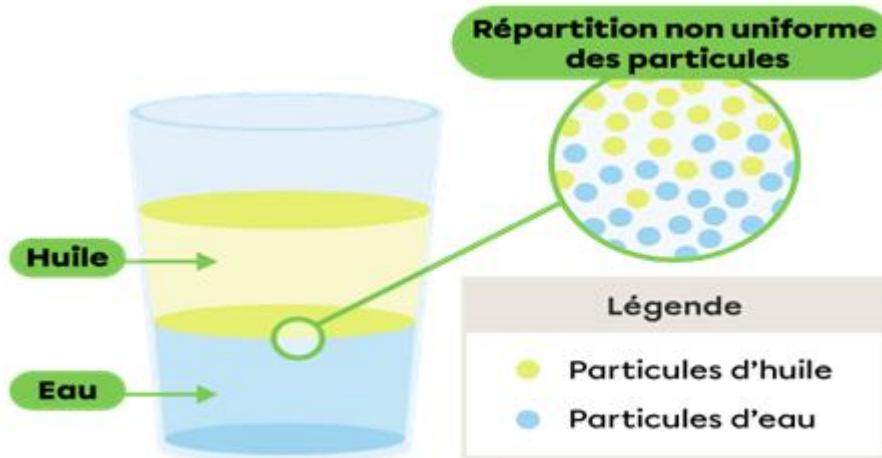
Exemple

L'air est un mélange de plusieurs gaz, parmi lesquels nous pouvons citer **O₂**, **H₂**, **N₂**.

Si dans un mélange on n'obtient qu'une seule phase, le mélange est dit homogène (par exemple : mélange eau et sucre).

**Fig. I.2.** Mélange homogène

Si dans un mélange on observe plus d'une phase, le mélange est dit hétérogène, citons par exemple un mélange d'eau et d'huile.

**Fig. I.3.** Mélange hétérogène

b. Les solutions

Une solution est un mélange homogène, résultant de la dissolution d'un ou plusieurs solutés (espèces chimiques dissoutes) dans un solvant. Les molécules du soluté sont alors dispersées dans le solvant (par exemple : sel + eau).

b. 1. Soluté

Le soluté est constitué par les particules dispersées, c'est le corps dissous dans le solvant (par exemple : **NaCl, KCl, NaOH, Sucre**).

b. 2. Solvant

Un solvant est une substance liquide à sa température d'utilisation qui a la propriété de dissoudre, de diluer, ou d'extraire d'autres substances sans les modifier chimiquement et sans lui-même se modifier.

b. 3. Solution aqueuse

En chimie, une solution aqueuse est une phase liquide contenant plusieurs espèces chimiques, dont la partie majoritaire est l'eau (le solvant) et la partie minoritaire est les solutés, espèces chimiques dissoutes.

b. 4. Dilution

La dilution est un procédé utilisé pour diminuer la concentration d'une solution en y ajoutant du solvant sans changer la quantité de soluté. En effet, si la quantité du solvant augmente et que la quantité du soluté demeure la même, le volume de la solution totale augmentera, alors que sa concentration diminuera.

b. 5. Saturation

Au-delà d'une certaine quantité limite, le solvant n'arrive plus à dissoudre le soluté à une température et pression données, on obtient une solution saturée. Cette quantité limite de soluté est appelée solubilité.

7) Aspect quantitatif de la matière

a. Quantité de matière : le nombre de mole

$$\text{Le nombre de mole est obtenu par la relation ; } \mathbf{n} = \frac{\mathbf{m}}{\mathbf{M}}$$

Où :

n : nombre de mole exprimé en **mole**.

m : masse de l'échantillon exprimée en **gramme**.

M : masse molaire du même échantillon exprimée en **g/mol**.

b. Concentration molaire ou molarité

La concentration molaire ou Molarité d'une espèce chimique, est sa quantité exprimée en mole rapportée au volume total du mélange qui contient cette espèce. Elle est exprimée en mole par unité de volume. La concentration molaire d'un soluté **X** est noté **C_x** ou **[X]**. Elle est définie par le rapport nombre de moles **n** de soluté au volume **V** de la solution.

$$M = \frac{\text{nombre de moles de soluté}}{\text{volume de la solution en litre}}$$

c. Molalité

La molalité correspond à la quantité (nombre de moles) de soluté contenue dans 1000 grammes du solvant. La molalité s'exprime en moles par kilogramme (mol/kg).

$$\text{Molalité} = \frac{\text{quantité de matière du soluté en mole}}{\text{masse du solvant (Kg)}}$$

d. Concentration pondérale ou massique

La concentration massique, concentration en masse, concentration pondérale d'un soluté en solution est le rapport de la masse de ce soluté au volume total de la solution.

Pour un soluté **i**, la concentration massique est donc le rapport entre la masse **m_i** du soluté et le volume **V** de la solution.

$$\text{Concentration massique} = \frac{m_i}{V}$$

Où :

m_i : masse du soluté **i**

V : volume total de la solution.

La concentration massique est exprimée en kg/m³ ou en g/l.

e. Fraction pondérale ou massique

La fraction pondérale (massique) (**F.P**) du composant **i** est le rapport de la masse **m_i** de ce composant à la masse **m_{tot}** du mélange.

f. Titre

Le titre massique est exprimé sans unité et correspond alors au rapport entre deux grandeurs qui s'expriment dans la même unité.

$$T = \frac{masse_{soluté}}{masse_{solution}}$$

C'est une grandeur comprise entre 0 et 1. Elle peut aussi s'exprimer en (%), il suffit de multiplier par 100.

g. La fraction molaire

La fraction molaire est le rapport du nombre de moles n_i de soluté au nombre total de moles n_{total} du mélange.

$$X_i = \frac{n_i}{n_{total}}$$

Où :

n_i : nombre de moles du soluté **i**.

n_{total} : nombre de moles du mélange.

h. Concentration molaire ou Normalité

La normalité N, est le nombre d'équivalent gramme de soluté dans un litre de la solution.

$$N = \frac{eq.g}{V}, \quad [N] : eq.g/l$$

Dans le cas particulier des solutions acides (ou basiques), l'équivalent gramme représente la libération (ou capture) d'une mole de protons H^+ .

Application

Dans le cas d'un monoacide ou d'une monobase $eq = 1$:

$$\text{Molarité} = \frac{\text{Normalité}}{1} ; \quad \text{Normalité} = \text{Molarité}$$

Dans le cas d'un diacide ou d'une dibase, **eq = 2** :

$$\text{Molarité} = \frac{\text{Normalité}}{2} ; \quad \text{Normalité} = 2 \cdot \text{Molarité}$$

Pour une oxydoréduction, c'est le nombre d'électrons impliqués dans la réaction qui détermine la normalité. Une molécule de Permanganate de potassium prend 5 électrons, on aura :

$$M = \frac{N}{5} ; \quad N = 5 \cdot M$$

i. Masse volumique et densité

La masse volumique d'une substance est une grandeur physique qui caractérise la masse de cette substance par unité de volume, elle est égale au rapport entre sa masse et le volume qu'elle occupe. Cette grandeur physique est généralement notée par la lettre grec ρ , elle est exprimée en **g/cm³**, et en **kg/l**.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

La densité est une grandeur physique permettant l'identification d'une espèce chimique. La densité **d** d'un corps par rapport à l'eau, est égale au quotient de la masse d'un volume **V** de ce corps par la masse **m** d'un même volume d'eau. Ces deux volumes étant mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression.

$$d = \frac{m}{m_{eau}} ; \quad \text{ou} \quad d = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$$

8) Lois des solutions diluées : Lois de Raoult

a) Ebulliométrie

Lorsqu'on considère un solvant contenant un soluté, la température d'ébullition du solvant avec le soluté est plus haute que la température d'ébullition du solvant seul. La loi de l'ébulliométrie s'annonce ainsi :

« L'élévation de la température d'ébullition est proportionnelle à la fraction molaire du soluté ».

$$\Delta T_{vap} = k_{eb} \times x$$

ΔT_{vap} : l'élévation de la température d'ébullition du solvant.

k_{eb} : la constante ébullioscopique du solvant.

x : la fraction molaire du soluté.

$$\text{La constante ébullioscopique } K_{eb} = \frac{RT_{vap}^2}{\Delta H_{vap}}$$

R : la constante des gaz parfaits.

T_{vap} : la température d'ébullition du solvant pur.

ΔH_{vap} : l'enthalpie de vaporisation du solvant pur à température de vaporisation.

b) Cryométrie

Lorsqu'on considère un solvant contenant un soluté, la température de solidification du solvant avec le soluté est plus basse que la température de solidification du solvant seul. La loi de cryométrie s'annonce ainsi :

« L'abaissement de la température de solidification est proportionnelle à la fraction molaire du soluté ».

$$\Delta T_{fus} = k_{cry} \times x$$

ΔT_{fus} : l'abaissement de la température de fusion du solvant.

k_{cry} : la constante cryoscopique du solvant.

x : la fraction molaire du soluté.

$$\text{La constante cryoscopique } K_{cry} = \frac{RT_{fus}^2}{\Delta H_{fus}}$$

R : la constante des gaz parfaits.

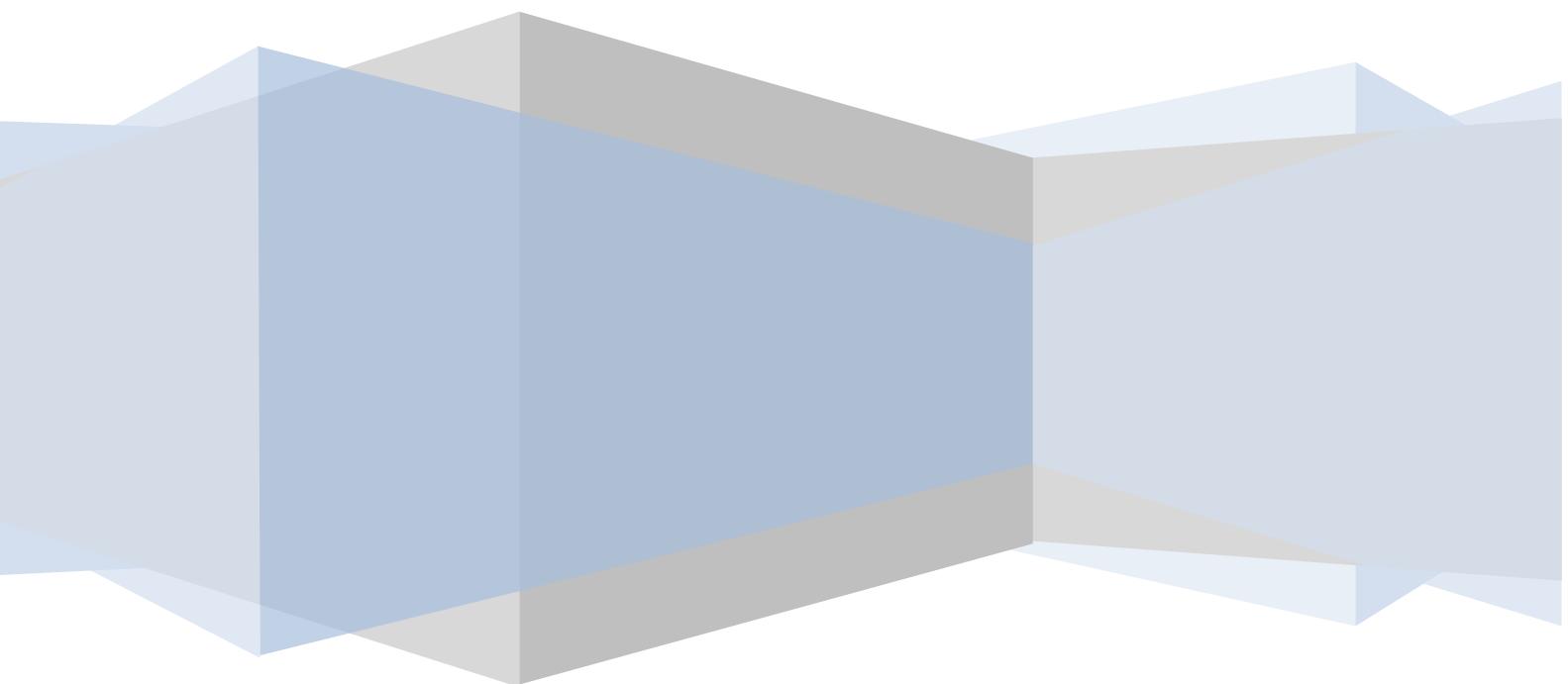
T_{fus} : la température de fusion du solvant pur.

ΔH_{fus} : l'enthalpie de fusion du solvant pur à température de fusion.

Remarque :

Les lois de **Raoult** ne sont valables que pour les solutions diluées et volatiles.

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIÈRE



1) Introduction : Expérience de Faraday : relation entre la matière et l'électricité

En 1833 les expériences de Faraday ont montré que l'électricité se décompose en particules élémentaires et que les atomes contiennent de telles particules.

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

La mise en évidence des constituants de l'atome passe par plusieurs expériences telle que :

- a) **Expérience de Crookes** : mise en évidence de l'existence de la charge de l'électron.
- b) **Expérience de J.J. Thomson** : Evaluation du rapport de la charge massique de l'électron.
- c) **Expérience de Millikan** : mesure de la charge de l'électron et déduction de sa masse.
- d) **Expérience de Goldstein** : mise en évidence de la charge positive du noyau.
- e) **Expérience de Rutherford** : mise en évidence du proton existant dans le noyau.
- f) **Expérience de Chadwick** : mise en évidence du neutron existant dans le noyau.

2.1. Electron

La première particule subatomique est l'électron, qui par sa charge négative, assure la neutralité électrique de l'atome.

a. Expérience de Crookes (1879) et caractéristiques des rayonnements cathodiques

Crookes, a travaillé sur un tube en verre de **40 cm** environ, portant deux électrodes entre lesquelles il a appliqué une différence de potentiel d'environ **15000 volts**. Le tube en verre contient un gaz (air, Hélium ou Néon) à très faible pression **10^{-6} atm**, et sous une d.d.p de **1500 volts**, l'écran devient fluorescent. Cette fluorescence est due à l'impact sur le verre des rayons invisibles, issus de la cathode, que l'on a appelé « **rayons cathodiques** ».

a. 1. Première expérience de Crookes

un objet métallique est placé sur le trajet du rayonnement, son ombre se projette sur l'écran. Le verre reste fluorescent tout autour de l'objet, ce qui prouve que le rayonnement se propage en ligne droite.

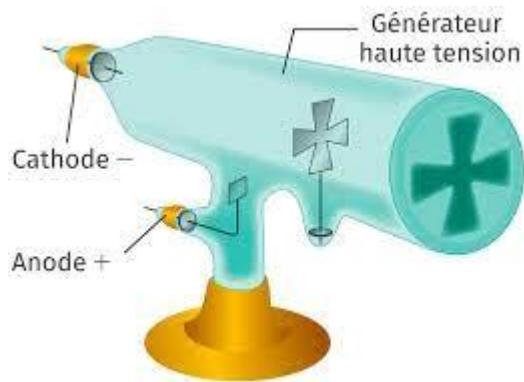


Fig.II.1. Première expérience de **Crookes**.

a. 2. Deuxième expérience de Crookes

Un tourniquet (un moulin très léger) est placé sur le trajet du rayonnement, celui-ci se met en mouvement. Le rayonnement est constitué de particules ayant une énergie cinétique donc une masse.

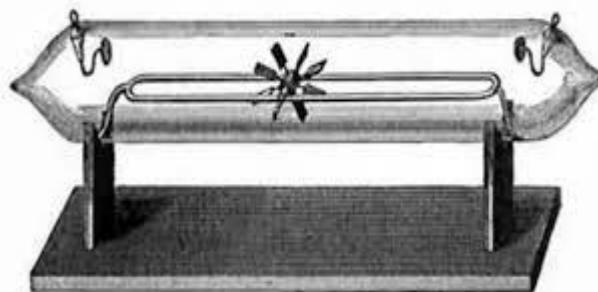


Fig.II.2. Deuxième expérience de **Crookes**.

a. 3. Troisième expérience de Crookes

Un condensateur chargé est placé à l'extérieur du tube, le faisceau du rayonnement est attiré vers la plaque positive, ce rayonnement est donc constitué de particules chargées négativement.

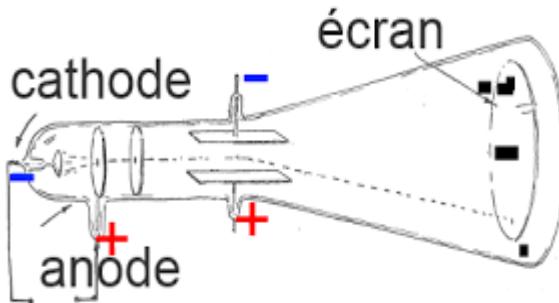


Fig.II.3. Troisième expérience de Crookes.

b. Expérience de J.J. Thomson (1895) : Détermination du rapport $|e|/m$

Thomson soumet un pinceau de rayons cathodiques à l'action d'un champ électrique entre les plaques d'un condensateur. L'impact du pinceau sur l'écran est A. si un champ magnétique bien orienté est appliqué orthogonalement au champ électrique, la déviation est compensée par une valeur convenable de l'induction du champ magnétique (le point B).

A partir de la mesure d, il est possible de calculer le rapport $e/m = 1,759 \cdot 10^{11} \text{ C/kg}$.

Ces expériences fondées sur la déflexion des électrons, ne permettaient pas de déterminer séparément leur charge et leur masse, mais seulement leur rapport e/m . le défi suivant était de mesurer séparément l'un des deux paramètres (e et m).

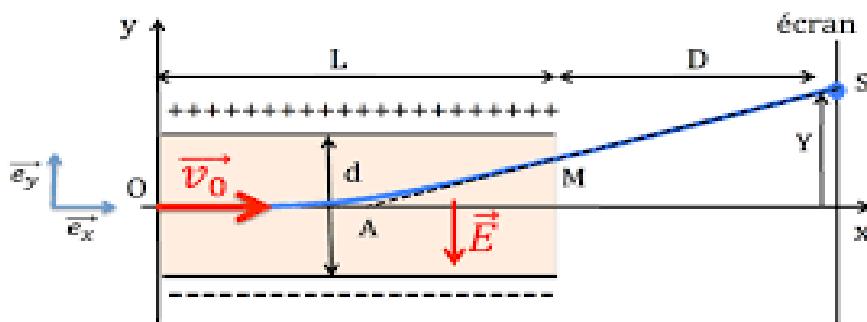


Fig.II.4. Expérience de J.J. Thomson.

✓ **Expression de la déviation y :**

Le mouvement de l'électron est :

- Rectiligne uniforme sur l'axe (ox), d'où $t = \frac{L}{v}$
- Rectiligne uniformément varié sur l'axe (oy) :

La déviation y (suivant Oy) subie par le faisceau dans le champ électrique est : $y = 1/2 \cdot a \cdot t^2$.

$$\text{A la sortie du champ : } y = 1/2 \cdot a \cdot \frac{L^2}{v^2}$$

D'autre part : l'électron est soumis à une force électrique dirigée vers la plaque positive :

$$F_e = q \cdot E = m_e \cdot a \implies a = \frac{q \cdot E}{m_e}$$

$$y = 1/2 \cdot \frac{q \cdot E \cdot L^2}{m_e \cdot v^2}$$

✓ **Calcul du rapport $\frac{q}{m}$:**

Lorsque on applique simultanément un champ électrique et un champ magnétique, la vitesse v est égale à $\frac{E}{B}$.

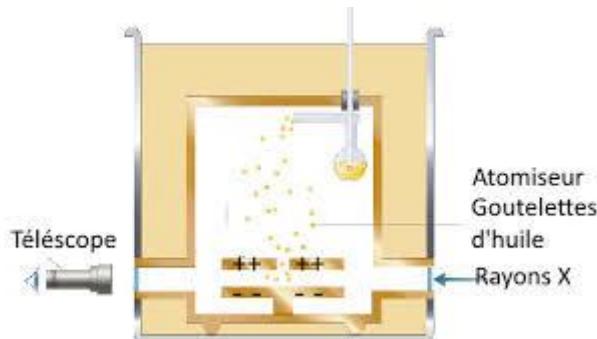
$$y = 1/2 \cdot \frac{q \cdot E \cdot L^2}{m_e \cdot v^2} = 1/2 \cdot \frac{q \cdot B^2 \cdot L^2}{m_e \cdot E}$$

$$\frac{q}{m_e} = \frac{2 \cdot y \cdot E}{B^2 \cdot L^2}$$

$$\frac{q}{m_e} = 1,76 \cdot 10^{11} \text{ C.kg}^{-1}.$$

c. Expérience de Millikan : Détermination de la charge $|e|$ de l'électron et déduction de sa masse

Cette expérience a pour but la détermination de la charge élémentaire « e ». une fois obtenue, et avec le rapport de la charge massique déterminé par **J.J.Thomson, Millikan** en déduira la masse élémentaire de l'électron.



