



République Algérienne Démocratique et populaire
Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la
Recherche Scientifique



UNIVERSITE ABDELHAMID IBN BADIS
MOSTAGANEM (UMAB)
FACULTE DES SCIENCES ET DE LA TECHNOLOGIE
DEPARTEMENT ST

Polycopié pédagogique de cours structure de la matière

Etabli par :
Dr. BELHADJI kinza Amel

Matière : Unité Fondamentale de Chimie I
Niveau : 1^{ère} année sciences et technique LMD (ST)

Expertisé par :

Mr Chouaih. A.

Mr Ghezzar. M.R

Professeur

Professeur

Université de Mostaganem

Université de Mostaganem

Année universitaire : 2021-2022

AVANT-PROPOS

Ce polycopié est destiné aux étudiants de première année du système Licence-Master-Doctorat (L.M.D), spécialité : Sciences et Technologie (S.T) Il comporte un rappel de cours sur les différents chapitres du module (Structure de la matière).

Afin que les étudiants comprennent et suivent le programme du premier cycle universitaire, qui est souvent nouveau pour eux, il est indispensable de faire un rappel des notions fondamentales de structure de la matière. Ce polycopié de cours s'articule autour de six chapitres :

Le premier chapitre est consacré aux rappels des notions fondamentales. Le deuxième chapitre aborde la définition des différentes particules fondamentales qui constituent la matière à savoir le proton, le neutron et l'électron. La représentation symbolique du noyau d'un atome sera aussi détaillée dans ce chapitre. Le troisième chapitre se rapporte à la radioactivité (naturelle et artificielle) et la stabilité des noyaux d'éléments. On verra en détail les différents types de radioactivités (α , β et γ) illustrées par des exemples. Le quatrième chapitre traite les deux modèles de l'atome : modèles classiques et modèles quantiques ou ondulatoires. Le cinquième chapitre aborde les principes de la classification périodique des éléments chimiques. Plusieurs points seront traités dans ce chapitre : les familles d'éléments, les propriétés physiques et chimiques des familles d'éléments, ect.....

Le dernier chapitre est consacré aux liaisons chimiques où, on a expliqué la théorie de Lewis et on a montré les différents types de liaisons.

Sommaire	Chapitre I : Notions fondamentales
I- Quelques définitions	6
II- Les propriétés de la matière	6
II/A-Solides	6
II/B-Liquides	6
II/C-Gaz	7
III -Les changements d'états de la matière	7
III/A-Changement physique	7
III/B-Changement chimique	7
IV- L'organisation de la matière	7
IV/A-Substance pure	7
IV/B-Mélanges	8
IV/B-1-Hétérogènes	8
IV/B-2-Homogènes	8
A/-Colloïdes	8
B/-Solutions	8
C/-Préparation des solutions	8
V-Définition	9
V/A- La concentration	9
V/B- Le mole	9
V/C-La masse molaire	10
V/D- Unité de Masse des Atomes (uma)	10
Chapitre II : Principaux constituants de l'atome.	
I-Introduction	12
I/A- Aristote 384-322 av. J-C	12
I/B- Démocrite 460-370 av. J-C	12
I/C- Modèle d'après Dalton (1766-1844)	12
II- Découverte de l'électron	12
II/A- Expérience de Crookes	12
II/B- L'expérience de J.J. Thomson 1895	13
II/C- Expérience de Millikan	16
III- Le noyau	18
III-1-Structure d'un Atome	19
a) Les protons	20
b) Les neutrons	20
c) Les électrons	20
d) Les nucléides	20
e) Les Isotopes	21
f) Expérience de Bainbridge	22
g) Masse moyenne atomique	23
h) Equivalence : masse - énergie de liaison de noyau (Einstein-1905)	23
Chapitre III : Radioactivité	
I-Historique	26
II- Pourquoi certains noyaux sont-ils radioactifs	26
III-Radioactivité Naturelle	26
IV- Les rayonnements émis	27

IV-a-Particules alpha	27
IV-b-Particules bêta	27
IV-c-Le Rayonnement Gamma	28
IV-d- la radioactivité à neutron	28
V- Parcours des rayonnements dans l'air	29
VI- La loi de la radioactivité	29
VII- L'activité (A)	30
VIII- Radioactivité artificielle	31
IX- Application de la radioactivité : La datation au C ¹⁴	34
Chapitre IV : Structure électronique de l'atome	
I-Introduction	36
I-1.La mécanique classique et quantique	36
I-2. Le rayonnement du corps noir	36
II- Quantum d'énergie et photon	36
III- Dualité onde-corpuscule	37
IV- L'effet photoélectrique (Einstein 1905)	38
V-Spectre électromagnétiques	39
V-1.le spectre visible	39
V-2. Les spectres d'absorption et d'émission	39
A-Spectres d'absorption	40
B-Spectres d'émission	40
C- Relation de Balmer	41
VI. Autres séries du spectre	42
A- formule de Ritz	42
B- Les raies spectrales	42
C. Calcul de la variation d'énergie ΔE	43
D-Diagramme énergétique de L'hydrogène	43
E- L'énergie d'ionisation	44
VI- L'atome de Bohr	44
VI-1 Calcul de rayon d'orbite	44
VI-2 Calcul de l'énergie totale de l'électron	45
VI-3 Calcul de la vitesse d'é	46
VI-4 Expression de la constante de Rydberg (R_H)	46
VII- Application de la théorie de Bhor sur les hydrogéoïdes	47
VII-1 Calcul de rayon d'orbite	48
VII-2 Calcul de l'énergie d'électron	48
VIII- Application de la théorie de Bhor sur les atomes polyélectronique	49
VIII-1 Formule de Balmer généralisée	49
VIII-2 Calcul du Z effectif (Z_{eff}) selon Slater	49
VIII-3 Comparaison avec la loi de Moseley	50
VIII-4 Le principe d'incertitude de Heisenberg	50
VIII-5 Echec du modèle de Bohr	51
VIII-6 Sommerfeld interpréta ce nouveau phénomène (effet Zeeman)	51
IX-Les nombres quantiques	51
X- La configuration électronique	55
X- A/ principe d'exclusion de Pauli	56
X- B/ Principe de Hund	56