II.5. Expérience de Millikan

Millikan a trouvé que toutes les charges étaient des multiples de la charge « e », et il l'a nommé charge élémentaire « e » de la valeur :

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C.}$$

Cette valeur représente la plus petite charge électrique négative possible, c'est la charge d'un électron ou charge élémentaire. En combinant les résultats des expériences de **J.J.Thomson** et de **Millikan**, la masse de l'électron a pu être évaluée à : $m_e = 9,108 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$, $5,487 \cdot 10^{-4} \text{ u.m.a.}$

✓ Calcul du rayon r :

La gouttelette est soumise à deux forces antagonistes :

- La force de la pesanteur.
- La force de Stockes.

Elle atteint sa vitesse maximale v_{\max} lorsque :

$$m \cdot g = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot \rho \cdot g = 6 \cdot \pi \cdot r \cdot \eta \cdot v_{max} \implies r = \sqrt{\frac{9 \eta \cdot v_{max}}{2 \rho \cdot g}}$$

✓ Calcul e la masse m :

$$\rho = \frac{m}{V} \implies m = \rho \cdot V = \frac{4}{3} \pi \cdot r^3 \cdot \rho = \frac{6 \cdot \pi \cdot r \cdot \eta \cdot v_{max}}{g}$$

✓ Calcul de q :

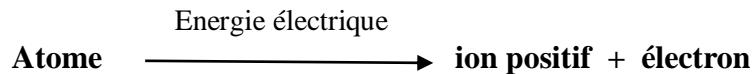
En négligeant la force de stockes, la nouvelle vitesse limite v'_{max} sera atteinte lorsque la force électrique sera égale à la somme de la force de stockes due à la viscosité de l'air et de la force de pesanteur. Nous avons donc :

$$F_E = P + F_s \implies q \cdot E = m \cdot g + 6 \cdot \pi \cdot r \cdot \eta \cdot v'_{max} \implies q = \frac{m \cdot g + 6 \cdot \pi \cdot r \cdot \eta \cdot v'_{max}}{E}$$

2.2. Proton : expérience de Goldstein : mise en évidence de la charge positive du noyau

Les chocs des électrons cathodiques avec les atomes gazeux produisent des ions positifs. L'expérience de **Goldstein** démontre de manière claire que :

L'atome est constitué d'électrons et d'une matière chargée positivement.



En 1918, Rutherford a bombardé les atomes d'azote avec des particules α , selon la réaction suivante :

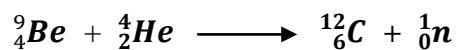


D'où : $m_p = 1,672 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,007277 \text{ u.m.a}$

$$q_p = + 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C.}$$

2.3. Neutron : Expérience de Chadwick : mise en évidence du neutron existant dans le noyau

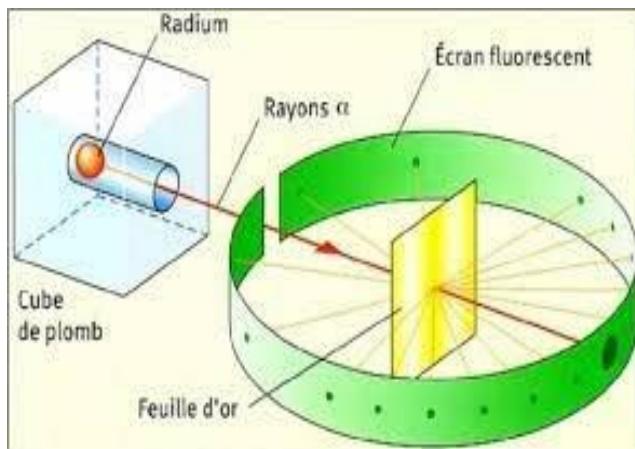
Le bombardement du Béryllium (**Be**) par des particules **α** (4_2He) produit un rayonnement pénétrant constitué de particules électriquement neutres, en heurtant les noyaux d'hydrogène de la paraffine, les protons sont expulsés de leur édifice et sont facilement détectés :



$$m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,008665 \text{ u.m.a} ; q_n = 0$$

3) Modèle planétaire de Rutherford

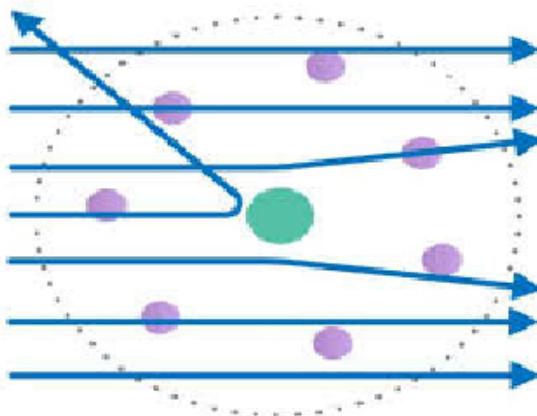
En 1909, **Rutherford** étudie la déviation des particules **α** (4_2He) par une mince feuille d'or. Dans cette expérience, ces particules bombardent la fine feuille d'or. La majorité des particules **α** traversent la feuille d'or sans être déviées, mais une partie de ces particules de l'ordre de 0,01% a été déviée.



II.6. Expérience de Rutherford

De cette expérience, **Rutherford** a pu déduire que la matière possède une structure lacunaire, elle est constituée essentiellement de vide.

C'est pour cela, la plupart des particules ne sont pas déviées. Il existe de même des îlots de charge positive qui repoussent les particules **α** . **Rutherford** conclut que la matière est constituée d'un noyau très petit où se trouve concentrée la charge positive et la masse de l'atome, et il est entouré d'électrons qui neutralisent la charge.



II.7. Modèle planétaire de Rutherford

4) Présentation et caractéristiques de l'atome (symbole, numéro atomique Z, numéro de masse A, nombre de protons, neutrons et électrons)

Un noyau atomique est appelé **Nucléide**. Il est caractérisé par 3 grandeurs essentielles.

- Le nombre de charge ou le numéro atomique **Z**.
- Le nombre de masse **A**.

4.1. Nombre de charge Z

Z représente en fait le nombre de protons du noyau de charge $q = + Z \cdot e$. Le noyau est entouré de **Z électrons**, donc il caractérise un élément chimique.

Exemple : ${}_6C$; ${}_7N$; ${}_8O$, il est représenté ${}_Z^AX$

4.2. Nombre de masse

Un noyau est formé de nucléons (**Z protons** et **N neutrons**), donc **A** appartient aux nombres entiers : $A = Z + N$. Un nucléide s'écrit ${}_Z^AX$

Exemple :

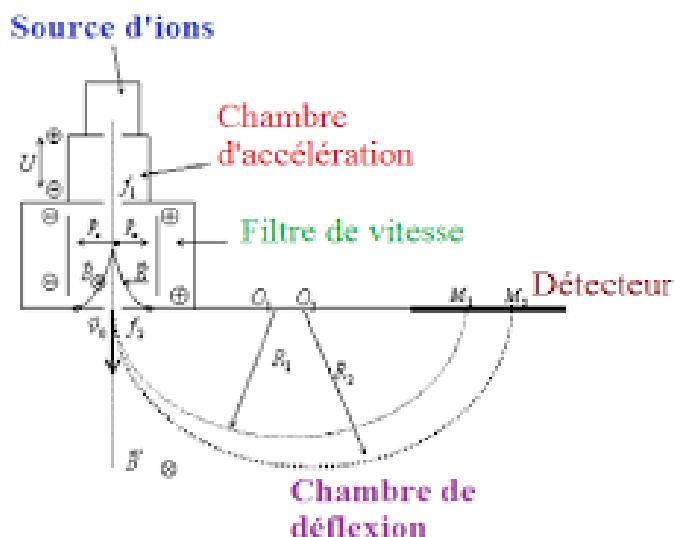
${}^{16}_8O$: 8 électrons, 8 protons, et 8 neutrons.

5) Isotopie et abondance relative des différents isotopes

Les isotopes sont des atomes dont les noyaux possèdent le même nombre de protons, mais un nombre de neutrons **N** différents, comme ${}^{16}_8O$; ${}^{17}_8O$; ${}^{18}_8O$

6) Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique et de la masse moyenne d'un atome : Spectrométrie de masse : Spectrographe de Bainbridge

Le spectrographe de masse de **Bainbridge** est un appareil permettant de mesurer la masse d'une particule chargée positivement en mesurant sa déviation dans un champ magnétique uniforme. On commence par ioniser les particules en leur arrachant un électron, puis on les accélère sous une tension **U**. Puis on fait passer ces particules dans un filtre de vitesse à champ électrique **E** et magnétique **B** appliqués simultanément pour obtenir un faisceau monokinétique de vitesse **v**, que l'on introduit dans un champ magnétique **B'** uniforme où il décrit un demi-cercle dont on mesure le rayon **R**.



II.8. Spectrographe de Bainbridge

Le spectrographe de **Bainbridge** sert à mesurer le rapport $\frac{q}{m_e}$ de l'atome ionisé. Il est

constitué de plusieurs parties :

- a) **Source d'ions.**
- b) **Filtre de vitesse.**
- c) **Analyseur.**
- d) **Détecteur.**

Au niveau du filtre de vitesse, tous les ions seront soumis à l'effet simultanée de force électrique et de force magnétique, ceci implique qu'à la sortie de la fente du filtre de vitesse on aura : $F_e = F_m \implies q.E = q.v.B$

$$\nu = \frac{E}{B}$$

Au niveau de l'analyseur, l'ion est soumis à un champs magnétique \vec{B} dirigé perpendiculairement à sa trajectoire, l'ion est alors dévié suivant un cercle de rayon R , tel que :

$$q.v.B = m \cdot \frac{v^2}{R}$$

$$\frac{q}{m} = \frac{v}{B.R}$$

Détermination de la masse atomique et de la masse moyenne d'un atome

La masse atomique apparente est donnée par :

$$m_{zX} = \frac{\sum(\%)i \times (zX)}{\sum(\%)i}$$

(%)i : Pourcentage de l'isotope i.

Xi : Isotope i.

Exemple :

Calculer la masse atomique de l'élément ${}_{12}Mg$, à partir des trois isotopes : ${}^{24}Mg$; ${}^{25}Mg$; et ${}^{26}Mg$ avec les pourcentages respectifs suivants : **78,60%** ; **10,11%** ; et **11,29%**.

$$M_{\text{atomique}} = \frac{78,60 \times 24 + 10,11 \times 25 + 11,29 \times 26}{78,60 + 10,11 + 11,29} = 24,326 \text{ uma}$$

7) Energie de liaison et de cohésion des noyaux

De façon générale, la cohésion de l'atome (attraction électron – noyau) est assurée par les électriques, tandis que la cohésion du noyau est assurée par les forces nucléaires. En fait le maintien de la cohésion du noyau est assuré par l'énergie développée grâce au défaut de masse Δm . Sachant que le noyau est formé de protons et de neutrons, il a été démontré que la somme des masses des protons et des neutrons à l'état libre est supérieure à celle du noyau formé :

$$Z \times m_p + (A-Z) \times m_n > m_{ZX}^A$$

$$\Delta m = Z \times m_p + (A-Z) \times m_n - m_{ZX}^A$$

Cette perte de masse se traduit sous forme d'énergie comme la relation d'**Einstein** :

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

Où **C** : la célérité de la lumière **C = 3.10⁸ m/s.**

Exemple :

Trouver l'énergie de liaison **E_l** du noyau 7_3Li sachant que : **m_p = 1,007277 uma** ;

m_n = 1,008665 uma ; **m (7_3Li) = 7,01601 uma.**

Solution :

Calcul du défaut de masse : $\Delta m = Z \times m_p + (A-Z) \times m_n - m_{ZX}^A$

$$\Delta m = 3 \times m_p + 4 \times m_n - m_{^7Li}$$

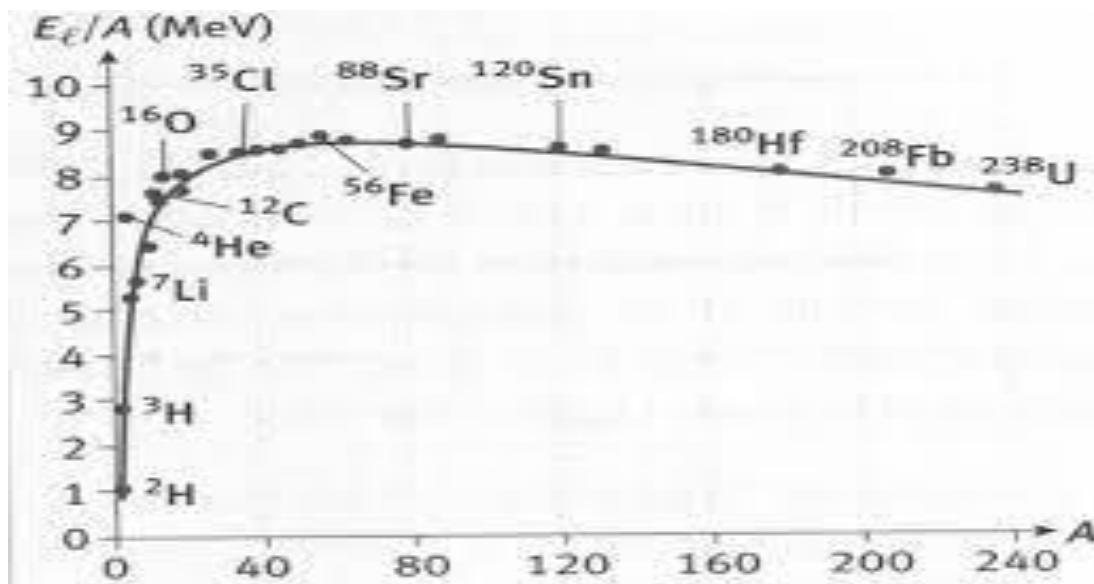
$$\Delta m = 0,040 \text{ uma} = 6,64 \cdot 10^{-29} \text{ kg.}$$

$$E_l = \Delta m \cdot C^2 = 5,976 \cdot 10^{-12} \text{ J.}$$

8) Stabilité des noyaux

a- Détermination de l'énergie de cohésion par nucléon : Courbe d'Aston

par définition l'énergie de liaison moyenne $\Delta E_{moyenne} = \frac{\Delta E_l}{A}$. Voici la courbe des différents ΔE_{moy} en fonction de **A**.



II.9. Courbe d'Aston.

Remarque :

- 1) Courbe assez régulière.
- 2) Maximum aux environ de $A = 60$.
- 3) Pour les noyaux lourds $\Delta E_{\text{moy}} = 7 \text{ Mev}$.
- 4) A partir de $A = 210$, tous les nucléides sont radioactifs.

b- Stabilité et nombre de nucléons : courbe nombre de neutrons = $f(Z, \text{nombre de protons})$

On trace $N = A - Z$, nombre de neutrons en fonction du nombre de protons.

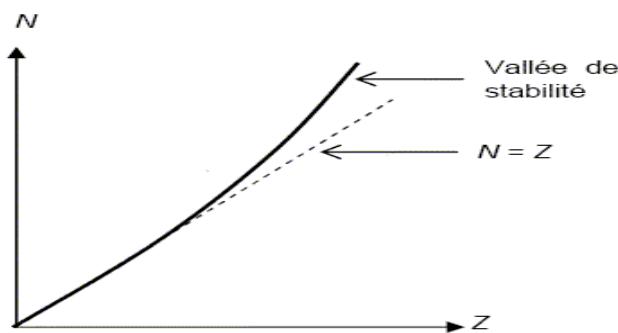


Figure II.10. Diagramme de Segré (N, Z)

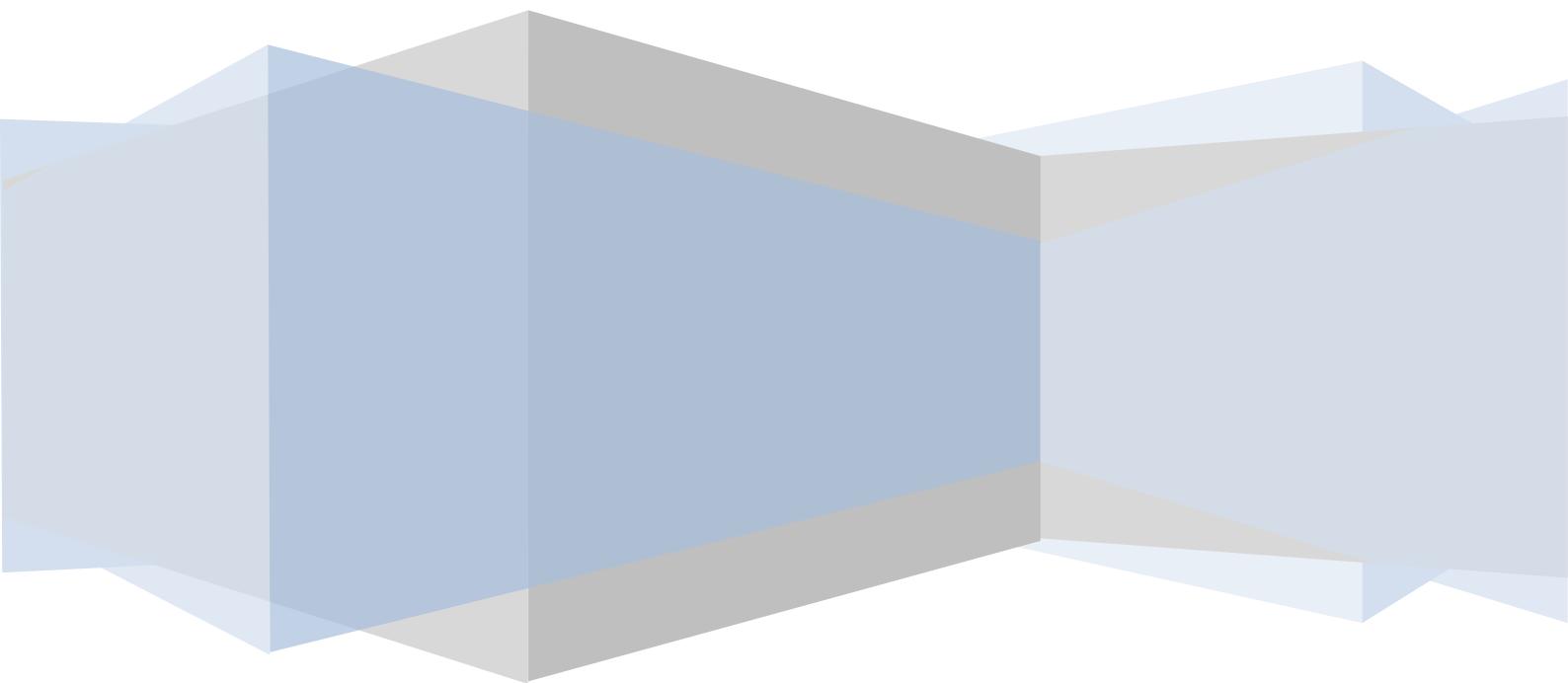
Remarque :

- 1) Les nucléides stables forment dans le diagramme (N , Z) une zone appelée ‘**Vallée de stabilité**’, cette zone est comprise entre la bissectrice et la courbe.
- 2) Si $1 \leq Z \leq 20$: courbe et bissectrice se confondent pour $N \approx Z$, les noyaux qui sont portés par la bissectrice $N = Z$ présentent une stabilité parfaite.
- 3) Si $20 < Z < 84$: $N > Z$, il faut d'avantage de neutrons pour compenser la répulsion des protons.
- 4) Si $Z \geq 84$: les nucléides sont radioactifs, le nombre de neutrons devient insuffisant.
- 5) La stabilité nucléaire est liée à la parité des deux nombres N et Z ou de l'un deux.
- 6) Si N ou Z sont égaux à **2, 8, 20, 28, 50, 82, 126**, ces noyaux jouissent d'une stabilité particulière, ces nombres sont appelés nombres magiques.

En conclusion :

Augmentation de la valeur de $\Delta E_{moyenne}$ implique l'augmentation de la stabilité du noyau, ce qui implique l'augmentation de l'abondance naturelle.

CHAPITRE III : RADIOACTIVITE- REACTIONS NUCLEAIRES

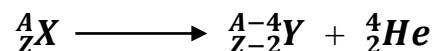


1) Radioactivité naturelle (rayonnement α , β , et γ)

La radioactivité naturelle est l'émission spontanée d'un rayonnement par le noyau de certains éléments dits radioactifs. En 1896, **Henry Becquerel** découvre fortuitement la radioactivité naturelle. Certaines substances naturelles, comme le **Radium (Ra)** et l'**uranium (U)** émettent spontanément des rayonnements. Il existe trois types de rayonnements :

a) Rayonnement α

Les nucléides lourds sont radioactifs, et possèdent une énergie de liaison par nucléon relativement basse. Les particules α sont des noyaux d'**Hélium**, émis essentiellement par des noyaux lourds ($A > 210$).



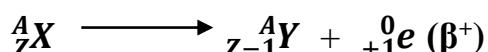
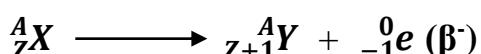
noyau père noyau fils particule α

b) Rayonnement β

Lorsque le rapport $\frac{N}{Z}$ est trop élevé, les nucléides émettent des rayonnements β .

Les particules β peuvent être des particules négatives (**négatons**), ou positives (**positons**).

Se sont des nucléides qui ont un rapport $\frac{A-Z}{Z}$ trop élevé qui émettent ces particules.



c) Rayonnement γ

L'éjection des particules α , et β s'accompagne toujours d'une très forte excitation interne du noyau, qui se traduit par l'émission d'un rayonnement électromagnétique γ de même nature que la lumière visible, mais d'énergie beaucoup plus grande (donc très courte longueur d'onde (**10⁻⁴ Å à 1 Å**). Il faut savoir que les rayonnements électromagnétiques γ n'ont ni masse, ni charge, et accompagnent la plupart des réactions nucléaires.

2) Radioactivité artificielle et les réactions nucléaires

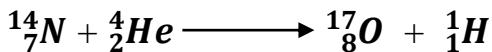
Les radioéléments artificiels sont obtenus en bombardant des éléments stables par des projectiles divers (neutrons, protons, triton, hélium). Il existe trois types de réactions nucléaires artificielles :

- ✓ **Transmutation**
- ✓ **Fission nucléaire**
- ✓ **Fusion nucléaire**

a) Réaction de transmutation

Dans ce type de réaction, le noyau produit peut être stable ou instable.

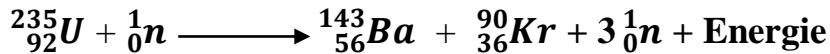
Exemple



b) Réaction de Fission nucléaire

En bombardant les noyaux lourds (**A > 200**) avec des particules légers (les neutrons) pour produire des fragments de masse **A**, **72 < A < 162**, elle est accompagnée d'une très grande énergie.

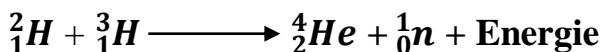
Exemple



c) Réaction de Fusion nucléaire

Pour les valeurs de faible valeur de **A**, la réunion de deux noyaux légers en un noyau plus lourd avec expulsion d'un neutron ou d'un proton libère une très grande quantité d'énergie. Pour effectuer la fusion des noyaux, il faut vaincre la répulsion des particules pour les amener en contact, et pour cela, il faut provoquer des chocs thermiques en utilisant de très hautes températures (**de l'ordre de 10⁶ degrés Celsius**).

Exemple



3) Cinétique de la désintégration radioactive

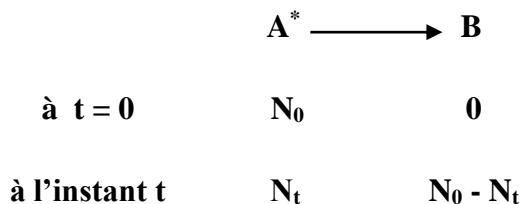
a) Loi de décroissance radioactive

Cette loi s'applique aussi bien pour la radioactivité naturelle que pour la radioactivité artificielle. Le nombre de noyaux radioactifs varie en fonction du temps, deux cas peuvent se présenter :

- ✓ Le nucléide formé est lui-même radioactif et se désintègre à fur et à mesure de son apparition.
- ✓ Le nucléide formé n'est pas radioactif, il reste stable et il ne se désintègre pas.

Nous nous limiterons au second cas pour simplifier les calculs, et formuler ainsi les lois de désintégration radioactive.

Soit une quantité de substance radioactive de quantité **N** à l'instant **t** :



Soit **dN** le nombre de noyaux désintégrés pendant le temps **dt**. En étudiant le rapport $\frac{-dN}{dt}$ en fonction de **N**, $\frac{-dN}{dt} = f(N)$, on observe que la courbe est une droite où la pente est égale à λ , où λ est la constante radioactive de l'élément radioactif.

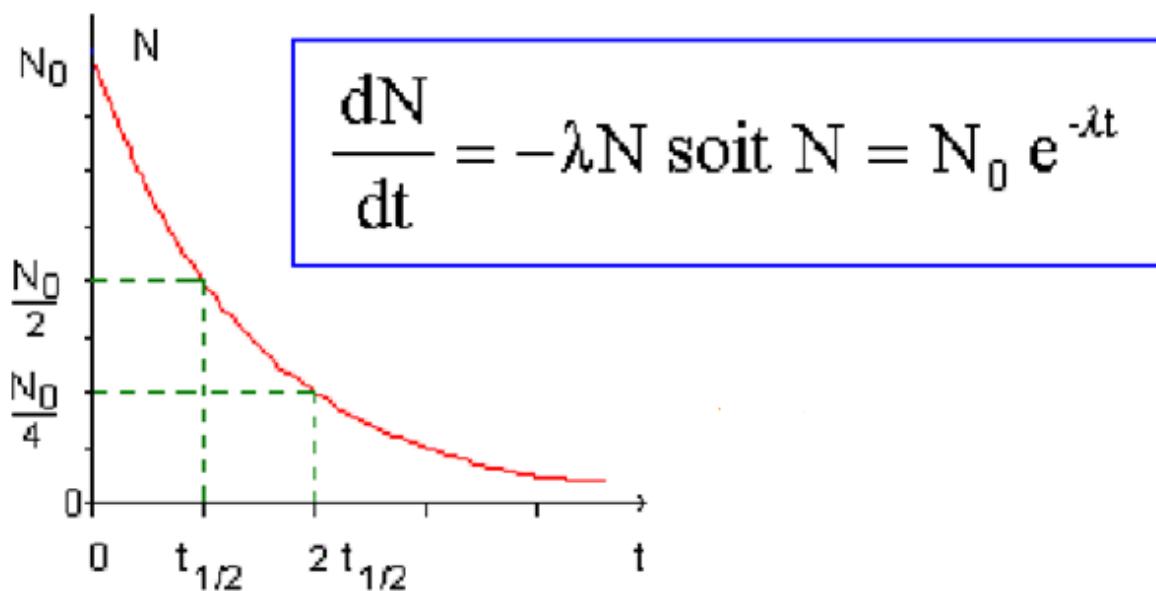
$$\frac{-dN}{dt} = \lambda \cdot N \Rightarrow \frac{-dN}{N} = \lambda \cdot dt \Rightarrow \frac{dN}{N} = -\lambda \cdot dt$$

$$\int_{N_0}^{N_t} \frac{dN}{N} = \int_0^t -\lambda \cdot dt \Rightarrow \ln \frac{N_t}{N_0} = -\lambda \cdot t$$

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

Remarque

Le nombre de noyaux **N_t** décroît avec le temps, comme le montre la courbe suivante :



Courbe de décroissance radioactive

b) La constante radioactive λ

La constante de désintégration (λ) ou constante radioactive d'un radioisotope est le rapport entre l'activité d'un échantillon et le nombre de noyaux présents dans l'échantillon. Ce rapport est caractéristique de chaque radioisotope et ne dépend d aucun autre paramètre, il se mesure en inverse d'unité de temps, généralement en s^{-1} .

c) Activité radioactive A

L'activité absolue A est le nombre de désintégration par unité de temps.

$$A_t = \lambda \cdot N_t$$

$$A_t = A_0 \cdot e^{-\lambda t}$$

L'activité absolue A est donnée en **dps** (désintégration par seconde), en **becquerel (Bq)**, et en **curie (ci)**, d'où :

$$1 \text{ Bq} = 1 \text{ dps} ; \quad 1 \text{ ci} = 3,7 \times 10^{10} \text{ dps}$$

d) La période radioactive ou temps de demi vie T (ou $t_{1/2}$)

La période d'un radioélément est le temps nécessaire pour lequel la moitié du nombre initial N_0 se sera désintégrée.

$$\text{à } t = t_{1/2} : N_{t/2} = N_0/2 = N_0 \cdot e^{-\lambda t_{1/2}} \Rightarrow -\ln 2 = -\lambda t_{1/2} \Rightarrow \ln 2 = \lambda t_{1/2}$$

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

4) Application de la radioactivité

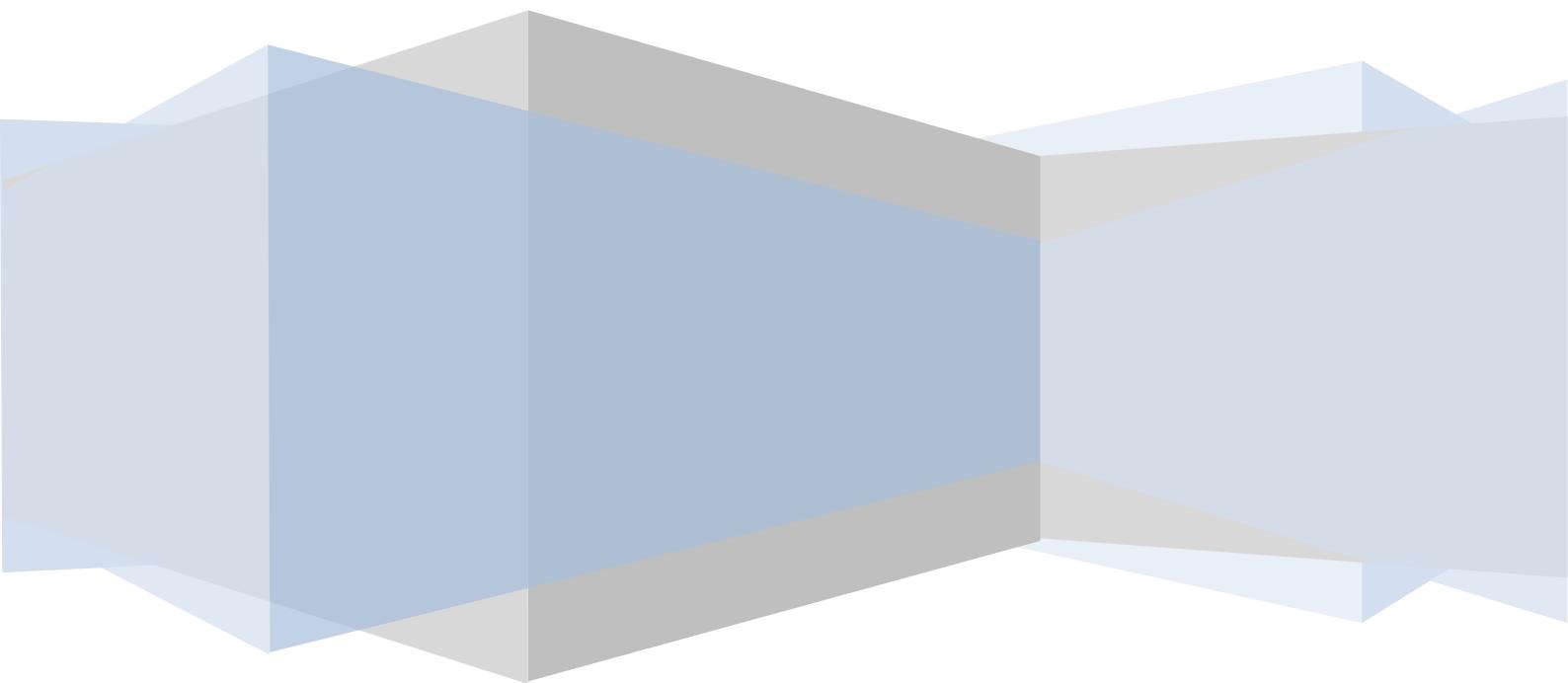
- a. Traceurs : l'utilisation des radioisotopes s'est révélée particulièrement féconde dans la diagnose et le traitement des maladies. Utilisés comme traceurs, ils fournissent des précieux renseignements sur le mécanisme des réactions biologiques.
- b. Armes nucléaires : bombes atomiques et bombes d'hydrogène.
- c. Source d'énergie : réacteurs nucléaires (source d'énergie).
- d. Datation d'échantillons anciens et âge de la terre.

5) Dangers de la radioactivité

Quand une particule nucléaire traverse l'organisme humain, elle peut provoquer des effets désastreux sur l'organisme. Ces effets se rangent en deux catégories :

- Effets pathologiques.
- Effets génétiques.

CHAPITRE IV : STRUCTURE ELECTRONIQUE DE L'ATOMÉ



1) Dualité onde – corpuscule

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

Le rayonnement électromagnétique, dont la lumière est un exemple, est une onde qui se propage dans le vide avec une célérité $C = 3 \times 10^8$ m/s, une fréquence ν , et une longueur d'onde λ d'où :

$$c = \lambda \times \nu \Rightarrow \nu = \frac{c}{\lambda}$$

Selon les valeurs de λ on distingue les domaines suivants :

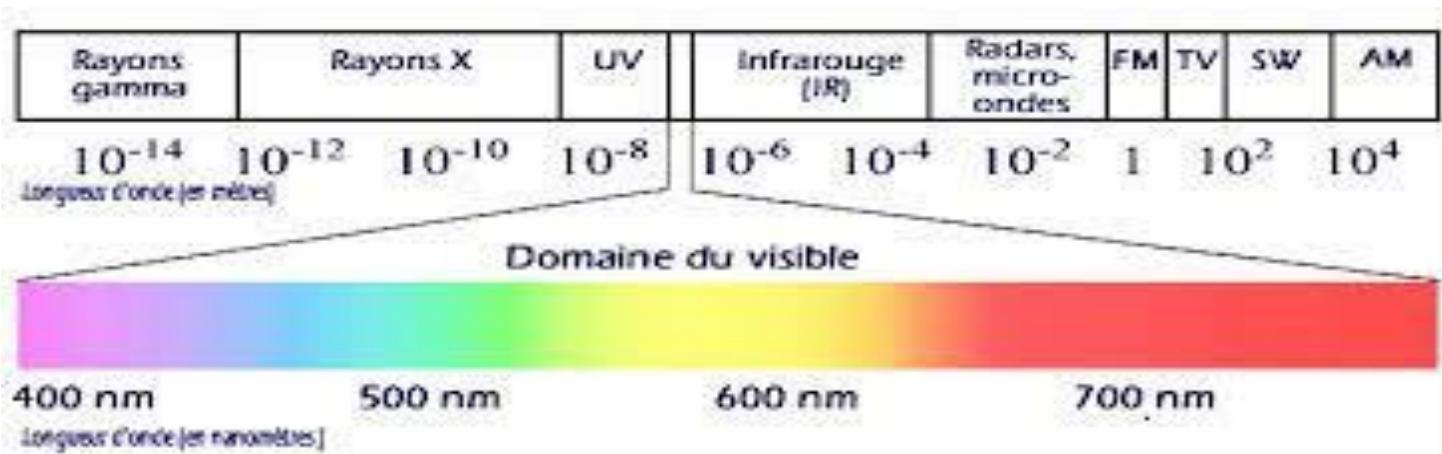


Figure IV.1. Spectre électromagnétique.

b) Aspect corpusculaire de la lumière : Effet photoélectrique

Lorsque sous certaines conditions des rayons lumineux frappent la surface d'un métal, les électrons sortent du métal. Selon **Einstein**, l'énergie transportée par une onde lumineuse se déplace par paquet ou quantums d'énergie, encore appelés photons.

$$E = W = h \cdot \nu = m \cdot c^2$$

λ , et m traduisent le double aspect ondulatoire et corpusculaire de la lumière.

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot c}$$

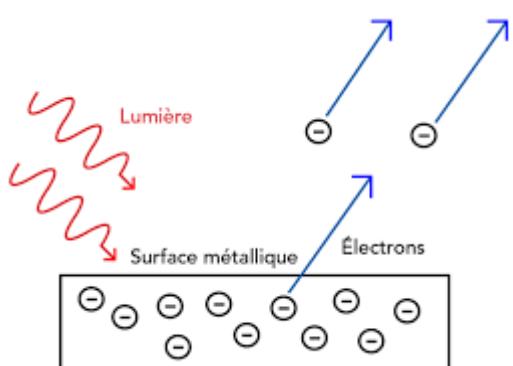


Figure IV.2. L'effet photoélectrique

Nous avons : $\mathbf{W} = \mathbf{W}_0 + \mathbf{E}_c$

\mathbf{W}_0 : Energie d'ionisation, elle est égale à $\mathbf{h} \cdot \mathbf{v}_0$.

\mathbf{v}_0 : La fréquence d'ionisation.

$$\mathbf{h} \cdot \mathbf{v} = \mathbf{h} \cdot \mathbf{v}_0 + \frac{1}{2} \mathbf{m} \cdot \mathbf{v}^2$$

2) Interaction entre la lumière et la matière

a) Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

Pour observer ce spectre, on produit une décharge électrique dans un tube contenant de l'hydrogène à **1 mmHg**, les atomes excités émettent une lumière rouge, un prisme permet l'analyse de la lumière rouge.

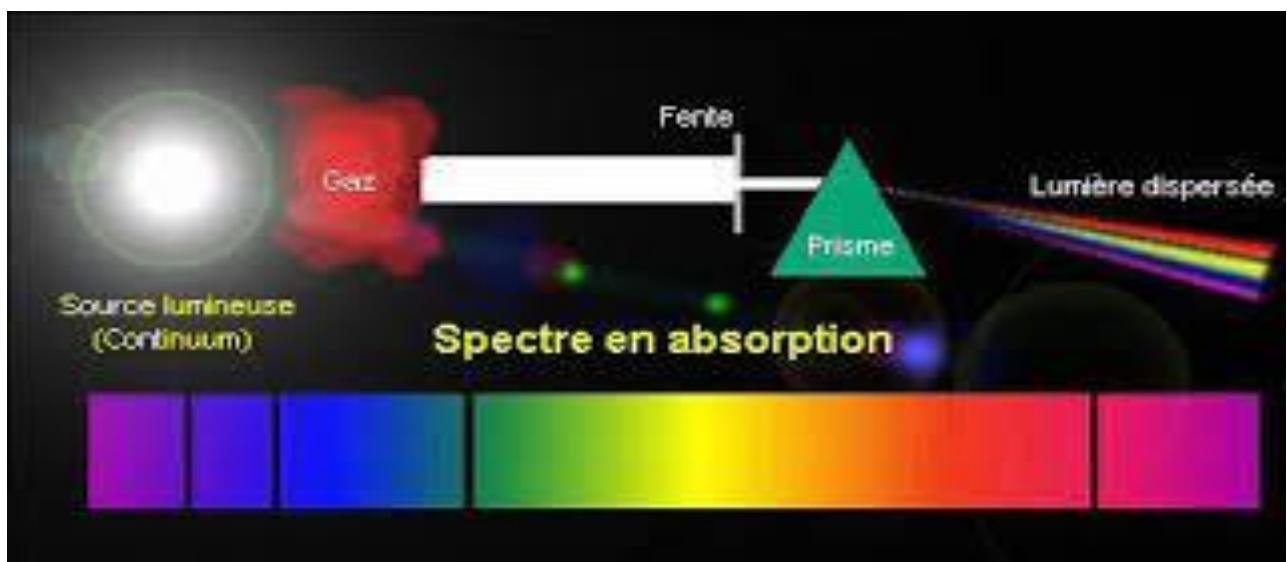


Figure IV.3. Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

On obtient sur la plaque photographique plusieurs groupes de raies lumineuses sur un fond obscur, l'ensemble des raies brillantes constitue le spectre d'émission d'hydrogène.

b) Relation empirique de Balmer – Rydberg

En 1885, **Balmer** a montré empiriquement que les fréquences des raies du spectre de l'hydrogène sont données par la relation :

$$v = R_H \times c \times \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

D'où :

v : Fréquence exprimée en Hertz.

R_H : Constante de Rydberg, et qui vaut **1,09737316×10⁷ m⁻¹**.

c : Célérité de la lumière (**c = 3×10⁸ m.s**).

n₁, n₂ : Sont des entiers, ils représentent le numéro de la raie tel que **n₂ > n₁**.

Par conséquence : $\bar{v} = \frac{1}{\lambda} = R_H \times \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$

D'où :

λ : Nombre d'onde exprimée en **m⁻¹**.

c) Notion de série de raies

Une raie correspond à une transition électronique entre deux niveaux énergétiques, comme le montre la **Figure IV.4**.