X- C/ Principe de Klechowski	56
X- D/ Principe d'Aufbau	57
Chapitre V : Classification périodique des éléments.	
I- Historique	59
A-Mendeleïev	59
B- La classification	59
C- Le génie de Mendeleïev, c'était ces cases vides	59
D- Nouveaux éléments chimiques année 2016	59
II- Le tableau périodique	59
II-A Les blocs du tableau périodique	60
II-B Localisation des éléments dans le tableau périodique	60
II-C Les Familles des éléments	61
III-Propriétés des éléments	62
III-A/ Le rayon atomique ou le rayon atomique covalent (r)	62
III-B/ Énergie d'ionisation (E_i)	62
III-C/ L'affinité électronique(A_E)	63
III-D/ L'électronégativité (E_n)	63
IV-Règles de SLATER (Calcul Zeff)	65
V- Variation de E_n , A_E , r et E_i dans le tableau périodique	68
Chapitre VI : Liaisons chimiques	
I-La théorie de lewis sur les liaisons chimiques	71
II-Nature et différents types de liaisons	71
III-Théorie de l'hybridation des orbitales	74
Références	

Chapitre I

Notions fondamentales



I- Quelques définitions :

A- la chimie : la science qui étudie la structure de la matière et ses transformations.

B- la matière : tout ce qui occupe un volume dans l'espace et qui a une masse.

C- la masse : la quantité de particules dans une substance en kilogramme (Kg).

D- le volume : la quantité d'espace occupée par une substance. Il est mesuré en litre (L).

II- Les propriétés de la matière :

Les trois états de la matière les plus reconnus sont les suivants sont représentés dans la figure II :

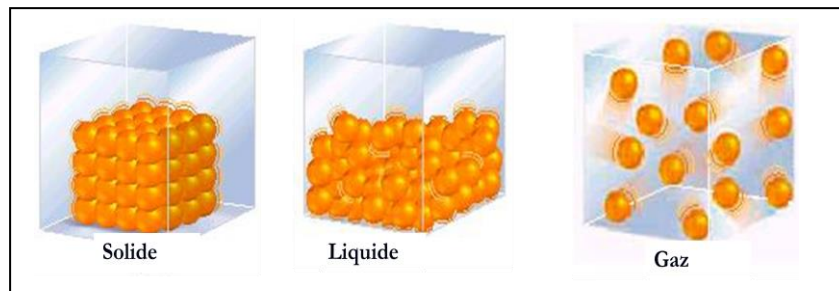


Figure II : Les états de la matière

II/A-Solides :

- Les particules sont très proches les unes des autres.
- Il y a une grande force d'attraction entre les particules.
- Possède une masse définie (ne change pas)
- Possède un volume défini.
- Possède une forme définie (ne change pas).

II/B-Liquides :

- Les particules sont proches mais il y a de l'espace entre elles.
- La force d'attraction entre les particules est moindre que dans les solides. Les particules se déplacent facilement.
- Possède une masse définie.
- Possède un volume défini.
- Les particules prennent la forme de leur contenant. Leur forme est donc indéfinie.
- Leur surface est horizontale.

II/C-Gaz :

- Les particules sont très éloignées. La force d'attraction est très petite.
- Possède un volume non défini.
- Possède une masse indéfinie (les particules sont toujours en mouvement).
- Possède une forme non-définie car il prend la forme du contenant.

III -Les changements d'états de la matière (eau) :

Un changement d'état est une opération de transition de phase en passant d'un état de matière à un autre.

III/A-Changeement physique :

il y a une modification de l'état physique mais l'espèce demeure la même (figure I.2).

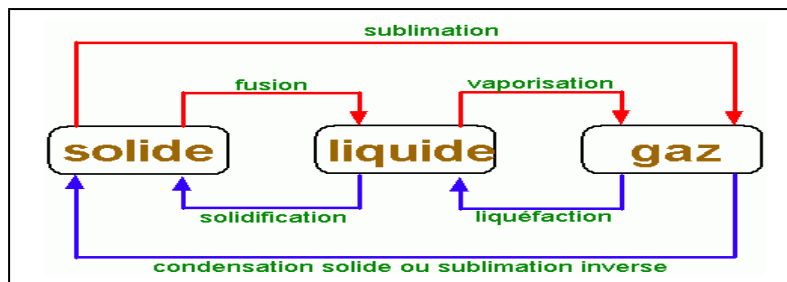


Figure I.2 : changement d'état physique

III/B-Changeement chimique :

C'est une transformation qui change la nature d'une substance au moyen d'une réaction chimique (figure 3).