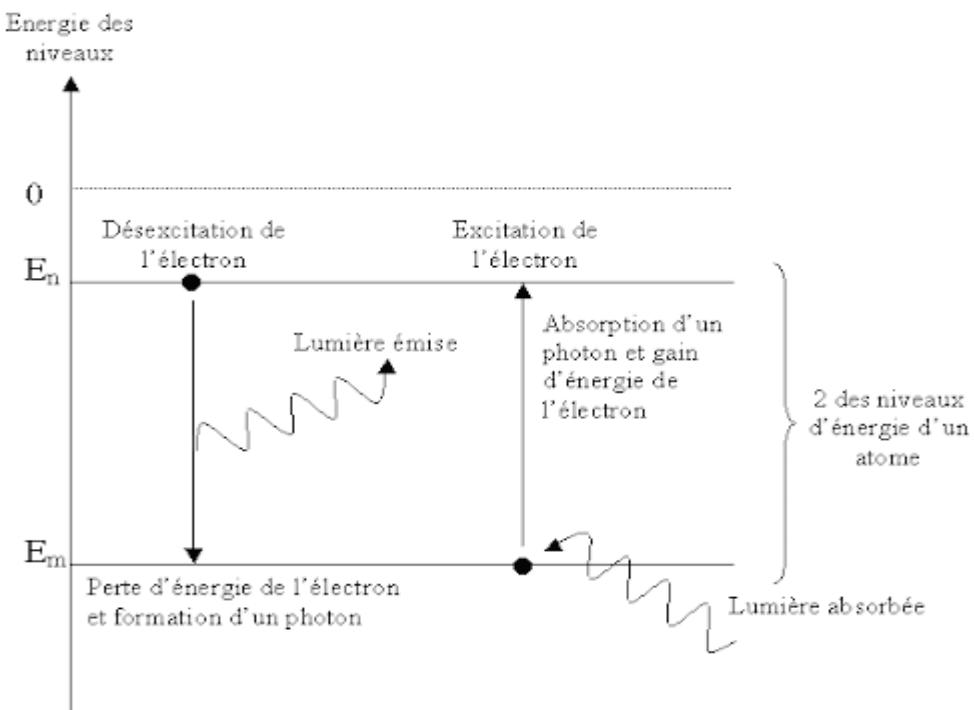


Figure IV.4 : Transition électronique entre deux niveaux énergétiques (absorption-émission)

La différence d'énergie ΔE qui accompagne chaque transition est donnée par la relation :

$$\Delta E (n_1 \rightarrow n_2) = h \times v = h \times R_H \times c \times \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

ΔE est exprimée en **Joule**.

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

Chaque groupe de raies est appelé une série, et porte le nom du savant qui l'a découverte. La série de **Balmer** fut découverte la première parce qu'elle se trouve dans le spectre visible. La série de **Lyman** est située entièrement dans l'ultra – violet, et les autres séries se trouvent dans **l'infra – rouge**.

$$\bar{v} = \frac{1}{\lambda} = R_H \times \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Les différents coefficients **n₁** donnent naissance à différentes séries de raies spectrales lorsque la valeur de **n₂** varie de **n₁₊₁** à l'infini.

n₁	n₂	Nom	Domaine
1	2 → ∞	Série de Lyman	Ultra – Violet
2	3 → ∞	Série de Balmer	Visible
3	4 → ∞	Série de Paschen	Infra – Rouge
4	5 → ∞	Série de Brackett	Infra – Rouge
5	6 → ∞	Série de Pfund	Infra – Rouge

Pour chaque série, il existe deux raies limites, la première raie λ_1 qui correspond au plus court déplacement de n_1+1 vers n_1 , et λ_{lim} qui correspond à la transition électronique de $n_2 = \infty$ au niveau n_1 de la série. La **figure IV.5** met en évidence les transitions énergétiques pour les diverses séries du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène.

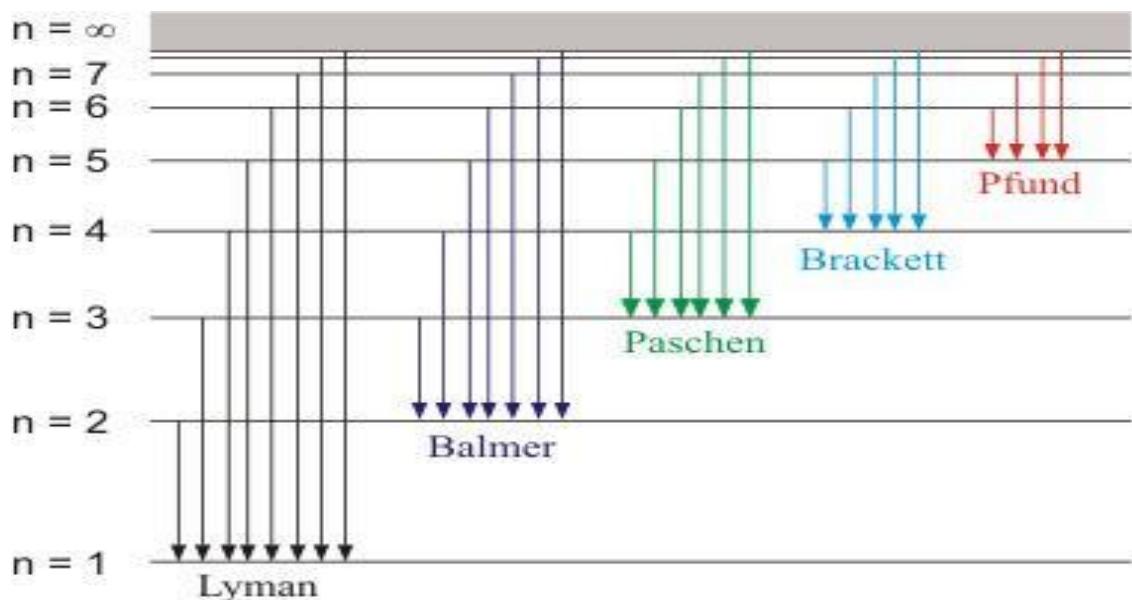


Figure IV.5. Les différentes séries des raies spectrales d'émission de l'atome d'hydrogène

3) Modèle atomique de Bohr : atome d'hydrogène

a) Les postulats de Bohr

En 1913, le physicien **Niels Bohr** introduit quatre postulats :

Premier postulat

Bohr supposa qu'il existe des orbites circulaires stables pour les électrons, c'est-à-dire qu'une fois sur une de ces orbites, de telles orbites sont dites stationnaires, à chacune de ces orbites correspond une énergie E_n

Deuxième postulat

Durant son mouvement autour du noyau, l'électron ne rayonne pas, son énergie ne varie pas et son mouvement ne s'amortit pas. Sur chaque orbite privilégiée, l'équilibre dynamique de l'électron obéit aux lois de la mécanique classique.

Troisième postulat

L'électron peut passer d'une orbite stable à une autre, c'est-à-dire d'un niveau d'énergie à un autre, le passage de l'électron d'un niveau énergétique à un autre est accompagné par absorption ou émission d'un quantum d'énergie $h\nu$ encore appelé photon. L'absorption d'un photon fait ainsi passer l'électron d'une orbite basse d'énergie faible à une orbite haute d'énergie plus élevée. L'émission d'un photon correspond à l'opération inverse, le surplus d'énergie est expulsé sous forme d'un photon. Ceci explique pourquoi on observe un spectre d'absorption et un spectre d'émission, et pourquoi ils ont les mêmes raies c'est-à-dire les mêmes longueurs d'ondes.

Quatrième postulat

Les seules orbites possibles sont telles que le produit de la quantité de mouvement ($m_e \times v$) par le rayon (r_n) de l'orbite soit un multiple entier de la constante de Planck h .

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

Où :

n: nombre entier, il indique le numéro de l'orbite ($n \in \mathbb{N}^*$).

h: constante de planck, $\mathbf{h = 6,62 \times 10^{-34} J.s}$

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

b) Rayon des orbites stationnaires

L'électron de masse **m_e** décrit une circonference de rayon **r_n** à une vitesse uniforme **v**.

Les orbites privilégiées sont déterminées par une condition mathématique imposée au moment

de la quantité du mouvement (**m_e, v**) de l'électron : $\mathbf{m_e \times v \times r_n = n \times \frac{h}{2\pi}}$

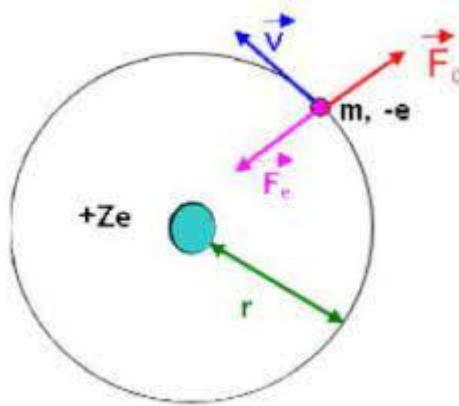


Figure IV.6. Atome planétaire à un seul électron (orbite circulaire)

- **Calculs mathématiques**

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

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

$$\mathbf{v^2 = \frac{n^2 \times h^2}{4\pi^2 \times m_e^2 \times r_n^2}} \quad (1)$$

D'autre part :

$$\text{Force d'attraction} = \text{Force centrifuge}$$

$$K \frac{e^2}{r_n^2} = \frac{m_e v^2}{r_n} \quad (2)$$

A partir des équations (1) et (2) nous aurons :

$$r_n = \frac{n^2 \times h^2}{4\pi^2 \times K \times m_e \times e^2}$$

d'où :

K : est une constante, **K = 9 × 10⁹ N.m²/C²**

e: charge de l'électron, **e = 1,6 × 10⁻¹⁹ C**

On pose : $r_1 = \frac{h^2}{4\pi^2 \times K \times m_e \times e^2}$;

On trouve :

$$r_n = n^2 \times r_1 ; \text{ avec } r_1 = 0,53 \text{ Å}$$

r_n : rayon de l'orbite **n** pour un atome d'hydrogène.

c) Energie de l'électron sur une orbite stationnaire

Conservation d'énergie :

$$\text{Energie totale } E_T = \text{Energie cinétique } E_c \left(\frac{1}{2} m_e \times v^2 \right) + \text{Energie potentielle } E_p$$

De l'équation (2) :

$$E_c = \frac{1}{2} m_e \times v^2 = K \frac{e^2}{2r_n}$$

D'autre part : $E_p = - K \frac{e^2}{r_n}$

D'où :

$$E_T = E_n = - K \frac{e^2}{2r_n} ; \text{ avec } r_n = \frac{n^2 \times h^2}{4\pi^2 \times K \times m_e \times e^2}$$

On trouve :

$$E_n = - \frac{1}{n^2} \times \frac{2\pi^2 \times K^2 \times m_e \times e^4}{h^2}$$

On pose : $E_1 = \frac{-2\pi^2 \times K^2 \times m_e \times e^4}{h^2}$

On trouve :

$$E_n = \frac{E_1}{n^2} ; \text{ avec } E_1 = -13,6 \text{ eV}$$

E_n : est l'énergie de l'orbite n pour un atome d'hydrogène.

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

Toute variation d'énergie ΔE se fait par transition de l'électron d'un niveau énergétique à un autre.

$$\Delta E (n_1 \rightarrow n_2) = E_{n2} - E_{n1} = h \cdot v$$

- Calculs mathématiques

$$\Delta E (n_1 \rightarrow n_2) = E_{n2} - E_{n1} = h \cdot v = h \cdot \frac{c}{\lambda} = h \cdot c \cdot \bar{v}$$

Sachant que : $\bar{v} = \frac{1}{\lambda} = R_H \times \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$;

Ceci implique que: $\Delta E (n_1 \rightarrow n_2) = h \times c \times R_H \times \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ (3)

D'autre part : $\Delta E (n_1 \rightarrow n_2) = - \frac{1}{n_2^2} \times \frac{2\pi^2 \times K^2 \times m_e \times e^4}{h^2} + \frac{1}{n_1^2} \times \frac{2\pi^2 \times K^2 \times m_e \times e^4}{h^2}$

$$\Delta E (n_1 \rightarrow n_2) = \frac{2\pi^2 \times K^2 \times m_e \times e^4}{h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (4)$$

En comparant les équations (3) et (4) on obtient :

$$\mathbf{h} \times \mathbf{c} \times \mathbf{R}_H = \frac{2\pi^2 \times K^2 \times m_e \times e^4}{h^2}$$

d'où :

$$R_H = \frac{2\pi^2 \times K^2 \times m_e \times e^4}{h^3 \times c}$$

$$\bar{v} = \frac{2\pi^2 \times K^2 \times m_e \times e^4}{h^3 \times c} \times \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

e) Applications aux hydrogénoides

Par définition, un hydrogénide est un ion descriptible dans la théorie de **Bohr** à partir du modèle mécanique de l'atome d'hydrogène. Un ion hydrogénide est constitué par un noyau porteur de **Z** charges positives (**Z** numéro atomique), autour duquel gravite un seul électron (exemple : ${}_2^4He^+$, ${}_3^6Li^{2+}$).

La formule qui permet de rendre compte du spectre optique d'un ion hydrogénide sera :

$$\bar{v} = \frac{2\pi^2 \times K^2 \times m_e \times Z^2 \times e^4}{h^3 \times c} \times \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = R_H \times Z^2 \times \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right); \text{ avec } n_2 > n_1.$$

Le rayon de l'orbite **n** pour l'ion hydrogénide sera :

$$r_n = \frac{n^2 \times r_1}{Z}; \text{ avec } r_1 = 0,53\text{\AA}$$

L'énergie de l'orbite **n** pour l'ion hydrogénide sera :

$$E_n = \frac{Z^2 \times E_1}{n^2}; \text{ avec } E_1 = -13,6 \text{ eV}$$

f) Insuffisance du modèle de Bohr

1. Le modèle de Bohr reproduit bien les spectres de raies des espèces atomiques à un seul électron mais échoue pour les atomes et ions polyélectroniques.
2. Le modèle n'explique pas l'origine de la quantification de l'énergie des atomes.
3. Toutes les observations dans le domaine des propriétés des charges électriques montrent qu'un électron en mouvement accéléré devrait émettre de l'énergie sous forme d'ondes électromagnétiques. Si l'électron de l'atome était vraiment une charge ponctuelle en rotation autour du noyau, l'atome devrait émettre de la lumière jusqu'à ce que l'électron tombe finalement sur le noyau.

4) L'atome d'hydrogène en mécanique ondulatoire

Le modèle de **Bohr** se révèle insuffisant, il a fallu créer une nouvelle mécanique quantique ou ondulatoire.

a) Dualité onde – corpuscule et relation De Broglie

En 1924, **Louis de Broglie** a suggéré qu'à toute particule en mouvement, y compris les électrons, peut être associée une onde de longueur d'onde λ .

$$\lambda = \frac{h}{m \times v}$$

où :

h : constante de Planck, **h= 6,62×10⁻³⁴ J.s**

m et **v** : masse et vitesse de la particule.

b) Principe d'incertitude d'Heisenberg

Heisenberg énonça son inégalité :

Si une masse **m** est en mouvement avec une vitesse **v**, on ne peut connaître à la fois (au même moment) sa position et sa quantité de mouvement **P**.

Si Δx est l'incertitude sur sa position **x**.

Si ΔP_x est l'incertitude sur sa quantité de mouvement **P_x**.

$$\Delta x \times \Delta P_x \geq \frac{h}{2\pi}$$

$$\Rightarrow \Delta x \times \Delta(m \times v_x) \geq \frac{h}{2\pi}$$

$$\Rightarrow \Delta x \times m \times \Delta v_x \geq \frac{h}{2\pi \times m}$$

$$\Rightarrow \Delta x \times \Delta v_x \geq \frac{h}{2\pi \times m}$$

c) Fonction d'onde et équation Schrödinger

❖ Fonction d'onde

Le modèle ondulatoire de l'atome prend le point de vue de considérer l'électron comme une onde et non pas comme une particule. L'onde électromagnétique associée à un électron est une onde stationnaire.

- L'onde associée à une particule est définie par sa longueur d'onde λ .
- En tout point, la fonction reprend périodiquement la même amplitude. La propagation d'une onde peut être étudiée à partir de la valeur de son amplitude que l'on représentera par une fonction $\psi(M,t)$ définie en tous points M et à tout instant t . $\psi(M,t)$ est la fonction d'onde associée à la particule d'énergie totale E .

$$\psi(M,t) = \psi(M) \cdot \sin(\omega t)$$

Sachant que ω : représente la pulsation, $\omega = 2\pi\nu$ est exprimée en **rad/s**, et ν la fréquence.

❖ Equation Schrödinger

L'équation générale de propagation des phénomènes vibratoires est la conséquence de la relation fondamentale de la dynamique.

Schrödinger postulat que la fonction d'onde $\Psi(x, y, z, t)$ est solution de l'équation différentielle :

$$\frac{-h^2}{8\pi^2 \cdot m} \Delta \Psi + \mathbf{V} \cdot \Psi = \frac{-h}{2\pi i} \frac{\partial \Psi}{\partial t} \quad (5)$$

Δ : opérateur Laplacien, $\Delta = \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2}$

\mathbf{h} : constante de Planck, $\mathbf{h} = 6,62 \times 10^{-34}$ J.s.

\mathbf{V} : Energie potentielle de l'électron.

\mathbf{m} : masse de l'électron, $\mathbf{m} = 9,1 \times 10^{-31}$ Kg.

Cette équation admet des solutions particulières de la forme $\Psi(x, y, z, t) = \Psi(x, y, z) \times \Psi(t)$

Ces fonctions représentent des ondes stationnaires.

En remplaçant dans l'équation (5), on arrivera à une équation indépendante du temps.

$$\Delta\Psi + \frac{8\pi^2 \cdot m}{h^2} (\mathbf{E}-\mathbf{V})\Psi = 0$$

Où :

\mathbf{E} : Energie totale.

\mathbf{V} : Energie potentielle.

d) Résultats de la résolution de l'équation de Schrödinger

Expression de l'équation Schrödinger :

$$\Delta\Psi + \frac{8\pi^2 \cdot m}{h^2} (\mathbf{E}-\mathbf{V})\Psi = 0, \text{ avec } \mathbf{V} = \frac{KZe^2}{r}$$

En coordonnées sphériques $\Delta\Psi$:

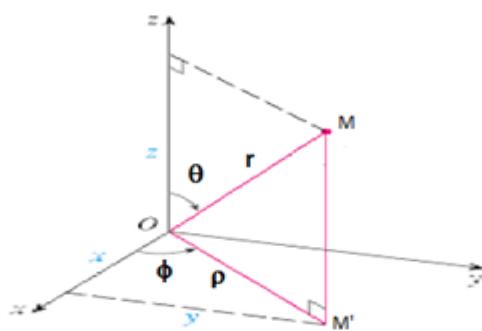


Figure IV.7 : Relations entre coordonnées cartésiennes et coordonnées sphériques.

- ✚ $x = \rho \cos \varphi, \quad 0 \leq r \leq \infty, |\overrightarrow{OM}| = r$
- ✚ $y = \rho \sin \varphi, \quad 0 \leq \varphi \leq 2\pi, |\overrightarrow{OM'}| = \rho$
- ✚ $z = r \cos \theta, \quad 0 \leq \theta \leq \pi$

$$dv = r^2 \sin \theta \, dr \, d\varphi \, d\theta$$

la résolution de l'équation en coordonnées sphériques (r, θ, φ) aura pour solution :

$$\Psi_{n,l,m}(r, \theta, \varphi) = R_{n,l}(r) \times \Theta_{l,m}(\theta) \times \Phi_m(\varphi)$$

Ces fonctions introduisent des nombres entiers qui sont les nombres quantiques (**n, l, m**). Cette fonction $\Psi_{n,l,m}(r, \theta, \varphi)$ est appelée orbitale atomique.

e) Les nombres quantiques et notion d'orbitale atomique

❖ Les nombres quantiques

Le modèle ondulatoire a pu expliquer la distribution des électrons dans l'atome. La position de d'un électron est définie par quatre nombres quantiques (**n, l, m, s**).

1) Nombre quantique principal **n** : il définit le niveau énergétique $n \in \mathbb{N}^*$.

Nombre principal (n)	1	2	3	4	5	6	7
Couche	K	L	M	N	O	P	Q

2) Nombre quantique magnétique **l** : il définit le type de la forme géométrique (O.A) de la trajectoire de l'électron :

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

3) Nombre quantique magnétique **m** : il représente l'orientation de la forme géométrique (O.A) dans l'espace.

$$-l \leq m \leq +l; \quad m \text{ prend } (2l+1) \text{ valeurs}$$

4) Nombre quantique le spin **s** : il représente la rotation de l'électron autour de lui-même ($s = \pm 1/2$)

❖ Notion d'orbitale atomique

La connaissance des fonctions d'ondes permet de représenter la forme géométrique des surfaces orbitales.

- ⊕ **Orbitale s :** définit par $\mathbf{l = 0}$ et $\mathbf{m = 0}$.
- ⊕ **Orbitale p :** définit par $\mathbf{l = 1}$ et \mathbf{m} prend les valeurs $\{-1, 0, +1\}$.
- ⊕ **Orbitale d :** définit par $\mathbf{l = 2}$ et \mathbf{m} prend les valeurs $\{-2, -1, 0, +1, +2\}$.
- ⊕ **Orbitale f :** définit par $\mathbf{l = 3}$ et \mathbf{m} prend les valeurs $\{-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3\}$.

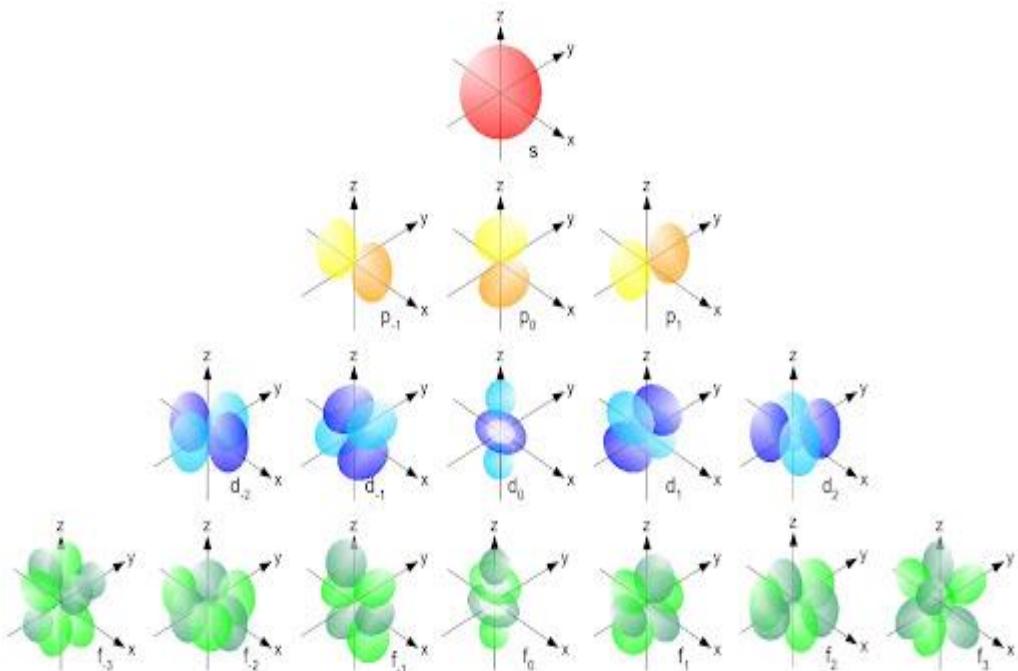
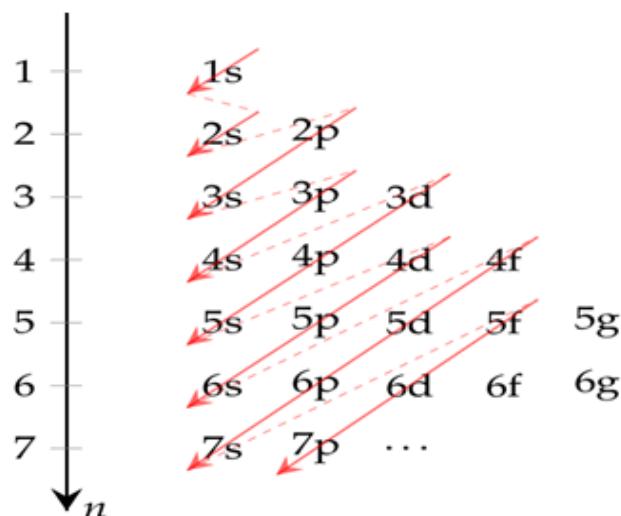


Figure IV.8 : Représentation en coordonnées sphériques des orbitales atomiques **s, p, d, et f**

5) Atomes poly électroniques en mécanique ondulatoire

a) Configuration électronique des éléments : règle de Klechkowsky

La règle de **Klechkowsky** permet de savoir comment se placent les orbitales par ordre croissant d'énergie. $E_{n,l}$ augmente avec $(n + l)$, en cas d'égalité, on prendra n inférieur.

**Figure IV.9 : Règle de Klechkowsky**

b) Exceptions à la règle de Klechkowsky

Il existe des cas de certains éléments qui n'obéissent pas à ces règles de remplissage et présentent des irrégularités.

Certains métaux de transition, ainsi que certains lanthanides et actinides ne respectent pas cet ordre. On alors un transfert entre leur sous – couche **S** (pour les métaux de transition) ou **f** (pour les lanthanides et les actinides) au profit de leur sous – couche **d** ce qui permet à cette dernière d'être remplie (**10 électrons**) ou demi remplie (**5 électrons**).

Exemple

Le cuivre (**29Cu**) a pour configuration électronique : **[Ar] 4S¹3d¹⁰** au lieu de **[Ar] 4S²3d⁹**. La sous – couche **d** se retrouve remplie (**10 électrons**) au détriment de la sous – couche **S**.

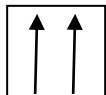
c) Règles de remplissage des orbitales atomiques

- ❖ **Principe de stabilité**

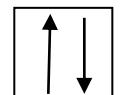
Les électrons occupent à l'état fondamental les niveaux les plus bas, ce qui confère à l'atome une énergie minimale et une stabilité maximale. D'après cette règle, l'énergie des sous – couches augmente en premier lieu avec la valeur (**n + l**), et en cas d'égalité en (**n + l**) avec la valeur de **n**.

❖ **Principe d'exclusion Pauli**

Dans un atome, deux électrons ne peuvent jamais exister dans le même état quantique, si deux électrons occupaient la même case quantique, c'est-à-dire ils ont les mêmes (**n, l, m**), ils diffèrent par leur **s**, l'un possède un **s = +1/2**, et l'autre un **s = -1/2**.



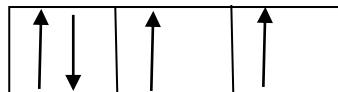
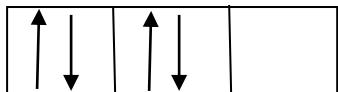
s identique ($s = +1/2$), 2 particules possédant les 4 nombres quantiques identiques



s différents (+1/2, -1/2), 2 particules possédant au moins un nombre quantique différent

❖ **Règle de Hund**

Dans une même case quantique, les électrons tendent à remplir le maximum de cases, avec des spins différents et parallèles.



Remarque

La couche (**K, L, M,**) possèdent **n^2** cases quantiques, et elles sont occupées par un nombre maximum d'électrons égal à **$2n^2$** .

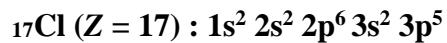
d) Effet Ecran : Approximation de Slater

Les règles de **Slater** sont un ensemble de règles (empiriques) qui servent à évaluer la charge nucléaire effective. Dans un atome à plusieurs électrons, la charge effective perçue par chaque électron es : $Z^* = Z - \sigma$, où **Z** est la charge nucléaire réelle et **σ** représente l'effet écran produit par les électrons plus proches ou aussi proches du noyau.

L'ordre des groupes **1s, 2s 2p, 3s 3p, 3d, 4s 4p, 4d**

Electron	1s	2s 2p	3s 3p	3d	4s 4p	4d
1s	0,30					
2s 2p	0,85	0,35				
3s 3p	1	0,85	0,35			
3d	1	1	1	0,35		
4s 4p	1	1	0,85	0,85	0,35	
4d	1	1	1	1	1	0,35

Exemple

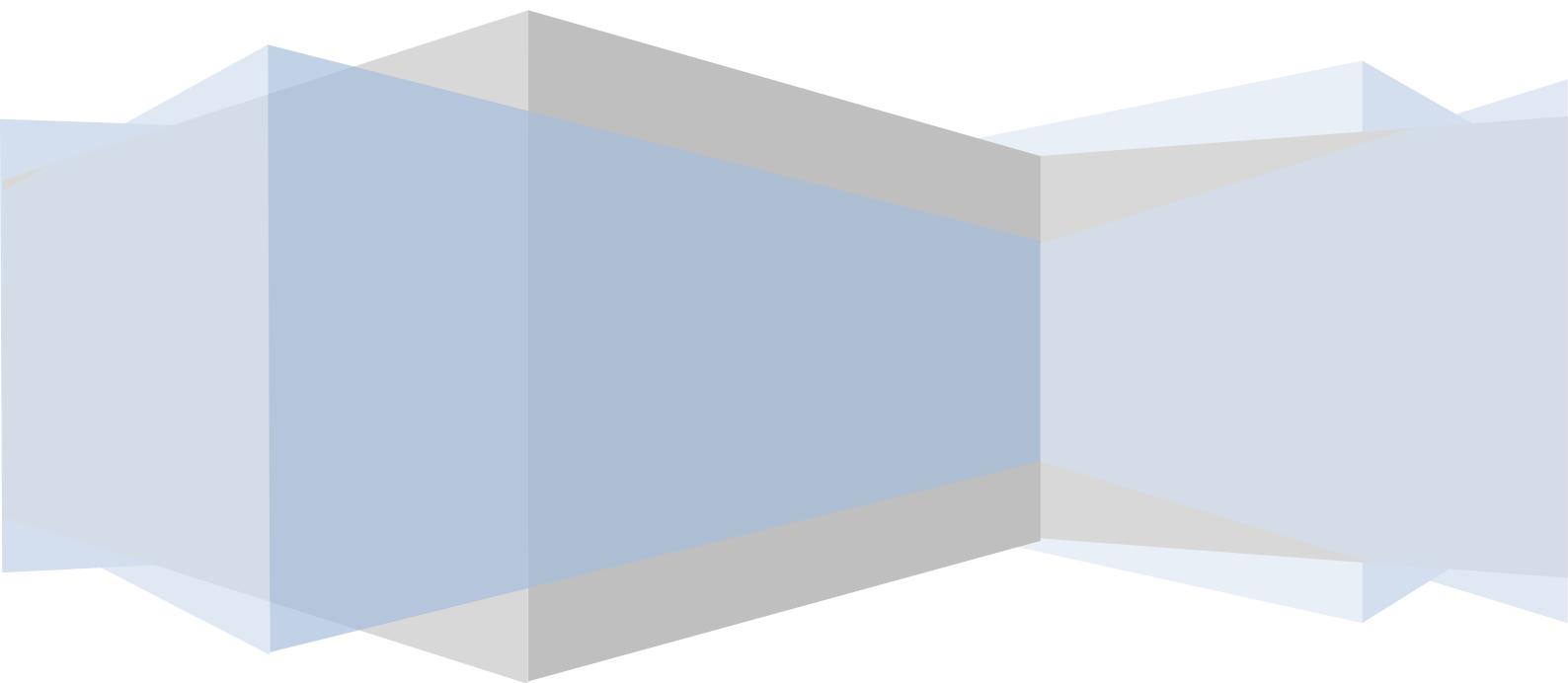


On étudie dans cet exemple un électron de valence (c'est-à-dire appartenant à la dernière couche électronique, ici **3s² 3p⁵**, ainsi la charge effective pour chaque électron de la sous - couche **3s**, ou **3p** sera :

$$Z^* = Z - \sigma \text{ avec } \sigma = 6 \times \sigma_{3s \ 3p} + 8 \times \sigma_{2s \ 2p} + 2 \ \sigma_{1s} = 10,9$$

$$Z^* = 17 - 10,9 = 6,1$$

CHAPITRE V : CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS



1) Classification de D. Mendeleïv

On s'est aperçu depuis longtemps que les éléments ne sont pas tous différents les uns des autres, et qu'il existe des analogies entre les propriétés de certains eux. Les chimistes bont trouvé une manière de représenter ces analogies. En 1869, **Mendeleïv** a pu classer les 66 éléments connus à son époque dans l'ordre croissant de leur masse atomique. La colonne des gaz rares a été ajoutée par **Ramsay** en **1894**.

2) Classification périodique moderne

La classification moderne est fondée sur l'ordre croissant de **Z**, elle est plus complète que celle de **Mendeleïv**. Le tableau moderne est formé de 7 lignes, 18 colonnes ('ou familles chimiques), le tableau contient **118** éléments chimiques. On peut facilement prévoir la position d'un élément connaissant sa configuration électronique (**surtout sa couche externe, sa couche de valence**).

Configuration électronique condensée

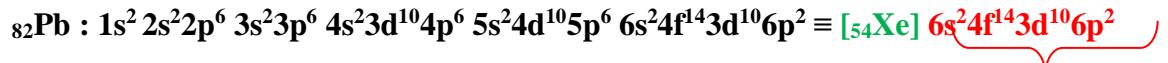
Pour écrire la configuration électronique d'un élément chimique sans avoir à écrire toutes les couches et les sous – couches, on va l'écrire sous forme condensée, en fonction de la configuration électronique du gaz rare qui le précède :

[Configuration gaz rare] + Couche externe

Gaz rare	Intervalle de Z
${}_2\text{He}$	$2 < Z \leq 10$
${}_{10}\text{Ne}$	$10 < Z \leq 18$
${}_{18}\text{Ar}$	$18 < Z \leq 36$
${}_{36}\text{Kr}$	$36 < Z \leq 54$
${}_{54}\text{Xe}$	$54 < Z \leq 86$
${}_{86}\text{Rn}$	$Z > 86$

Exemple :





Couche de valence

3) Le tableau périodique est réparti en :

a. Ligne (période)

La ligne ou la période correspond à la couche de valence identifiée par son nombre quantique. Il y'a sept couches électroniques connues à l'état fondamental. Donc **7 périodes** dans le tableau périodique, numérotées de **1 à 7**. La période peut contenir **2** ou **8** ou **18** ou **32** éléments.

Exemple :



b. Colonne (groupe chimique)

C'est l'ensemble des éléments chimiques (appartenant à la même colonne) et qui ont des propriétés chimiques analogues, car ils ont le même nombre d'électrons de valence, qui sont seuls responsables de la formation des liaisons chimiques.

Exemple :



c. Sous – groupes A et B

Les huit familles (colonnes) sont dites principales, numérotées de **I à VIII**, et représentées par deux sous – groupes **A** et **B**.

❖ Sous – groupe A

Un élément appartient au sous – groupe **A**, si ses électrons de valence sont répartis dans la sous – couche (**ns**) ou (**ns² np**).

CHAPITRE V : CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

Groupe	I _A	II _A	III _A	IV _A	V _A	VI _A	VII _A	VIII _A
Couche de valence	ns ¹	ns ²	ns ² np ¹	ns ² np ²	ns ² np ³	ns ² np ⁴	ns ² np ⁵	ns ² np ⁶
Nombre d'électrons de valence	1	2	3	4	5	6	7	8

❖ Sous – groupe B

Familles situées entre II_A et III_A, représentées par le bloc d. Un élément appartient au sous – groupe B, si ses électrons de valence sont répartis sur la couche ns (n-1)d.

Groupe	I _B	II _B	III _B	IV _B	V _B	VI _B	VII _B	VIII _B
Couche de valence	ns ¹	ns ²	ns ²	ns ²	ns ²	ns ²	ns ²	ns ²
	(n-1)d ¹⁰	(n-1)d ¹⁰	(n-1)d ¹	(n-1)d ²	(n-1)d ³	(n-1)d ⁴	(n-1)d ⁵	(n-1)d ⁶
Nombre d'électrons de valence	1	2	3	4	5	6	7	8

d. Blocs (s, p d, et f)

Le tableau est formé de quatre blocs s, p, d, et f. Selon le remplissage de la dernière sous – couche, on détermine le bloc.

Bloc s

1 H 1.008	4 Be 9.0122
3 Li 6.94	4 Be
11 Na 22.989	12 Mg 24.305
19 K 39.09	20 Ca 40.078
37 Rb 85.46	38 Sr 87.62
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33
87 Fr 220.02	88 Ra 226.02

Bloc p

2 He 4.0029	5 B 10.81	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.195
	11 Al 26.982	12 Si 28.996	13 P 30.974	14 S 32.08	15 Cl 35.45	16 Ar 39.949
	17 Ga 69.721	18 Ge 71.93	19 As 74.822	20 Se 78.08	21 Br 79.94	22 Kr 83.794
	23 In 114.82	24 Sn 118.71	25 Sb 121.76	26 Te 127.85	27 I 136.85	28 Xe 131.24
	29 Tl 204.98	30 Pb 207.2	31 Bi 208.99	32 Po 209.99	33 At 210.00	34 Rn 222.02
	35 Uut 224.12	36 Fl 226.18	37 Uup 228.75	38 Lv 229.76	39 Uus 234.95	40 Uuo 234.95

Bloc d

21 Sc 44.96	22 Ti 47.937	23 V 50.942	24 Cr 51.946	25 Mn 54.938	26 Fe 55.945	27 Co 58.943	28 Ni 59.945	29 Cu 63.945	30 Zn 65.94
39 Y 88.906	40 Zr 89.924	41 Nb 92.908	42 Mo 95.90	43 Tc 97.91	44 Ru 101.97	45 Rh 102.91	46 Pd 108.92	47 Ag 107.97	48 Cd 112.41
71 Lu 174.97	72 Hf 176.49	73 Ta 180.98	74 W 183.94	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59
103 Lr 232.11	104 Rf 235.12	105 Db 238.10	106 Sg 239.10	107 Bh 237.10	108 Hs 238.10	109 Mt 238.10	110 Ds 238.10	111 Rg 238.10	112 Cn 238.10

Bloc f

58 La 138.91	59 Ce 140.12	60 Pr 140.91	61 Nd 144.24	62 Pm 144.93	63 Sm 150.36	64 Eu 151.96	65 Gd 157.93	66 Tb 158.93	67 Dy 162.59	68 Ho 164.93	69 Er 167.29	70 Tm 168.93	71 Yb 173.02
89 Ac (227.05)	90 Th (223.04)	91 Pa (231.04)	92 U (238.03)	93 Np (237.03)	94 Pu (244.03)	95 Am (243.03)	96 Cm (247.03)	97 Bk (247.03)	98 Cf (251.03)	99 Es (252.03)	100 Fm (258.03)	101 Md (259.03)	102 No (259.03)

Les différents blocs de la classification périodique

e. Familles

Métaux alcalins

- Famille **I_A**, bloc **s**.
- Configuration extérieure **ns¹**, famille du **₃Li**.
- Monovalent, il a tendance à former des ions **M⁺**.

Métaux alcalino – terreux

- Famille **II_A**, bloc **s**.
- Configuration extérieure **ns²**, famille de **₄B**.
- Bivalent, il a tendance à former des ions **M⁺²**.

Métaux de transition

Selon la définition de l'**IUPAC**, un métal de transition est un élément chimique dont les atomes ont une sous – couche **d** incomplète, ou qui peuvent former des cations dont la sous – couche **d** est incomplète.

Chalcogènes

- Famille **VI_A**, bloc **p**.
- Configuration extérieure **ns²np⁴**, famille de **₈O**.
- Il a tendance à former des ions **X²⁻**.

Halogènes

- Famille **VII_A**, bloc **p**.
- Configuration extérieure **ns²np⁵**, famille de **₉F**.
- Il a tendance à former des ions **X⁻**.

Gaz rares

- Famille **VIII_A**, bloc **p**.
- Configuration extérieure **ns²np⁶**, famille de **₂He**.
- **₂He** appartient au bloc **s**, mais se range avec les gaz rares.

Terres rares (Actinides et Lanthanides)

Se sont les éléments du bloc **f**, ils se trouvent généralement sous forme d'oxydes.

- ✓ **Lanthanides** : de numéro atomique allant de **57 à 71**.
- ✓ **Actinides** : de numéro atomique allant de **89 à 103**.

Les métaux et les non – métaux

En fonction de leurs caractéristiques physiques et chimiques, il y'a eu une première division des éléments en métaux et non – métaux.

Métaux	Non – métaux
Ils sont brillants, ils ont un éclat métallique	Ils ont un aspect terne sans éclat, ils ont un éclat vitreux
Ils sont solides à la température ambiante, à l'exception du mercure qui est liquide	Ils sont gazeux, liquides, ou solides
Ils ont une masse volumique élevée	Ils ont une masse volumique faible
Ils sont tous de bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité	Ils sont mauvais conducteurs de la chaleur et de l'électricité
Ils sont durs, tenaces, ductiles, et malléables	Ils ne possèdent pas des propriétés mécaniques remarquables

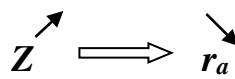
4) Evolution et périodicité des propriétés physico – chimiques des éléments

4.1 – Le rayon atomique (r_a)

Il représente le rayon de l'atome, en d'autres termes, le rayon de la sphère que forme l'atome, plus le rayon atomique r_a est grand plus le volume est grand. Dans un métal, le rayon atomique est la moitié de la distance qui sépare deux atomes adjacents, pour une molécule diatomique, le rayon atomique r_a est la moitié de la longueur de la liaison.

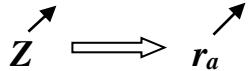
- **Dans une même période :** lorsqu'on avance de gauche à droite sur une même ligne (période) du tableau périodique, on ajoute des électrons sur la même couche. Comme la charge nucléaire effective croît, les électrons subissent une attraction de plus en plus grande, les atomes deviennent de plus en plus compacts et de ce fait le rayon atomique diminue. Le rayon atomique augmente de droite à gauche dans le tableau périodique.

Dans une même période :



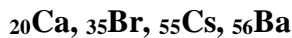
- Dans une même colonne :** En descendant dans une colonne de haut en bas, le nombre d'électrons périphériques augmente parce que le nombre de couches augmente et par conséquent le rayon atomique augmente. Le rayon atomique augmente de haut en bas dans le tableau périodique.

Dans une même colonne :



Exemple

Classer par ordre décroissant, les rayons atomiques r_a du groupe suivant :



Solution

${}_{20}\text{Ca}$: [18Ar] **4s²** ∈ **période 4, sous – groupe II_A**

${}_{35}\text{Br}$: [18Ar] **4s² 3d¹⁰4p⁵** ∈ **période 4, sous – groupe VII_A**

${}_{55}\text{Cs}$: [54Xe] **6s¹** ∈ **période 6, sous – groupe I_A**

${}_{56}\text{Ba}$: [54Xe] **6s²** ∈ **période 6, sous – groupe II_A**

Dans la même période :

- ✓ **Période 4** : $r_a ({}_{20}\text{Ca}) > r_a ({}_{35}\text{Br})$
- ✓ **Période 6** : $r_a ({}_{55}\text{Cs}) > r_a ({}_{56}\text{Ba})$

Dans la même colonne :

- ✓ **Colonne II_A** : $r_a ({}_{56}\text{Ba}) > r_a ({}_{20}\text{Ca})$

D'où on aura : $r_a ({}_{55}\text{Cs}) > r_a ({}_{56}\text{Ba}) > r_a ({}_{20}\text{Ca}) > r_a ({}_{35}\text{Br})$

4.2 – Le rayon ionique

Le rayon ionique peut être défini comme la taille du rayon d'un ion monoatomique d'un atome, du noyau à l'électron de valence.