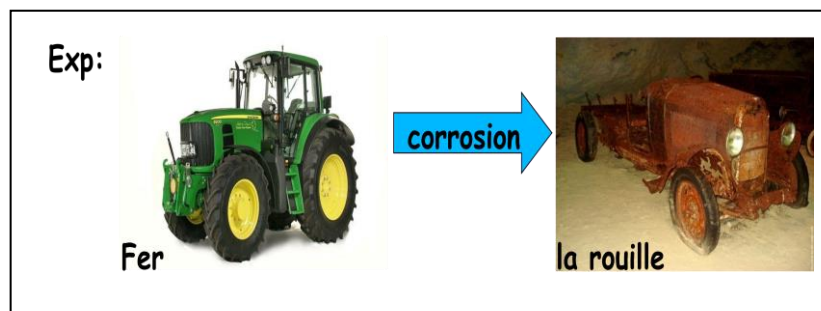


Figure I.3 : Exemple d'un changement chimique

IV- L'organisation de la matière :

IV/A-Substance pure :

a) Élément : Une substance pure composée d'une seule sorte d'atomes. Exemple : H_2 gaz

b) Composé : Une substance pure composée de plusieurs types d'atomes que l'on peut séparer à l'aide de techniques chimiques. Exemple : H_2O

IV/B-Mélanges :

Plusieurs substances, au moins deux sortes de particules. Les mélanges se divisent en deux :

IV/B-1-Hétérogènes :

Mélange dont on peut distinguer au moins deux substances à l'œil nu.

Exemple: eau +huile

IV/B-2-Homogènes :

Mélange dont on ne peut distinguer plus d'une substance à l'œil nu. Les mélanges homogènes se divisent en deux : Colloïdes et Solutions.

A/-Colloïdes :

Mélange homogène dans lequel on peut distinguer au moins deux substances si on l'examine au microscope.

Exemple : petit lait

B/-Solutions :

Mélange homogène dans lequel on ne peut pas distinguer les substances même à l'aide d'un microscope.

Exemple : eau + sucre

Les solutions se divisent en deux constituants :

- a) Soluté : Substance dissoute dans le solvant. Il peut y avoir plus d'un soluté dans un solvant.
Si le soluté est solide, on parle de dissolution, s'il est liquide, on parle de dilution.
- b) Solvant : Substance capable de dissoudre un ou plusieurs solutés.

C/-Préparation des solutions :

Utilisation de la fiole jaugée pour préparer une solution à partir d'un liquide, solide ou pour réaliser une dilution. Le trait de jauge se trouve sur le col qui est plus long et plus étroit que la base pour permettre un ajustage précis du volume.

On peut résumer l'organisation de la matière dans l'organigramme suivant (figure 4) :

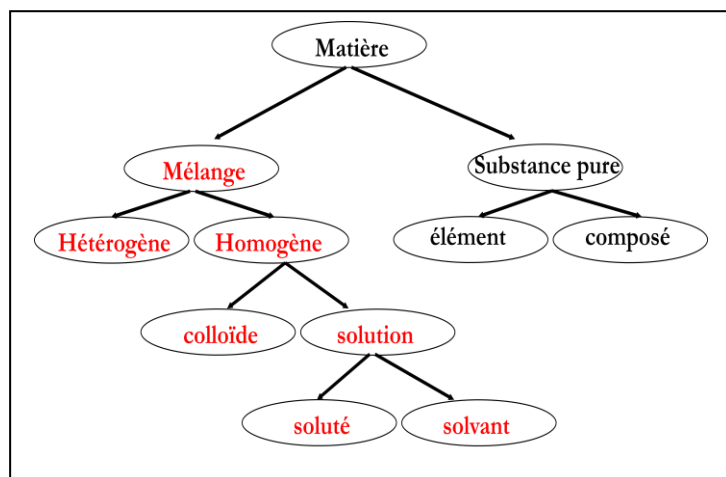


Figure I.4 : organigramme représentant l'organisation de la matière

V-Définition :

V/A- La concentration :

La concentration exprime la quantité de substance par unité de volume.

Expressions de concentration :

1-Concentration massique (g/l) : Concentration en gramme du soluté par litre de la solution.

$$C_{massique} = \frac{m}{V}$$

2-Concentration molaire ou Molarité (mol/l) : Concentration en moles du soluté par litre de solution. $C_{molaire} = \frac{n}{V}$

3-La molalité mol/kg : exprime la quantité de soluté contenue dans 1000g de solvant.

4-La normalité N (eqg/l) : exprime le nombre d'équivalents-grammes de soluté par litre de solution.

$$Eqg = \text{masse de la substance chimique} / \text{nombre d'équivalent}$$

5-Le pourcentage % d'une solution : indique la masse de substance pour 100g de solution. Il s'agit d'une comparaison poids-poids.

6-La fraction molaire x : indique le rapport entre le nombre de moles et le nombre total de mole de la solution. (Sans unité).

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

V/B- Le mole :

Une mole est la quantité d'une substance qui contient le nombre d'Avogadro de particules ($N_A = 6.023 \times 10^{23}$).