Le cation (ion positif) a des électrons en moins par rapport à son élément respectif. La perte d'un électron s'accompagne d'une diminution de l'effet écran, le noyau attire plus

intensément les électrons restants que dans l'élément correspondant. Un cation a un rayon plus petit que l'atome dont il prévient.

$$r (\text{cation}) < r (\text{atome})$$

Exemple

$$r (\text{Mg}_{12}) > r (\text{Mg}^{2+})$$

L'anion (ion négatif) résultant du gain d'électrons à partir de l'atome, il a des électrons en plus par rapport à son élément respectif. Le gain d'un électron entraîne une augmentation de l'effet écran et donc une diminution de l'attraction des électrons périphériques par le noyau. Un anion est donc plus volumineux que l'atome de son élément respectif.

$$r (\text{atome}) < r (\text{anion})$$

Exemple

$$r (\text{Cl}_{17}) > r (\text{Cl}^-)$$

4.3 – Energie d'ionisation (E_i)

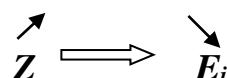
C'est l'énergie qu'il faut fournir à un atome (ou un ion) pour lui arracher un électron dans son état fondamental et à l'état gazeux. Ce terme ne concerne que la formation de cations.

Dans une même période, E_i varie dans le sens inverse du rayon atomique. De haut en bas dans une même colonne, le nombre de couches augmente, les électrons de valence sont de plus en plus éloignés du noyau, l'attraction noyau/électron diminue, l'électron externe à expulser est plus facile à arracher. L'énergie de première ionisation diminue de haut en bas dans un groupe.

Dans une même période :



Dans une même colonne :



Exemple

Classer par ordre croissant, les énergies d'ionisation E_i du groupe suivant :



Solution

$_{20}\text{Ca} : [18\text{Ar}] \text{4s}^2$ ∈ période 4, sous – groupe **II_A**

$_{35}\text{Br} : [18\text{Ar}] \text{4s}^2 \text{3d}^{10} \text{4p}^5$ ∈ période 4, sous – groupe **VII_A**

$_{55}\text{Cs} : [54\text{Xe}] \text{6s}^1$ ∈ période 6, sous – groupe **I_A**

$_{56}\text{Ba} : [54\text{Xe}] \text{6s}^2$ ∈ période 6, sous – groupe **II_A**

Dans la même période :

- ✓ **Période 4 :** $E_i ({}_{20}\text{Ca}) < E_i ({}_{35}\text{Br})$
- ✓ **Période 6 :** $E_i ({}_{55}\text{Cs}) < E_i ({}_{56}\text{Ba})$

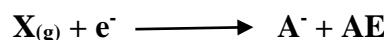
Dans la même colonne :

- ✓ **Colonne II_A :** $E_i ({}_{56}\text{Ba}) < E_i ({}_{20}\text{Ca})$

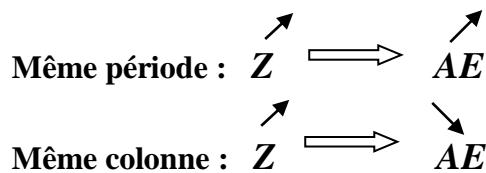
D'où on aura : $E_i ({}_{55}\text{Cs}) < E_i ({}_{56}\text{Ba}) < E_i ({}_{20}\text{Ca}) < E_i ({}_{35}\text{Br})$

4.4 – Affinité électronique (AE)

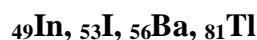
C'est le phénomène inverse de l'ionisation. L'affinité électronique d'un atome **X** est l'énergie dégagée lorsque cet atome gazeux capte un électron.



Dans une même période, l'affinité électronique **AE** augmente lorsque **Z** augmente. Dans une même colonne, l'affinité électronique diminue quand **Z** augmente.

**Exemple**

Classer par ordre croissant, les affinités électroniques **AE** du groupe suivant :



Solution

$_{49}\text{In}$: [36Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^1$ ∈ période 5, sous – groupe III_A

$_{53}\text{I}$: [36Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^5$ ∈ période 5, sous – groupe VII_A

$_{56}\text{Ba}$: [54Xe] $6s^2$ ∈ période 6, sous – groupe II_A

$_{81}\text{Tl}$: [54Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$ ∈ période 6, sous – groupe III_A

Dans la même période :

- ✓ Période 5 : $AE(49\text{In}) < AE(53\text{I})$
- ✓ Période 6 : $AE(56\text{Ba}) < AE(81\text{Tl})$

Dans la même colonne :

- ✓ Colonne III_A : $AE(81\text{Tl}) < AE(49\text{In})$

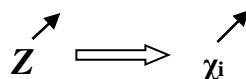
D'où on aura : $AE(56\text{Ba}) < AE(81\text{Tl}) < AE(49\text{In}) < AE(53\text{I})$

4.5 – L'électronégativité (χ_i)

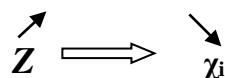
C'est le pouvoir d'attirer un électron par un élément. Un élément qui perd facilement un ou plusieurs électrons est dit électronégatif. L'électronégativité est une grandeur sans dimensions qui traduit la capacité d'un élément à attirer les électrons dans un doublet de liaison, un élément attracteur est dit électronégatif et possède une valeur χ_i élevée. Un effet donneur est électropositif et la valeur de χ_i est faible.

L'électronégativité varie dans le même sens que l'énergie d'ionisation c'est-à-dire :

- ✓ Dans une même période : Z augmente alors l'électronégativité χ_i augmente.

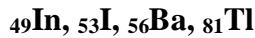


- ✓ Dans une même colonne : Z augmente alors l'électronégativité χ_i diminue.



Exemple

Classer par ordre croissant, les valeurs d'électronégativité χ_i du groupe suivant :

**Solution**

^{49}In : [36Kr] **5s² 4d¹⁰ 5p¹** ∈ période 5, sous – groupe III_A

^{53}I : [36Kr] **5s² 4d¹⁰ 5p⁵** ∈ période 5, sous – groupe VII_A

^{56}Ba : [54Xe] **6s²** ∈ période 6, sous – groupe II_A

^{81}Tl : [54Xe] **6s² 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6p¹** ∈ période 6, sous – groupe III_A

Dans la même période :

- ✓ **Période 5** : $\chi_i(^{49}\text{In}) < \chi_i(^{53}\text{I})$
- ✓ **Période 6** : $\chi_i(^{56}\text{Ba}) < \chi_i(^{81}\text{Tl})$

Dans la même colonne :

- ✓ **Colonne III_A** : $\chi_i(^{81}\text{Tl}) < \chi_i(^{49}\text{In})$

D'où on aura : $\chi_i(^{56}\text{Ba}) < \chi_i(^{81}\text{Tl}) < \chi_i(^{49}\text{In}) < \chi_i(^{53}\text{I})$

Il existe plusieurs définitions de l'électronégativité, ce qui conduit à construire plusieurs échelles :

a) **Echelle de Mulliken**

Cette échelle se base sur les valeurs de l'énergie d'ionisation et de l'affinité électronique. L'électronégativité χ_M , dans cette échelle est alors définie comme le produit de la moyenne de ces deux grandeurs avec le coefficient $\alpha = 0,317 \text{ e.V}^{-1}$.

$$\chi_M = 0,317 \times \frac{AE + E_i}{2}$$

AE : affinité électronique.

E_i : énergie d'ionisation.

b) Echelle de pauling

Cette énergie s'appuie sur les valeurs des énergies de liaisons simples. Dans une molécule de type **AB**, l'énergie de liaison **E_{AB}** n'est pas la moyenne des énergies de liaison de molécules **E_{AA}** et **E_{BB}** respectivement. La différence d'électronégativité entre ces deux atomes a pour expression :

$$\Delta\chi_{AB} = 0,102 [E_{AB} - (E_{AA} * E_{BB})^{1/2}]^{1/2}$$

Où :

E_{AB}, **E_{AA}**, et **E_{BB}** sont les énergies de liaison des molécules diatomiques **A – B**, **A – A**, **B – B**. Le coefficient **0,102** provient de l'unité utilisée pour les valeurs d'énergies (initialement en eV) qui doivent dans cette formule être exprimée en **Kj.mol⁻¹**.

Cette définition ne donne que la différence entre les électronégativités. C'est une échelle relative, il faut utiliser un atome de référence.

$$0,7 < \chi_P < 4$$

$$\chi_i(\text{Francium}) = 0,7 ; \chi_i(\text{Fluor}) = 4,00$$

c) Echelle d'Alfred et Rochow

Cette échelle est basée sur l'attraction effective que subissent les électrons périphériques de l'atome. Elle fait appel aux charges effectives **Z*** de la couche externe.

$$\chi = \frac{Z^*}{r_{cov}^2} \times e^2$$

Z* : la charge effective du noyau.

r_{cov} : le rayon covalent de l'atome.

e : charge élémentaire.

- 5) Calcul des rayons, les énergies d'ionisation successives, affinité électronique et l'électronégativité (échelle de Mulliken) par les règles de Slater
- a. Calcul des rayons

Dans les atomes polyélectroniques, il y'a un facteur qui a une grande influence sur les propriétés périodiques des atomes : ce sont les électrons de cœur qui se placent entre le noyau et l'électron de valence. Ces électrons font un écran entre cet électron de valence et le noyau, ce qui réduit les forces d'attraction exercées entre ces deux derniers. Ce cas d'atomes polyélectroniques était étudié par **Slater**

Approche de slater

Dans les atomes polyélectroniques, la charge du noyau est écrantée par les électrons de cœur. Par conséquent, le noyau vu par l'électron de valence ne possède plus sa charge réelle **Z**, mais une charge effective **Z***. Cette nouvelle charge **Z*** dépend du nombre d'électrons et de leur position dans l'atome.

$$Z^* = Z - \sum \sigma_{ij}$$

σ_{ij} : constante d'écran.

Le calcul du rayon dans l'approximation de **Slater** est donné par la formule suivante :

$$\mathbf{R} = \mathbf{r}_0 \times \frac{n^2}{Z^*}$$

Avec **r₀ = 0,53 Å**, le rayon de l'atome de **Bohr**.

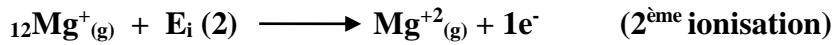
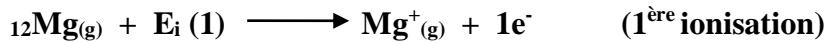
n : le nombre quantique principal.

Z* : la charge effective du noyau ressentie par les électrons.

b. Calcul des énergies d'ionisation successives

C'est l'énergie qu'il faut fournir pour arracher un ou plusieurs électrons à un atome à l'état gazeux. Elle est toujours positive. Cette énergie est calculée en **Kj/mol**.

Exemple



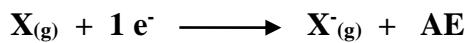
Selon la règle de **Slater**

$$E_i = E(X^+) - E(X) = [-13,6 \times \frac{(Z^{*2}(X^+))}{n^2(X^+)})] - [-13,6 \times \frac{(Z^{*2}(X))}{n^2(X)})]$$

Il suffira donc de calculer Z effectif (Z^*) de l'atome et de son cation pour avoir l'énergie d'ionisation.

c. Calcul de l'affinité électronique

Lorsqu'un atome gazeux capte un électron pour former un anion, l'énergie libérée est appelée affinité électronique (AE) exprimée en **Kj/mol**.



De même le calcul de l'affinité électronique revient au calcul de Z effectif (Z^*).

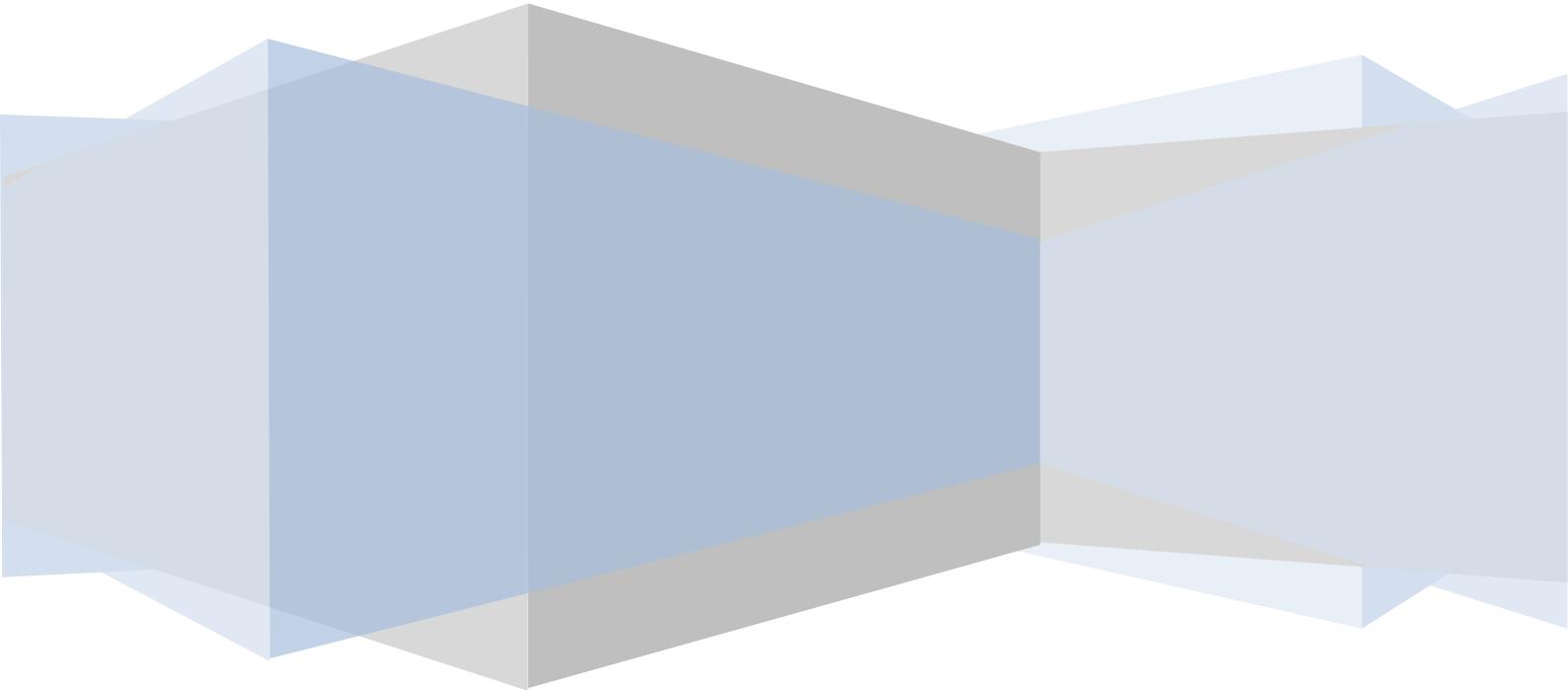
$$AE = E(X) - E(X^-) = [-13,6 \times \frac{(Z^{*2}(X))}{n^2(X)})] - [-13,6 \times \frac{(Z^{*2}(X^-))}{n^2(X^-)})]$$

d. Calcul de l'électronégativité

L'énergie d'ionisation et l'affinité électronique sont deux notions qui peuvent être rassemblées dans le concept d'électronégativité. Sur ce principe, **Milliken** l'exprime en fonction de ces deux grandeurs AE et E_i .

$$\chi_M = 0,317 \times \frac{AE + E_i}{2}$$

CHAPITRE VI : LIAISONS CHIMIQUES



1) La liaison covalente dans la théorie de Lewis

a) Couche de valence

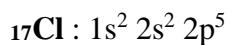
La couche de valence (ou couche périphérique) d'un atome est la dernière couche électronique partiellement ou complètement remplie. Elle est caractérisée par le nombre quantique principal **n** le plus élevé. Ce sont les électrons de la couche de valence appelés « **électrons de valence** » qui interviennent dans les liaisons chimiques.

La configuration électronique d'un élément est donnée habituellement de façon condensée en ne faisant apparaître de façon explicite que les électrons de la couche de valence. Les électrons de cœur, qui appartiennent aux couches pleines de nombre quantique principal inférieur, sont représentés par la configuration du gaz noble correspondant.

Règle de l'octet

Le mot **octet** signifie **8**. Les atomes avec un nombre atomique **Z ≥ 6** tendent à se combiner de façon à avoir 8 électrons dans leur couche de valence pour ressembler à un gaz rare et aussi acquérir une grande stabilité.

Exemple



Chaque atome de Chlore est entouré par **8 électrons**. Règle de l'octet respectée.

b) Les différents types de liaisons

❖ La liaison covalente

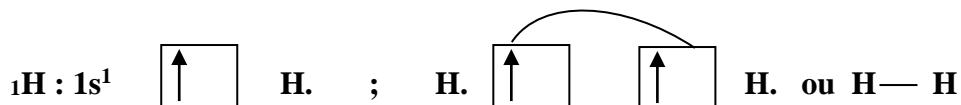
Les liaisons covalentes s'établissent entre atomes non ionisés et d'électronégativité semblables. Ces liaisons ne s'interprètent qu'en mécanique quantique :

Des électrons périphériques (électrons de valence) sont mis en commun et forment une ou plusieurs paires d'électrons. Les deux électrons qui forment la liaison se trouvent à mi – distance de chaque noyau atomique.



Exemple

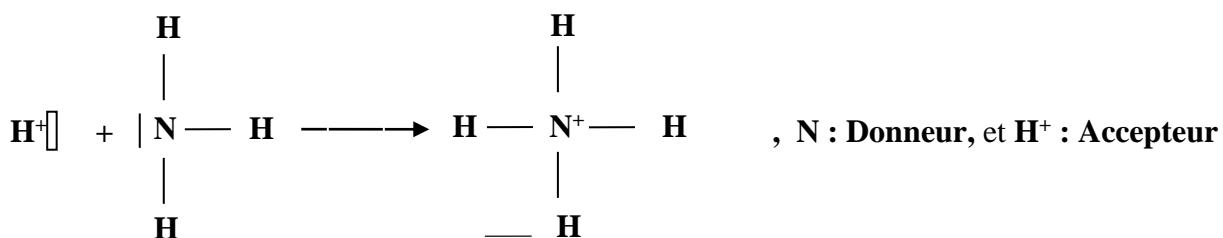
Formation de la liaison covalente au sein de la molécule H_2



❖ **La liaison dative**

Si le doublet appartient initialement à un seul donneur, la liaison covalente est alors appelée liaison dative (de coordination). Elle se forme entre une espèce chimique possédant une lacune (case vide) et une espèce possédant un doublet électronique.

Exemple : NH_4^+



❖ **La liaison ionique et la liaison polarisée**

Lorsque l'un des atomes de la liaison exerce une attraction plus importante sur la paire d'électrons partagée, la zone dans laquelle ils évoluent est plus proche de ce dernier. Statistiquement parlant les électrons ont alors une probabilité plus élevée de se trouver à proximité de l'atome le plus «influent» que de son partenaire. L'influence des atomes sur le doublet liant est traduite par une grandeur appelée **électronégativité**. Plus cette valeur est élevée, plus l'attraction est forte. On considère en générale qu'une différence d'électronégativité comprise entre **0,4** et **1,7** est associée à une liaison polarisée. Par conséquent, il y'a apparition d'une charge partielle négative δ^- sur l'atome le plus électronégatif et une charge partielle positive notée δ^+ sur l'atome le moins électronégatif.

$$\mathbf{A}^{\delta^-}—\mathbf{B}^{\delta^+} \quad \text{Avec} \quad \chi_i(\mathbf{A}) > \chi_i(\mathbf{B})$$

Et lorsque la différence d'électronégativité entre les atomes est très importante ($\Delta\chi_i > 2$), les électrons de la liaison se trouvent attirés par l'atome le plus électronégatif et la liaison est dite

du type ionique. Il y'a transfert de l'électron de l'élément le moins au plus électronégatif et formation de deux ions.