V/C-La masse molaire :

La masse d'une mole de particules en g/mol.

$$M = \frac{m}{n}$$

V/D- Unité de Masse des Atomes (uma) :

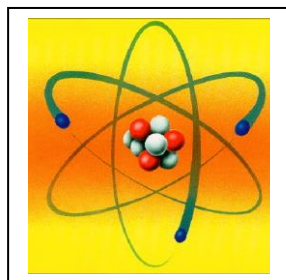
L'unité de masse des atomes (uma) est une unité de mesure, utilisée pour mesurer la masse des atomes et des molécules. Elle est définie comme 1/12 de la masse d'un atome de ^{12}C .

On a : $1 \text{ uma} = (1/12) \cdot \text{Masse atome C (g)}$ Avec : $\text{masse atome C} = 12/N_A \text{ (g)}$

Donc : $1 \text{ uma} = (1/12) \cdot 12/N_A \text{ (g)} = 1/N_A \text{ (g)} = 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ (g)}$

Chapitre II

Principaux constituants de l'atome.



I-Introduction :

L'évolution du modèle atomique est passée par plusieurs modèles durant plusieurs époques (figure II.1).

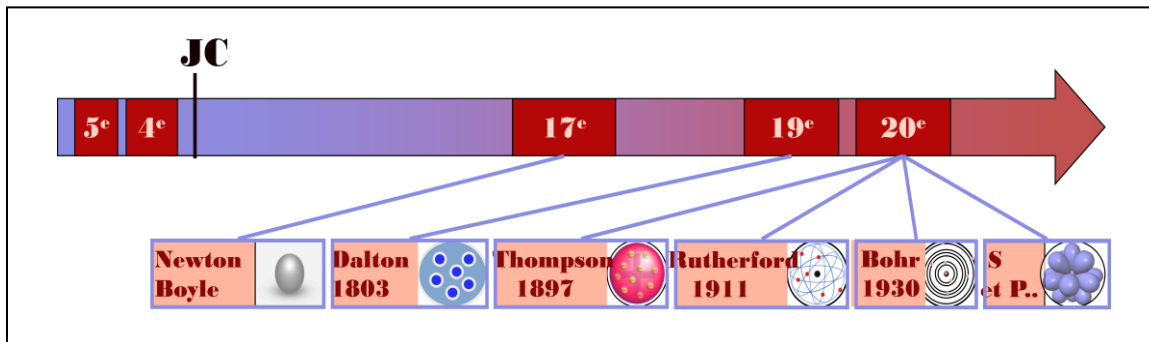


Figure II.1 : Les époques et les modèles de l'évolution du modèle atomique.

I/A- Aristote 384-322 av. J-C :

Les grecs ont dit : "La matière est continue, pas de vide, pas d'atomes."

La matière est formée de 4 éléments (l'air, la terre, le feu et l'eau).

I/B- Démocrite 460-370 av. J-C :

Les Démocrite ont dit : "La matière est formée de petites particules indivisibles appelées atomes."

I/C- Modèle d'après Dalton (1766-1844) :

Dalton a dit : "la matière est constituée d'indivisibles et indestructibles, et un atome d'un élément donné a toujours la même masse."

II- Découverte de l'électron :

II/A- Expérience de Crookes :

Un tube de Crookes (figure II.2) est inventé par le physicien britannique William Crookes entre les années 1869 et 1875 durant lesquelles les rayons cathodiques (les électrons) ont été découverts. Les rayons cathodiques ne sont produits que lorsque la cathode et l'anode du tube cathodique sont branchées aux bornes d'une source de haute tension.

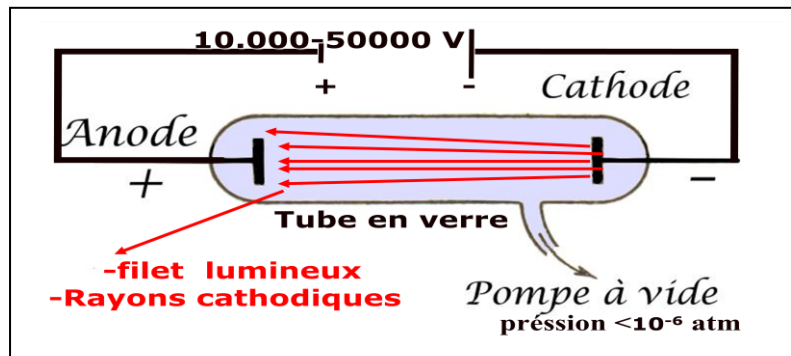


Figure II.2 : Un tube de Crookes

-Le comportement des rayons cathodiques :

Les résultats obtenus après plusieurs expériences sont les suivants :

1-Lorsqu'on place des ailettes au centre du tube, on peut s'apercevoir que ceux-ci tournent.

Le résultat 1 nous indique que les rayons cathodiques sont constitués de particules ayant une masse et possède une énergie cinétique.

2-Le faisceau est dévié par un aimant.

Le résultat 2 nous indique que les rayons cathodiques sont constitués de particules chargées.

3-Le faisceau est dévié par un champ électrique.

Le résultat 3 nous indique que les rayons cathodiques sont constitués de particules chargées négativement.

II/B- L'expérience de J.J. Thomson 1895 :

L'expérience est représentée sur la figure II.3. Le but est de déterminer le rapport charge élémentaire de l'électron et sa masse (e/m).

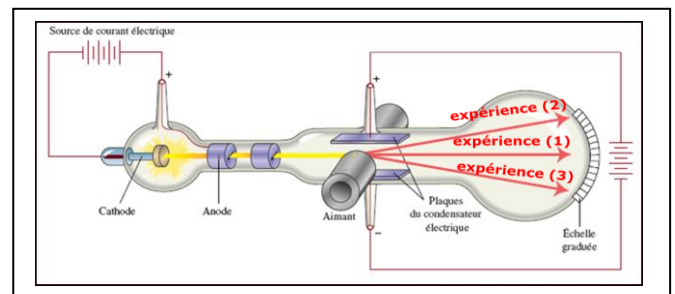
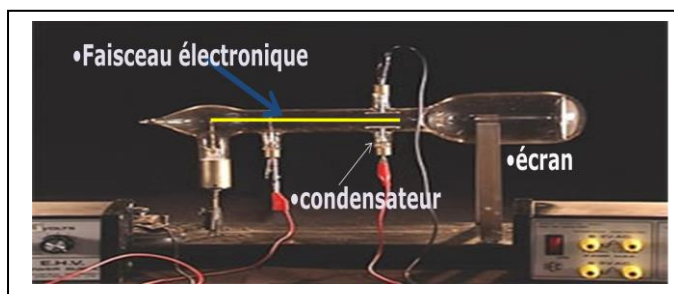


Figure II.3 : représentation schématique de l'expérience de J.J. Thomson

Expérience (1) : Action simultanée des deux champs E et B (figure II.4).

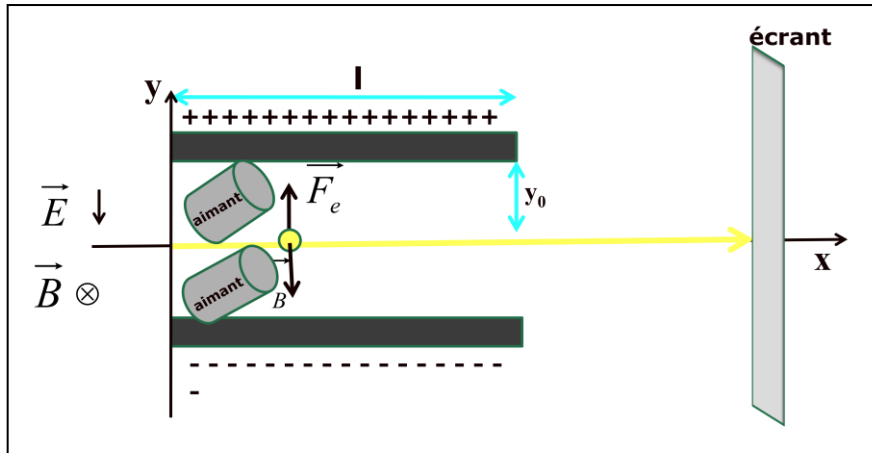


Figure II.4 : Action simultanée des deux champs E et B

Sous l'action des deux champs, le faisceau électronique (en jaune) ne dévie pas → MVT rectiligne uniforme → $\vec{\gamma} = 0$

$$\sum \vec{F} = m \cdot \vec{\gamma} = 0 \Rightarrow F_e - F_B = 0 \Rightarrow F_e = F_B \Rightarrow q \cdot E = q \cdot V \cdot B \Rightarrow V = \frac{E}{B} \quad (1)$$

Expérience (2) : Action du champ E seul (figure II.5).

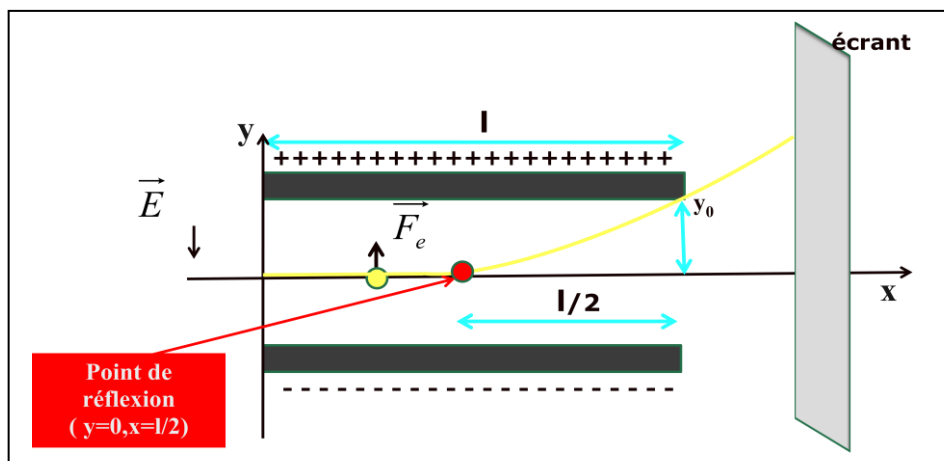


Figure II.5 : Action du champ E seul

Sous l'action du champ E seul le faisceau électronique (en jaune) dévie vers la plaque (+).

Suivant l'axe OX : pas de force : on a $\sum \vec{F} = m \cdot \vec{\gamma}$

$$\text{on a } \sum \vec{F} = m \cdot \vec{\gamma} = 0 \Rightarrow \gamma_x = 0 \Rightarrow x = v \cdot t \quad (2)$$

Donc le faisceau électronique a un mouvement (MVT) rectiligne uniforme.