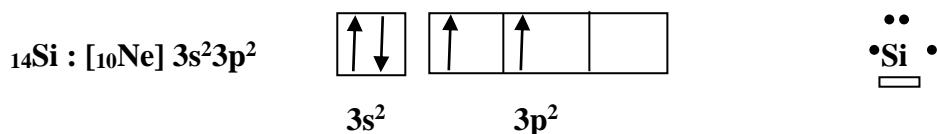
Exemple :



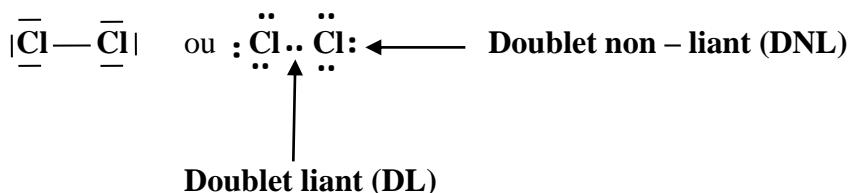
c) Diagramme de Lewis des molécules et des ions moléculaires

Les propriétés chimiques d'un atome dépendent de sa couche électronique externe (couche de valence). La formule de **Lewis** d'un atome représente cette couche. Elle consiste à matérialiser les électrons de la couche de valence par des points disposés autour du symbole de l'élément et la case vide par un rectangle.

Exemple :



Le schéma de Lewis permet de représenter la liaison en visualisant la répartition des électrons de valence des atomes au sein des molécules neutres et des ions. Les paires d'électrons partagées (doublets liants) et les doublets non – liants sont désignés par des tirets (-) ou par deux points (..)

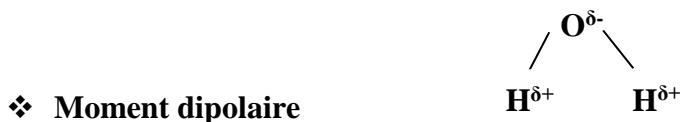


2) La liaison covalente polarisée, moment dipolaire et caractère ionique partiel de la liaison

❖ La liaison covalente polarisée

Les liaisons covalentes ou ioniques sont des cas limites. Il existe tous les intermédiaires, pour lesquels on parle de liaison ion – covalente, c'est-à-dire partiellement ionique et partiellement covalente. Elle se produit lors de l'union d'un élément électronégatif avec un élément d'électronégativité inférieure. En principe donc, lorsque la liaison se forme entre deux atomes différents, elle est toujours à un certain degré partiellement ionique. On peut prendre comme exemple, la molécule **H₂O** du fait de la forte électronégativité de l'oxygène, les électrons des liaisons **O-H** sont attirés par l'atome d'oxygène. Ces liaisons covalentes sont donc polarisées

(c'est-à-dire partiellement ioniques), il apparaît une petite charge $\delta+$ sur **H** et une petite charge négative $\delta-$ sur **O**.



Dans une molécule hétéro-nucléaire **AB**, où **B** est plus électronégatif que **A**, les électrons mis en commun sont plus proches de **B** que de **A** : on dit que la molécule est polaire ou qu'elle possède un moment dipolaire (μ_{AB}).

Il est habituellement représenté par une flèche orientée conventionnellement du centre des charges positives vers le centre des charges négatives.

Exemple



$$\mu(\text{HCl}) = q \cdot d = \delta \cdot e \cdot d$$

Où :

μ : moment dipolaire électrique exprimé en (**C.m**) ou **Debye (D)**, **1D = $3,33 \times 10^{-30}$ C.m**

δ : Charge partielle exprimée en Coulomb (**C**) avec **$0 < \delta \leq 1$** .

d: Distance séparant les deux noyaux exprimée en mètre (**m**).

e : charge de l'électron égale à **$1,6 \times 10^{-19}$ C**.

Dans une molécule polyatomique, le moment dipolaire totale $\vec{\mu}_{\text{total}}$ est la somme vectorielle des moments dipolaires des liaisons constituant la molécule, c'est-à-dire c'est la résultante des vecteurs des moments dipolaires de chacune des liaisons, et qui est représenté par la formule suivante : $\mu_{\text{total}} = \mu_i \cos \frac{\alpha}{2}$

Exemple

Le moment dipolaire expérimental de la molécule dioxyde de soufre **SO₂** est **$5,39 \times 10^{-30}$ C.m**, la longueur de la liaison est de **1,431 Å** et l'angle **α** de la liaison est de **119°**. Calculer le moment dipolaire **μ (SO)**.

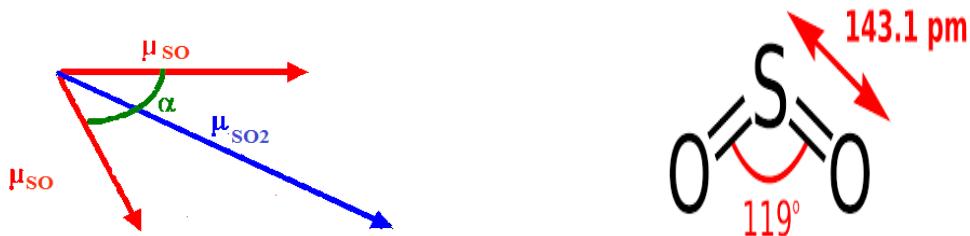


Figure VI.1. Moment dipolaire de la molécule de dioxyde de soufre.

$$\cos \frac{\alpha}{2} = \frac{\mu_{SO_2}}{2\mu_{SO}} \Rightarrow \mu_{SO} = \frac{\mu_{SO_2}}{2\cos \frac{\alpha}{2}}$$

$$\mu_{SO} = 5,3 \times 10^{-30} \text{ C.m}$$

❖ Caractère ionique partiel de la liaison

Le caractère ionique partiel (**CI %**) d'une liaison est représenté par le pourcentage de caractère ionique partiel (**CI %**) qui mesure le pourcentage d'ionicité d'une liaison (à quel pourcentage cette liaison est elle ionique), c'est le rapport entre le moment dipolaire expérimental de la liaison et le moment dipolaire théorique de la liaison correspondante (dans le moment dipolaire théorique, la liaison est purement ionique).

$$CI \% = \frac{\mu_{exp}}{\mu_{théo}} \times 100\%$$

Avec :

$$\mu_{exp} = \delta \cdot e \cdot d \quad ; \quad \mu_{théo} = e \cdot d$$

$$CI \% = \frac{\delta \cdot e \cdot d}{e \cdot d} \times 100\% = \delta \times 100\%$$

Exemple

On considère le Bromure d'hydrogène **HBr**, le moment dipolaire expérimental de cette molécule est de **0,79 D** et sa longueur de liaison est de **1,42 Å**. Calculer le caractère ionique de la liaison **HBr**. S'agit il d'une liaison covalente apolaire, covalente polaire ou ionique.

Solution

$$\text{CI \%} = \frac{\mu_{\text{exp}}}{\mu_{\text{théo}}} \times 100\% = \text{CI \%} = \frac{0,79 \times 3,33 \times 10^{-30}}{1,6 \times 10^{-19} \times 1,42 \times 10^{-10}} \times 100\%$$

$$\text{CI \%} = 11\% \Rightarrow \delta = 0.11 < 1$$

La liaison est covalente polarisée.

3) Géométrie des molécules : théorie de Gillespie ou VSEPR

La méthode **VSEPR** (**Valence Shell Electron Pair Repulsion**) est fondée sur un certain nombre suppositions, notamment concernant la nature des liaisons entre atomes.

- Les atomes dans une molécule sont liés par des paires d'électrons.
- Deux atomes peuvent être liés par plus d'une paire d'électrons. On parle alors de liaisons multiples.
- Certains atomes peuvent aussi posséder des paires d'électrons qui ne sont pas impliqués dans une liaison, on parle de doublets non – liants.
- Les doublets non – liants occupent plus de place que les doublets liants.
- Une liaison multiple se comporte différemment d'une liaison simple, mais la théorie la considérera comme un domaine électronique unique. Les liaisons multiples sont plus volumineuses que les liaisons simples.

Triple liaison > Doublet non – liant > Double liaison > Liaison simple

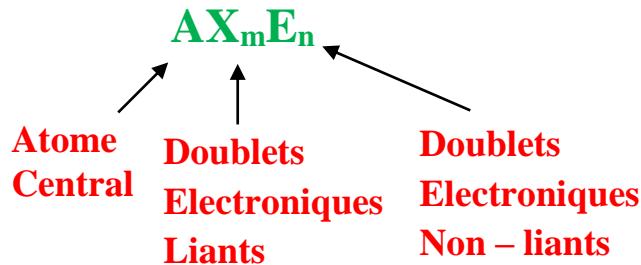
A partir de la structure de **Lewis** d'une molécule, on détermine :

- Le nombre de doublets liants, c'est-à-dire le nombre de paires d'électrons liant l'atome central **A** aux autres atomes **X** de la molécule, sera noté **m**.
- Les doublets non – liants, c'est-à-dire les paires d'électrons appartenant à l'atome central **A** et n'étant pas impliqués dans les liaisons seront notés **E**. Le nombre de doublets non – liants seront notés **n**.

Remarque

En ce qui concerne la géométrie de la molécule, une liaison multiple est assimilable à une liaison simple, c'est-à-dire que **m** est plus tout simplement égal aux nombre d'atomes liés à **A**.

La formule du composé est donc :



4) La liaison chimique dans le modèle quantique

4. 1) Théorie des orbitales moléculaires (Méthode LCAO)

La méthode **LCAO** (**Linear Combinaison of Atomic orbitals**) consiste à considérer que la fonction d'onde moléculaire est une combinaison linéaire des orbitales atomiques.

En général, la combinaison des orbitales atomiques obéit aux critères suivants :

- Seules les orbitales atomiques de symétrie comparable et dont les énergies sont voisines peuvent se combiner.
- Le nombre d'orbitales moléculaires formées est le même que celui des orbitales atomiques combinées.
- Chaque orbitale se caractérise par une énergie bien définie.

a) Formation et nature des liaisons

❖ Recouvrement axial : Liaison σ

Lorsque le recouvrement des orbitales atomiques fait selon l'axe des noyaux, ce recouvrement est dit recouvrement axial de type σ (**sigma**) (recouvrement entre s – s ; s – p ; p – p).

❖ Recouvrement latéral π

Lorsque le recouvrement des orbitales atomiques (**OA**) s'effectue latéralement, ce recouvrement est dit recouvrement latéral du type π (**pi**) (recouvrement entre p – p). Les liaisons σ et π sont deux types de liaisons différentes. En général, les liaisons du type σ sont plus fortes que les liaisons du type π , car elles correspondent à un meilleur recouvrement.

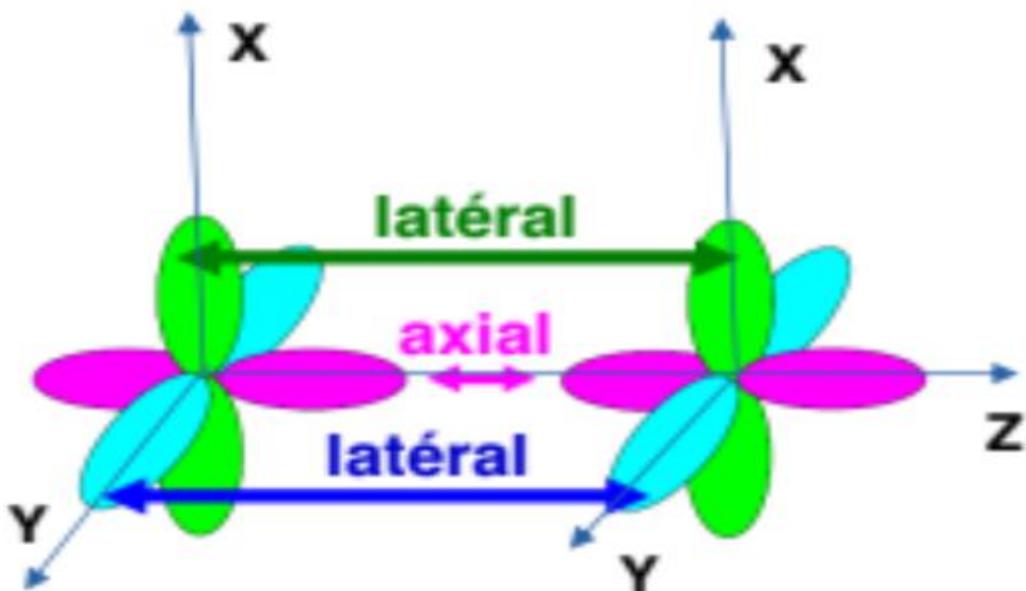


Figure VI.2. Recouvrement axial et latéral entre les orbitales atomiques (OA)

b) 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'orbital 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.

En définitive en se recouvrant, les 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. On admet que la déstabilisation de l'orbitale anti – liante est supérieure à la stabilisation de l'orbitale liante.

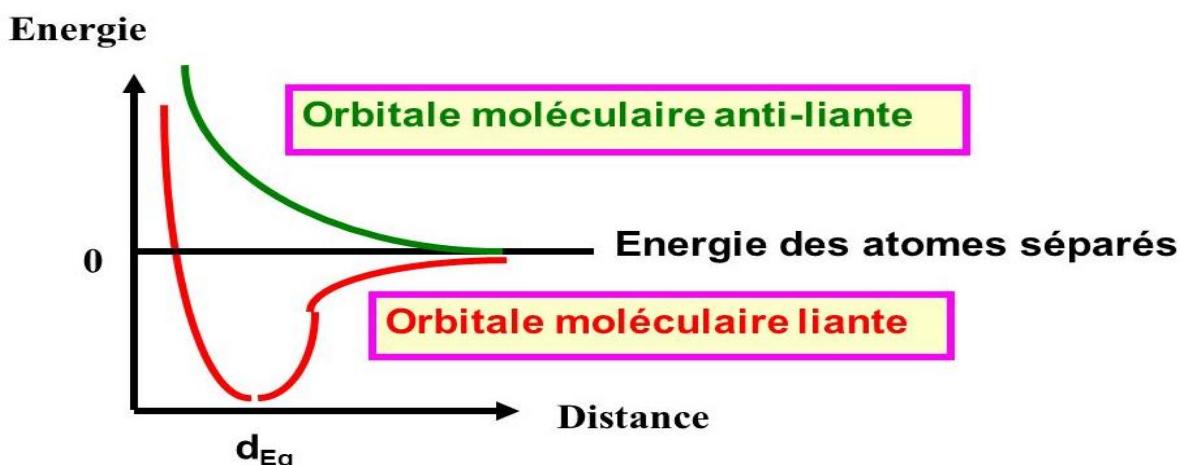


Figure VI.3. Variation avec la distance internucléaire des énergies E_+ et E_-

Par convention, les orbitales liantes sont désignées par les lettres σ et π , on met une étoile (*) en exposant pour les orbitales anti – liantes.

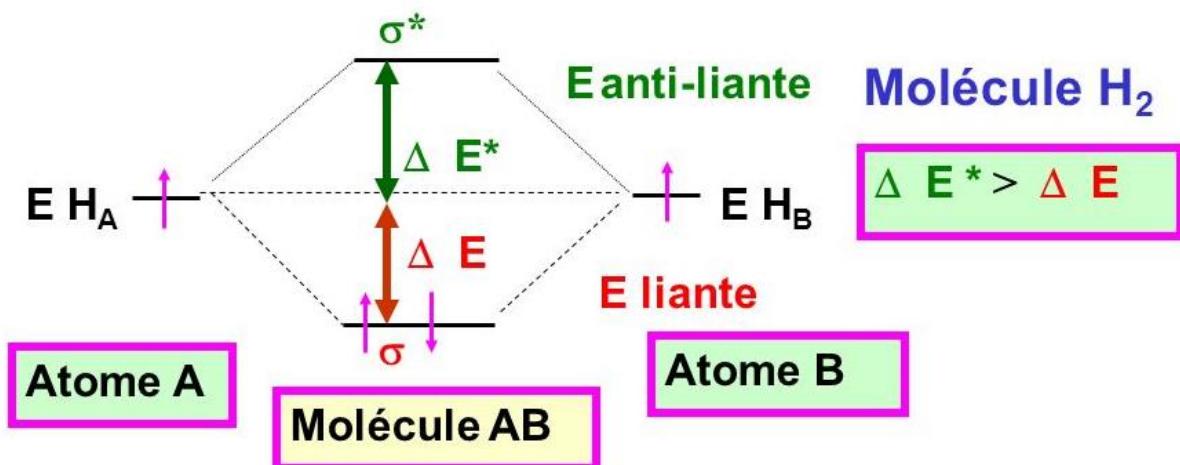


Figure VI.4. Etat fondamental de la molécule d'hydrogène

Les flèches symbolisent les électrons participant aux liaisons. Ces électrons vont se répartir dans les orbitales moléculaires en respectant les règles de **Hund** et de **Pauli** comme pour les atomes. On peut donc mettre les deux électrons dans l'orbitale moléculaire liante σ . L'énergie de la molécule sera plus faible que celle des deux atomes séparés et la molécule **H₂** existera de préférence à des atomes d'hydrogène libres. On définit l'indice de liaison :

$$n_l = \frac{1}{2} (n - n^*)$$

Où :

n : nombre d'électrons liants.

n^* : nombre d'électrons anti – liants.

- 4. 2) Généralisation aux molécules diatomiques homo – nucléaires et hétéro – nucléaires
 - a) Diagramme énergétique des molécules
 - ⊕ Molécules diatomiques homo – nucléaires

La molécule Li₂ :

La configuration du ${}^3\text{Li}$ est $1\text{s}^22\text{s}^1$, nous devrions donc considérer deux types d'orbitales atomiques différentes **1s** et **2s**. En fait, les orbitales atomiques de cœur ne participent pas aux propriétés chimiques et donc aux liaisons. Nous ferons intervenir que les orbitales atomiques de la couche de valence pour construire les liaisons. Nous avons donc à considérer le recouvrement des deux orbitales **2s** de même énergie et tous les deux sphériques, le recouvrement sera donc axial et donnera naissance à deux orbitales du type **s** comme dans le cas de **H₂**. Le schéma est totalement identique à celui obtenu par **H₂**, **n** est donc **1**.

Dans d'autres molécules homo – nucléaires, nous allons devoir faire intervenir deux types d'orbitales atomiques **2s** et **2p**. La situation est donc un peu plus complexe que précédemment.

- ✓ **Les interactions entre les orbitales (s) :** sont obligatoirement des recouvrements axiaux conduisant à des orbitales **σ** .
- ✓ **Les interactions entre les orbitales (p) :** sont soit axiales, soit équatoriales. Nous aurons les deux types d'orbitales moléculaires **σ** et **π** . Etant donné la forme géométrique des orbitales p, leur rapprochement conduira à la forme d'une liaison **σ** et de deux liaisons **π** . La liaison **σ** étant plus solide en raison d'un meilleur recouvrement que la liaison **π** , son énergie est plus basse. Les deux liaisons **π** étant identiques, elles possèdent la même énergie. Enfin, à chaque orbitale moléculaire liante correspond une orbitale moléculaire anti – liante.

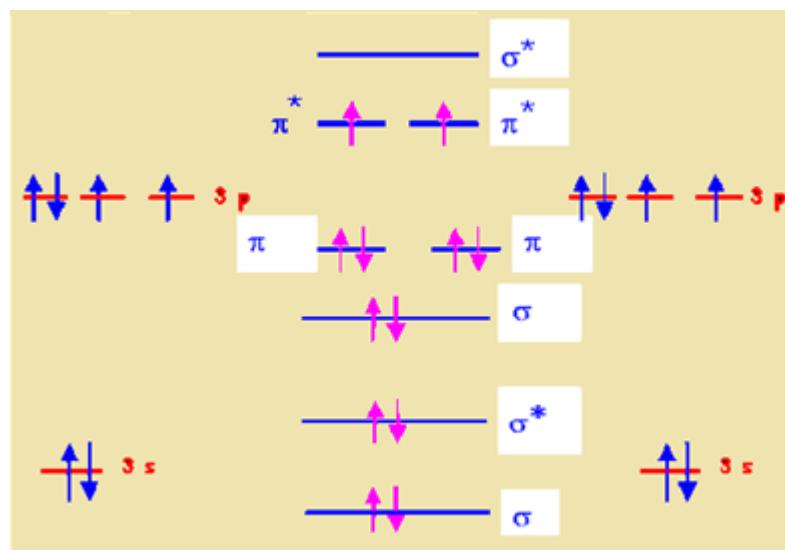


Figure VI.5. Diagramme énergétique qualitatif des orbitales moléculaires (les orbitales s, et les orbitales p).

✓ Les interactions entre les orbitales atomiques s et p

Les orbitales atomiques **s** et **p** ont des énergies différentes, une règle générale veut que seules les orbitales atomiques d'énergies proches puissent interagir entre elles pour former des orbitales moléculaires. Les interactions mixtes **sp** n'interviendront que si l'écart entre les niveaux **s** et **p** soit suffisamment petit.

Molécule diatomique hétéro – nucléaire A – B

Nous allons supposer que les résultats obtenus pour les molécules homo-nucléaires **A₂** peuvent au moins qualitativement être généralisés aux molécules hétéro-nucléaires **AB**. Une complication supplémentaire va apparaître car les orbitales atomiques utilisées ne sont plus identiques et présentent des énergies différentes. Une règle générale veut que les atomes les plus électronégatifs qui retiennent fortement leurs électrons possèdent des orbitales atomiques d'énergie plus basse pour un niveau donné que les atomes moins électronégatifs. Les interactions entre orbitales atomiques n'étant importantes que si leurs énergies sont proches, il y'aura ici apparition de véritables niveaux non – liants correspondants aux doublets libres des schémas de **Lewis**.