Suivant l'axe OY :

$$\text{on a } \sum \vec{F} = m \cdot \vec{\gamma} \Rightarrow F_e = m \cdot \gamma_y = q \cdot E \Rightarrow \gamma_y = \frac{q \cdot E}{m} = cst \quad (3)$$

Donc le faisceau électronique a un mouvement (MVT) uniformément accéléré :

$$\Rightarrow y = \frac{1}{2} \gamma_y t^2 \quad (4)$$

(2) et (3) dans (4) :

$$\Rightarrow y = \frac{1}{2} \gamma_y \left(\frac{x}{V} \right)^2 \Rightarrow y = \frac{1}{2} \left(\frac{q \cdot E}{m} \right) \left(\frac{1}{V} \right)^2 \cdot x^2 \Rightarrow y = f(x^2)$$

Donc le faisceau électronique à une trajectoire parabolique.

Remarque : à la sortie du condensateur : $(x=l, y=y_0)$ et $V=E/B$:

$$\Rightarrow y_0 = \frac{1}{2} \left(\frac{q}{m} \right) \left(\frac{B^2}{E} \right) \cdot l^2$$

C'est l'équation de déviation à la sortie du condensateur et on calcul $\frac{q}{m}$.

Expérience (3) : Action du champ B seul (figure II.6) :

-Sous l'action du champ B seul le faisceau électronique

(en jaune) décrit un arc circulaire de rayon R.

$$\text{on a } \sum \vec{F} = m \cdot \vec{\gamma}$$

Suivant γ_T : pas de force :

$$\Rightarrow \sum \vec{F} = m \cdot \vec{\gamma} = 0$$

Suivant γ_N :

$$\Rightarrow \sum \vec{F} = F_B = m \cdot \gamma_N \Rightarrow q \cdot V \cdot B = m \cdot \frac{V^2}{R} \Rightarrow q \cdot B = m \cdot \frac{V}{R}$$

$$\Rightarrow R = \frac{m}{q} \cdot \frac{V}{B} \Rightarrow R = \frac{1}{q} \cdot \frac{E}{B^2}$$

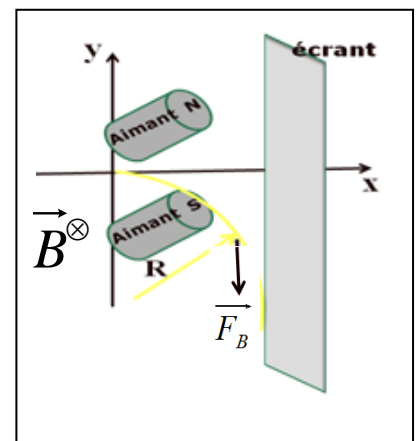


Figure II.6 : Action du champ B seul

Donc le Model Atomique d'après J.J. Thomson se résume en :

- 1-L'électricité existe : Il découvre l'électron
- 2-L'atome est donc divisible
- 3-Modèle du pain aux raisins

II/C- Expérience de Millikan :

But : Mesure de la charge élémentaire de l'électron (figure II.7).

-C'est l'étude de mouvement des gouttelettes d'huile ionisées entre les plaques d'un condensateur horizontal.

-A chaque ionisation, la gouttelette d'huile acquiert une nouvelle charge.

-On détermine la vitesse de montée et de descente de cette gouttelette.

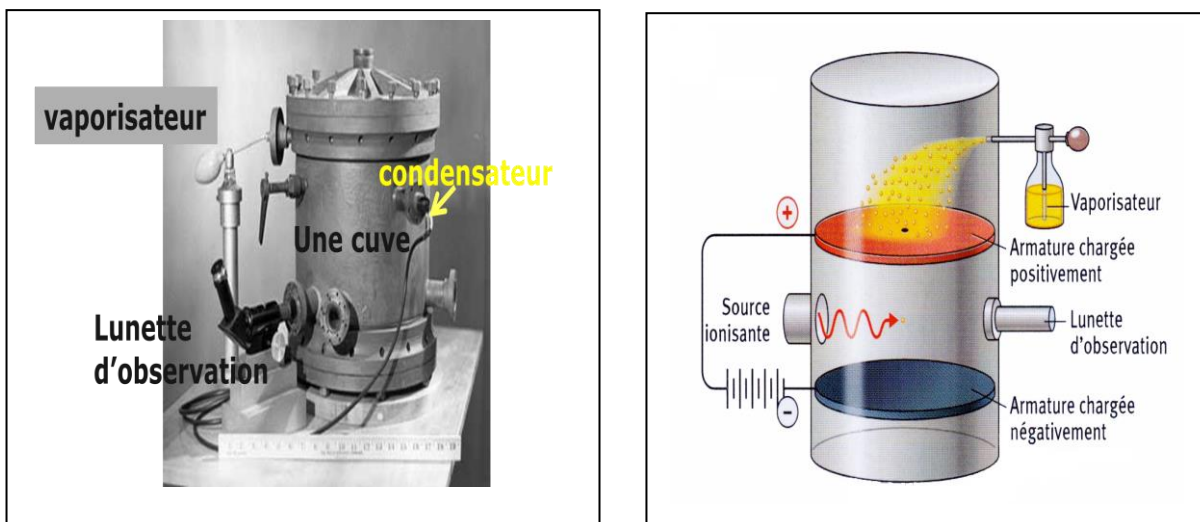


Figure II.7 : Représentation schématique de l'expérience de Millikan

Expérience (1) : En absence du champ électrique E :

Les forces (figure II.8) :

-Le Poids : $P = m.g = (\rho.V).g = \left(\rho \cdot \frac{4}{3} \pi.R^3\right).g$

-Force de frottement (ou de Stokes) : $F_R = 6.\pi.\eta.R.v_0$

- Poussée d'Archimède : $A = \left(\rho_0 \cdot \frac{4}{3} \pi.R^3\right).g$

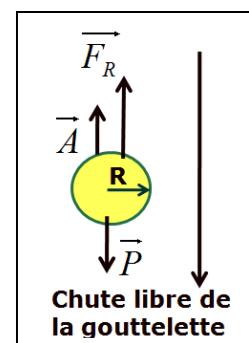


Figure II.8 : représentation schématique de la chute libre de la gouttelette

ρ : masse volumique d'huile.