Exemples

❖ La molécule CO

Nous supposerons que les électronégativités de **C** et **O** sont suffisamment proches pour que leur niveau respectif **s** et **p** puissent interagir entre eux. Nous supposerons de plus que des interactions **sp** sont possibles. Indice de la liaison **m = ½(8 – 2) = 3**.

❖ La molécule HF

Ici les électronégativités sont très différentes et seules les niveaux **2p** de l'atome de **Fluor** pourront interagir avec le niveau **1s** de l'atome d'**hydrogène**. Un seul des trois niveaux **p** du **Fluor** intervient, l'interaction avec **1s** de l'**hydrogène** sera axiale et conduira à la formation de deux orbitales moléculaires du type **σ**. Les niveaux **2s**, **p_y**, **p_z** du **Fluor** sont non – liants et leur énergie n'est pas affectée par la formation de la molécule.

b) Ordre de liaison

Indice ou ordre de liaison est calculé comme suit :

$$OL = \frac{\text{nombre d'électrons (OM liantes)} - \text{nombre d'électrons (OM anti-liantes)}}{2}$$

Plus l'ordre de liaison est élevé, plus la molécule est stable, plus la distance intermoléculaire est courte. Dans le cas de **H₂** : $n_l = \frac{1}{2} (2-0) = 0$, on retrouve la liaison simple dans le modèle de Lewis.

c) Propriétés magnétiques

Les électrons se comportent comme de petits aimants et selon leur arrangement vont conférer des propriétés magnétiques différentes à la matière.

➤ Diamagnétisme

Si tous les électrons d'une molécule sont associés par paires, les moments magnétiques des électrons s'annulent deux à deux.

➤ Paramagnétisme

Les molécules possédant des électrons célibataires (non appariés) possèdent un moment magnétique non nul. En présence d'un champ magnétique extérieur, elles seront attirées par le pôle de l'aimant. L'unité couramment employée pour exprimer le moment magnétique est le magnéton de Bohr (μ_B). On peut estimer le moment magnétique (en **magnétions de Bohr**) d'une molécule paramagnétique par la formule :

$$\mu_B = [n(n+2)]^{1/2}$$

n : nombre d'électrons célibataires.

d) Stabilité d'une molécule

➤ Longueur de liaison

En géométrie moléculaire, la longueur de liaison est la distance moyenne entre les noyaux des deux atomes liés par une liaison chimique. La longueur d'une liaison chimique est inversement proportionnelle à l'énergie de liaison. Plus une liaison est forte, c'est-à-dire plus l'énergie pour la rompre est grande, plus elle est courte.

Energie de dissociation et énergie de liaison

L'énergie de dissociation entre deux atomes **A** et **B** est l'énergie en Joule et à **25°C** qu'il faut fournir à la molécule pour rompre la liaison de valence entre **A** et **B**. Les atomes **A** et **B** se retrouvent alors indépendants. Par contre l'énergie de liaison correspond à l'énergie dégagée lors de la formation de la liaison. Plus l'énergie pour rompre toute liaison est grande, plus la molécule est stable. La valeur de cette énergie de liaison (ou de dissociation) dépend des atomes liés. L'énergie de liaison d'une liaison double (ou triple) est supérieure à l'énergie de la liaison simple, elle est donc plus stable.

4. 3) Molécules poly-atomiques ou théorie de l'hybridation des orbitales atomiques

a) Hybridation sp

Elles sont obtenues par combinaison linéaire d'une orbitale **s** avec une orbitale **p** (**p_x**). Les orbitales **p_y** et **p_z** restent inchangées donnant des recouvrements, soit une configuration linéaire **$\alpha = 180^\circ$** . On a donc une triple liaison.

b) Hybridation sp²

C'est la formation de trois orbitales hybrides **sp²** à partir d'une orbitale **s** et de deux orbitales **p** (**p_x** et **p_y** par exemple), l'orbitale **p_z** reste inchangée. On obtient alors trois orbitales hybridées **sp²** équivalentes et une orbitale pure ou libre qui forme une liaison par recouvrement latéral (liaison **π**).

c) Hybridation sp³

C'est la formation de quatre orbitales hybrides **sp³** à partir d'une orbitale **s** et de trois orbitales **p** (**p_x, p_y, p_z**). Ces orbitales hybrides sont orientées vers les quatre sommets d'un tétraèdre. La configuration électronique de la couche de valence du carbone à l'état fondamental est **2s²2p²**, dans cette configuration les quatre électrons externes ne sont pas tous situés dans le même type d'orbitales atomiques, ce qui ne permet pas d'expliquer la tétravalence du carbone, le carbone doit désapparier un électron de **2s** et le promouvoir dans l'orbitale vide de **2p**.

Etat fondamental : 6C : 1s² 2s²2p² , 6C* : 1s² 2s¹2p³ quatre orbitales hybrides sp³

Les orbitales **s** étant sphériques, et les orbitales **p** pointant selon les trois axes cartésiens, on ne peut simplement expliquer l'obtention d'une molécule tétraédrique. L'orbitale atomique **2s** et les trois orbitales atomiques **2p** de l'atome de carbone sont mélangées pour former quatre

orbitales atomiques hybridées sp^3 , l'hybridation sp^3 permet d'expliquer la configuration spatiale de la molécule **CH₄**. Dans la molécule **CH₄**, les quatre liaisons C-H sont identiques, une structure tétraédrique régulière a été adoptée avec le carbone au centre d'un polyèdre et les atomes d'hydrogène au sommet. Les liaisons s'effectuant par recouvrement axial (liaison σ).

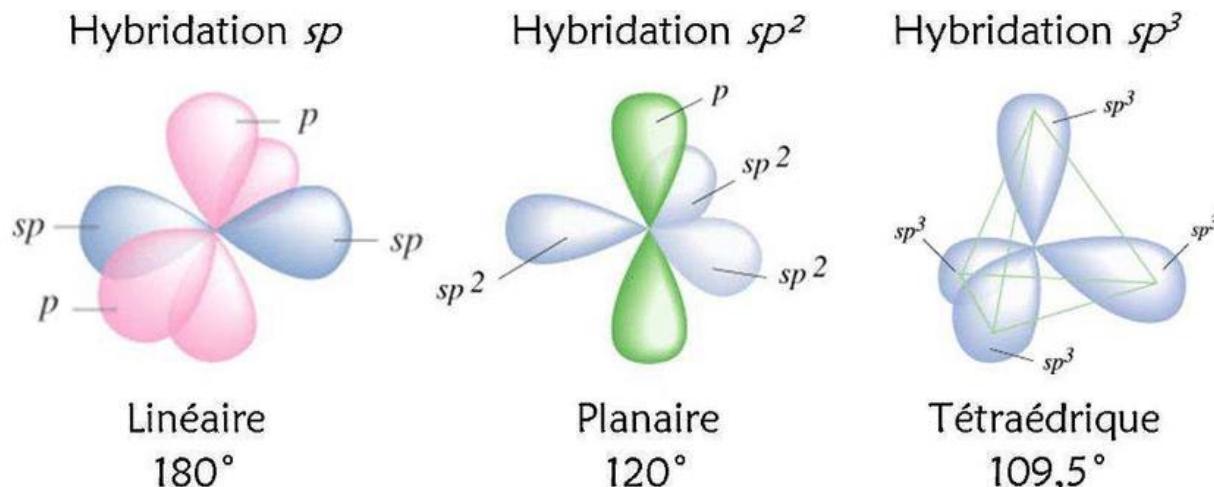


Figure VI.6. Les hybridations sp , sp^2 , et sp^3 des orbitales atomiques

REFERNCES BIBLIOGRAPHIQUES

REFERENCES BIBLIOGRAPHIQUES

- 1) **Benachiche.** Cours de chimie 01. Faculté de médecine, université des frères Mantouri, Constantine 1. 2015 – 2016.
- 2) **Y. Bendaoued – Boulahlib.** Polycopié de cours. Chimie générale. Faculté des sciences exactes. Université des frères Mantouri. Constantine. 2016 – 2017.
- 3) **R. Ouahes, B. Devallez.** Chimie générale. Office des publications universitaires, 3^{ème} édition.
- 4) **F. Addoun.** Constitution de l'atome, liaisons chimiques. Office des publications universitaires. 4^{ème} édition.
- 5) **J. Drillat, L. Torres, J. Layole, M. Vallino.** Structure de la matière. Office des publications universitaires. 7^{ème} édition.
- 6) **H. Belarbi.** Polycopié de cours : Structure de la matière. Faculté de technologie, université Djillali Liabes de Sidi bel Abbes. 2018 -2019.
- 7) **Y. Boukraa.** Polycopié de cours. Structure de la matière. Faculté de chimie. Université Mohamed Boudiaf. Université des sciences et de la technologie d'Oran. 2017 – 2018.
- 8) **Ch. Bouchameni.** Chapitre 2. La liaison chimique. Institut des sciences vétérinaires. 2019 – 2020.
- 9) **N. Zaabat.** Chapitre VI : la liaison chimique. Faculté des sciences de la nature et de la vie. Université des frères Mantouri. Constantine. 2023 – 2024.
- 10) **N. Latelli.** Chapitre 6. Diagrammes des orbitales moléculaires. Faculté des sciences exactes, université de M'sila.
- 11) **A. El Aatiaoui.** Liaisons chimiques. Théorie des orbitales moléculaires (Approximation LCAO). Faculté pluridisciplinaire de Nador. Université Mohamed premier Ouedja. 2019 – 2020.
- 12) H. Ghouas. Polycopié de cours. Structure de la matière. Ecole supérieure en génie électrique et énergétique d'Oran. 2022 – 2023.

ANNEXE

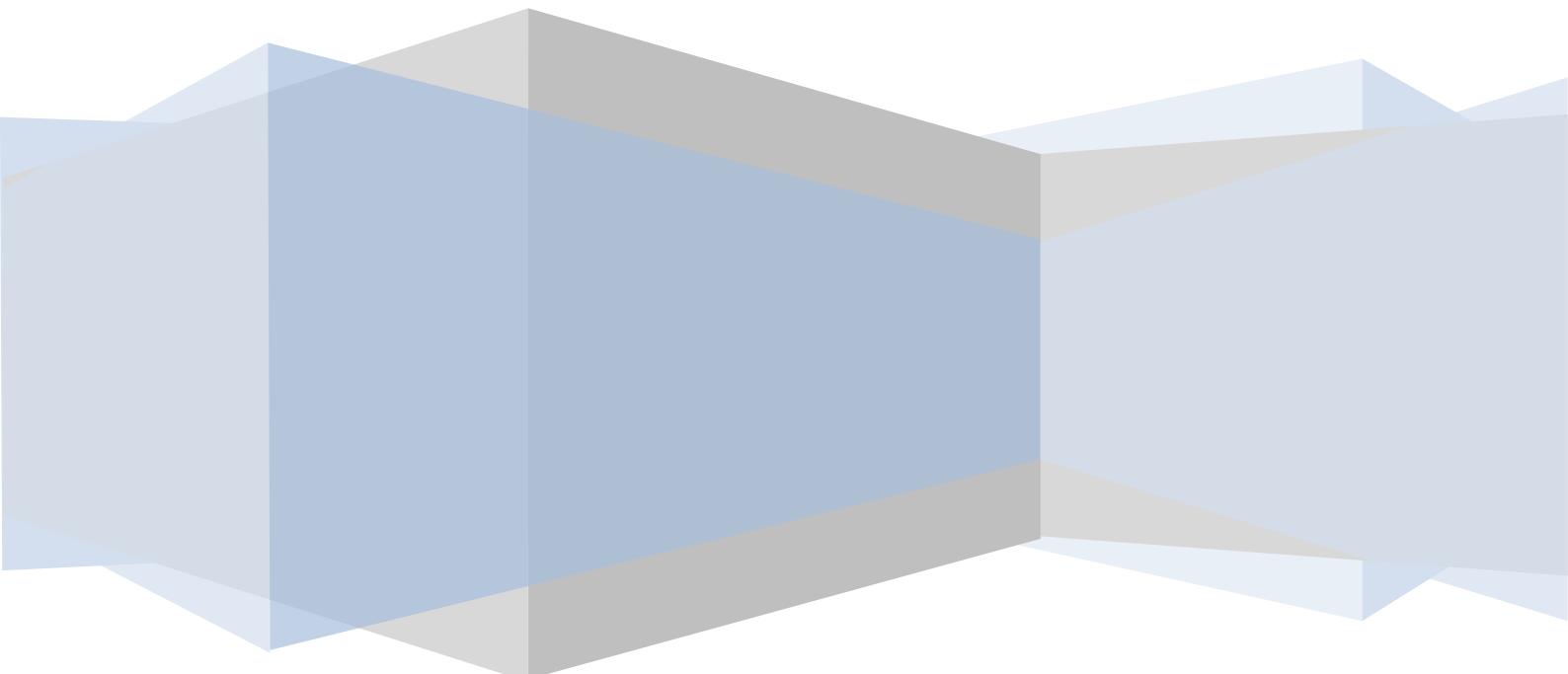


Tableau périodique des éléments chimiques

VIIIA
18

Groupe → | A
1
Période ↓
1

Lithium
3
Li
1.007975
Béryllium
4
Be
9.0121831

IIA
2

Boron
5
B
10.8135

Carbone
6
C
12.0106

Azote
7
N
14.0106855

Oxygène
8
O
15.99940

Fluor
9
F
18.99840316

Néon
10
Ne
20.1797 (6)

Argon
18
Ar
40.062602

Krypton
36
Kr
39.948 (1)

Chlore
17
Cl
35.4515

Soufre
16
S
32.0675

Sélénium
34
Se
78.971 (8)

Brome
35
Br
79.904

Xénon
54
Xe
83.798 (2)

Non classés

Béryllium
4
Be
9.0121831

nom de l'élément (gaz, liquide ou solide à 0°C et 101.3 kPa)

→ numéro atomique

→ symbole chimique

→ masse atomique relative [ou celle de l'isotope le plus stable]

[CIAAW, Atomic Weights 2013 + rev. 2015]

Lithium
3
Li
1.007975

Béryllium
4
Be
9.0121831

Hydrogène
1
H
1.007975

IIA
2

Sodium
11
Na
22.98976928

Magnésium
12
Mg
24.3055

Calcium
20
Ca
40.078 (4)

Scandium
21
Sc
44.955908 (5)

Titanium
22
Ti
47.887 (1)

Vanadium
23
V
50.9415 (1)

Chrome
24
Cr
51.9961 (6)

Manganèse
25
Mn
54.938044

Fer
26
Fe
55.845 (2)

Cobalt
27
Co
58.933194

Nickel
28
Ni
58.6934 (4)

Cuivre
29
Cu
63.546 (3)

Zinc
30
Zn
65.38 (2)

Gallium
31
Ga
72.630 (6)

Germanium
32
Ge
74.921595

Arsenic
33
As
78.971 (8)

Sélénium
34
Se
79.904

Brome
35
Br
83.798 (2)

Rubidium
37
Rb
85.4678 (3)

Stroncium
38
Sr
87.92 (1)

Yttrium
39
Y
88.9084

Zirconium
40
Zr
91.224 (2)

Niobium
41
Nb
92.90637

Moyen-dène
42
Mo
95.95 (1)

Technétium
43
Tc
[98]

Ruthénium
44
Ru
101.07 (2)

Rhodium
45
Rh
102.90560

Palladium
46
Pd
106.42 (1)

Argent
47
Ag
107.8632 (2)

Cadmium
48
Cd
112.414 (4)

Ininium
49
In
114.818 (1)

Étain
50
Sn
118.710 (7)

Antimoine
51
Sb
121.760 (1)

Tellure
52
Te
127.60 (3)

Iode
53
I
126.90447

Xénon
54
Xe
131.293 (6)

Césum
55
Cs
132.90452

Baryum
56
Ba
137.327 (7)

Lanthanides
57-71
[225]

Hafnium
72
Hf
178.49 (2)

Tantale
73
Ta
180.94788

Tungstène
74
W
188.207 (1)

Rhéium
75
Re
190.23 (3)

Osmium
76
Os
192.217 (3)

Iridium
77
Ir
195.084 (9)

Platine
78
Pt
196.966569

Or
79
Au
200.592 (3)

Mercure
80
Hg
204.3935

Thallium
81
Tl
207.2 (1)

Plomb
82
Pb
208.98040

Bismuth
83
Bi
212.760 (1)

Polonium
84
Po
217.60 (3)

Asiate
85
At
218.0447

Radon
86
Rn
222.222

Francium
87
Fr
[223]

Radium
88
Ra
[226]

Actinides
89-103
[227]

Ruthénium
104
Rf
[267]

Dubium
105
Db
[268]

Seaborgium
106
Sg
[269]

Böhrium
107
Bh
[270]

Hassium
108
Hs
[271]

Méitennium
109
Mt
[278]

Darmstadium
110
Ds
[281]

Röntgenium
111
Rg
[282]

Kopernicium
112
Cn
[285]

Nihonium
113
Nh
[286]

Flerovium
114
Fl
[289]

Moscovium
115
Mc
[289]

Livermorium
116
Lv
[293]

Tennessine
117
Ts
[294]

Oganesson
118
Og
[294]

Lanthane
57
La
138.90547

Cétrum
58
Ce
140.116 (1)

Praséodyme
59
Pr
140.90766

Néodyme
60
Nd
144.242 (3)

Prométhium
61
Pm
[145]

Samarium
62
Sm
150.36 (2)

Europtium
63
Eu
151.964 (1)

Gadolinium
64
Gd
157.25 (3)

Terbium
65
Tb
158.92535

Dysprosium
66
Dy
162.500 (1)

Holmium
67
Ho
164.93033

Erbiump
68
Er
167.259 (3)

Thulium
69
Tm
168.93422

Ytterbium
70
Yb
173.045

Lutécium
71
Lu
174.9668

Actinium
95
Am
[243]

Curium
96
Cm
[247]

Berkélium
97
Bk
[247]

Californium
98
Cf
[251]

Einsteinium
99
Es
[252]

Fermium
100
Fm
[257]

Mendelevium
101
Md
[258]

Nobélium
102
No
[259]

Lawrencium
103
Lr
[266]

Métaux

Non métallos

Autres

Halogènes

Métaux pauvres

Métaloïdes

Métalloïdes non-métallos

Autres non-métallos

Non classés

Alcalins

Alcalino-terreux

Lanthanides

Actinides

Métaux de transition

Métaux pauvres

Métaux

Non métallos

Autres

Gaz nobles

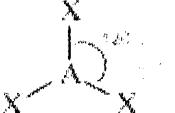
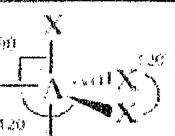
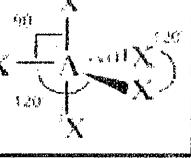
Non classés

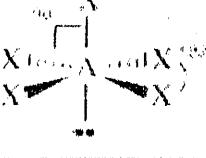
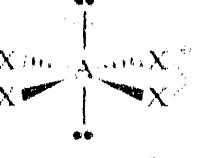
primordial

désintégration d'autres éléments

synthétique

Géométrie des molécules, dérivées de leur représentation AX_mEn

$m+n$	Figure de répulsion	m	n	Type de molécule	Géométrie prévue	Exemples
2	Droite	2	0	AX_2	Linéaire	 BeCl ₂ , HgCl ₂ , CO ₂
3	Triangle équilatéral	3	0	AX_3	Triangle équilatéral	 BF ₃ , CO ₃ ²⁻ , NO ₃ ⁻ , SO ₃
		2	1	AX_2E	Forme en V	 SO ₂ , SnCl ₂ , O ₃ , NSF, NO ₂
4	Tétraèdre régulier	4	0	AX_4	Tétraèdre régulier	 CH ₄ , SiCl ₄ , NH ₄ ⁺ , PO ₄ ³⁻ , SO ₄ ²⁻ , ClO ₄ ⁻
		3	1	AX_3E	Pyramide à base triangulaire	 NH ₃ , PCl ₃ , XeO ₃
		2	2	AX_2E_2	Forme en V	 H ₂ O, SCl ₂ , Cl ₂ O, OF ₂
		1	3	AX_3E	linéaire	 ClO ⁻
5	Bipyramide à base triangulaire	5	0	AX_5	bipyramide à base triangulaire	 PCl ₅ , SOF ₄
		4	1	AX_4E	bipyramide triangulaire avec un sommet vide	 SF ₄ , TeCl ₄
		3	2	AX_3E_2	En forme de T	 ClF ₃ , BrF ₃ , BrCl ₃
		2	3	AX_2E_3	Linéaire	 XeF ₂ , I ₃ ⁻

		6	0	AX_6	Octaèdre		SF_6
6	Octaèdre	5	1	AX_5E	Pyramide à base carrée		ClF_5, BrF_5, ICl_5
		4	2	AX_4E_2	Plan carré		XeF_4

Remarque

La projection de CRAM permet de représenter la structure tridimensionnelle des composés. Les conventions sont les suivantes : A et B sont dans le plan de la feuille ; D est dans la feuille et E est en avant du plan de la feuille, G est dans le plan de la feuille et H est en arrière du plan de la feuille.

A —— B

D —■— E

G ······ H