ρ_0 : masse volumique de l'air.

R : rayon de la gouttelette d'huile
(assimilée à une sphère de rayon R).

v_0 : vitesse de la gouttelette d'huile.

η : coefficient de viscosité de l'air.

1- Calcul du rayon (R) de la gouttelette :

La gouttelette de l'huile atteint très vite sa vitesse limite $\Rightarrow v = cst \Rightarrow \gamma = 0 \Rightarrow \sum \vec{F} = m \cdot \vec{\gamma} = 0$.

$$\text{Donc : } P - (A + F_R) = 0 \Rightarrow P - A = F_R \quad (1)$$

$$\Rightarrow \left(\rho \cdot \frac{4}{3} \pi R^3 \right) \cdot g - \left(\rho_0 \cdot \frac{4}{3} \pi R^3 \right) \cdot g = 6 \cdot \pi \cdot \eta \cdot R \cdot v_0$$

$$\Rightarrow (\rho - \rho_0) \cdot \left(\frac{4}{3} \pi R^3 \right) \cdot g = 6 \cdot \pi \cdot \eta \cdot R \cdot v_0$$

$$\Rightarrow R = 3 \cdot \sqrt{\frac{\eta \cdot v_0}{2(\rho - \rho_0) \cdot g}}$$

Expérience (2) : En présence du champ électrique E_1 (figure II.9) :

$$\text{on a } \sum \vec{F} = m \cdot \vec{\gamma} = 0$$

Donc :

$$P + F_{R_1} - (A + F_e) = 0 \Rightarrow P - A = F_e - F_{R_1} \quad (2)$$

$$(1) \text{ dans } (2) \Rightarrow F_R = F_e - F_{R_1} \Rightarrow F_R + F_{R_1} = F_e$$

$$\Rightarrow 6 \cdot \pi \cdot \eta \cdot R \cdot v_0 + 6 \cdot \pi \cdot \eta \cdot R \cdot v_1 = q \cdot E$$

$$\Rightarrow q = \frac{6 \cdot \pi \cdot \eta \cdot R}{E} \cdot (v_0 + v_1)$$

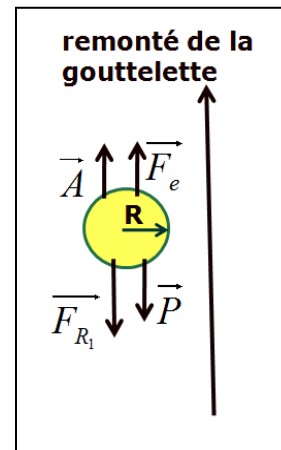


Figure II.9 : représentation schématique de la remonté de la gouttelette

En présence du champ électrique $E_1 \Rightarrow q_1 = \frac{6 \cdot \pi \cdot \eta \cdot R}{E_1} \cdot (v_0 + v_1)$

En présence du champ électrique $E_2 \Rightarrow q_2 = \frac{6 \cdot \pi \cdot \eta \cdot R}{E_2} \cdot (v_0 + v_2)$

En présence du champ électrique $E_i \Rightarrow q_i = \frac{6 \cdot \pi \cdot \eta \cdot R}{E_i} \cdot (v_0 + v_i)$

Application numérique :

$E_1 \Rightarrow q = 4.8 \times 10^{-19} \text{ C}$	$q = 3 \cdot (1.602 \cdot 10^{-19})$
$E_2 \Rightarrow q = 3.2 \times 10^{-19} \text{ C}$	$q = 2 \cdot (1.602 \cdot 10^{-19})$
$E_3 \Rightarrow q = 6.4 \times 10^{-19} \text{ C}$	$q = 4 \cdot (1.602 \cdot 10^{-19})$
$E_4 \Rightarrow q = 1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$	$q = 1 \cdot (1.602 \cdot 10^{-19})$

Millikan a montré que toutes les valeurs de q étaient un multiple de $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$. cette valeur représente donc la plus petite charge électrique que peut porter une gouttelette d'huile : c'est la charge élémentaire (e). Donc : $q = n \cdot e$

III- Le noyau :

En 1911, Rutherford effectua des expériences qui consistaient à bombarder une feuille métallique d'or avec un faisceau de particules alpha (figure II.10).

L'expérience de Rutherford

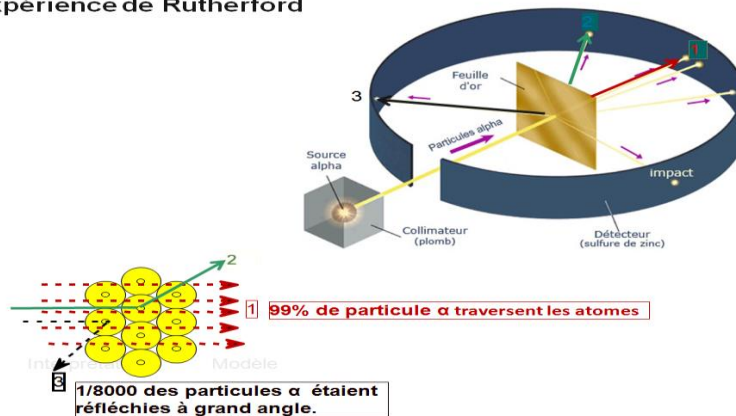


Figure II.10 : Schéma explicatif de l'expérience de Rutherford

Observation de l'expérience de Rutherford :

-99 pour cent des particules alpha traversaient les atomes comme s'ils ne trouvaient presque rien sur leur trajet donc Rutherford a conclu que « la matière solide est transparente ».

-Rutherford a conclu que l'atome contenait un cœur massif, de charge électrique positive, capable de repousser les alpha.

-L'expérience qui prouva l'existence d'un noyau dans l'atome.

III-1-Structure d'un Atome :

-Chaque atome possède : - Un noyau de charge globale(+) constitué (figure II.11) :

De protons : charge électrique (p^+)

proton: $+$

De neutrons : charge électrique neutre (n^0)

neutron: 0

- Des électrons (e^-) orbitant autour du noyau.

electron: $-$

-99.9% de la masse atomique est représentée par le noyau : (protons + neutrons)

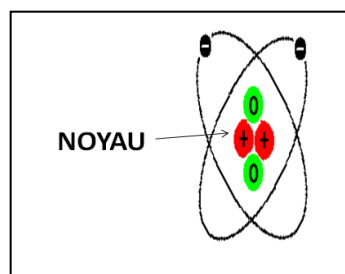
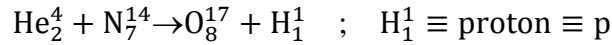


Figure II.11 : représentation schématique de la structure d'un atome

a) Les protons :

En 1911 : bombardement de l'azote par des particules α (${}^4_2\text{He}$) donne des protons.



b) Les neutrons :

En 1932 : bombardement d'un élément légers par des particules α (${}^4_2\text{He}$) donne des neutrons.



Proton	Neutron
$e = + 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ Coulomb}$	0
$m_p = 1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$m_n = 1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

c) Les électrons :

- Chaque électron porte une seule charge négative.
- Ils sont tous identiques.
- Ils forment le nuage électronique.
- Ils ont une masse très faible (négligeable) : $m(e^-) = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

d) Les nucléides :

Soit X : atome, élément ou nucléide. $\left(\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} X \right)^{\text{charge}}$

-Le nombre de protons contenus dans le noyau est appelé numéro atomique **Z** ou nombre de charge.

-Le nombre de nucléons (protons + neutrons) est noté **A**. Il est appelé nombre de masse.

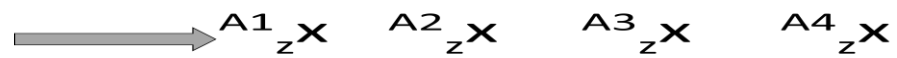
-Le nombre de neutrons est noté **N**.

$$\text{On a : } N = A - Z$$

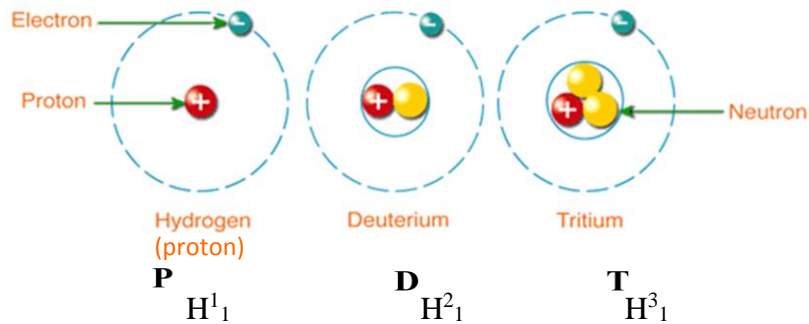
-Les électrons : $e = (Z \pm \text{la charge})$.

e) Les Isotopes :

On appelle atomes isotopes, des atomes ayant le même numéro atomique Z mais un nombre de masse A différent.



Exemple 1 :



Exemple 2 :

L'image montre deux échantillons chacun avec une masse de 100g. L'échantillon à gauche contient de l'eau (H_2O) et celui à droite de l'eau lourde (D_2O). A cause de la différence en densité, le volume occupé de l'eau lourde est 11% moindre que celui de l'eau normale figure II.12.

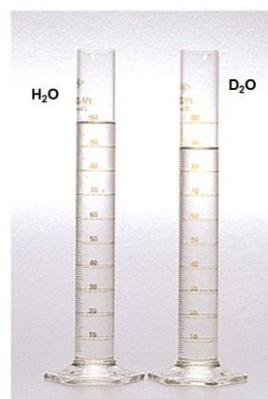


Figure II.12 : Expérience montrant la différence des volumes occupés par le même composé en fonction de la densité

f) Expérience de Bainbridge :

Le spectromètre de masse élaboré par Bainbridge en 1933 permet de mesurer la masse des isotopes (figure II.13).

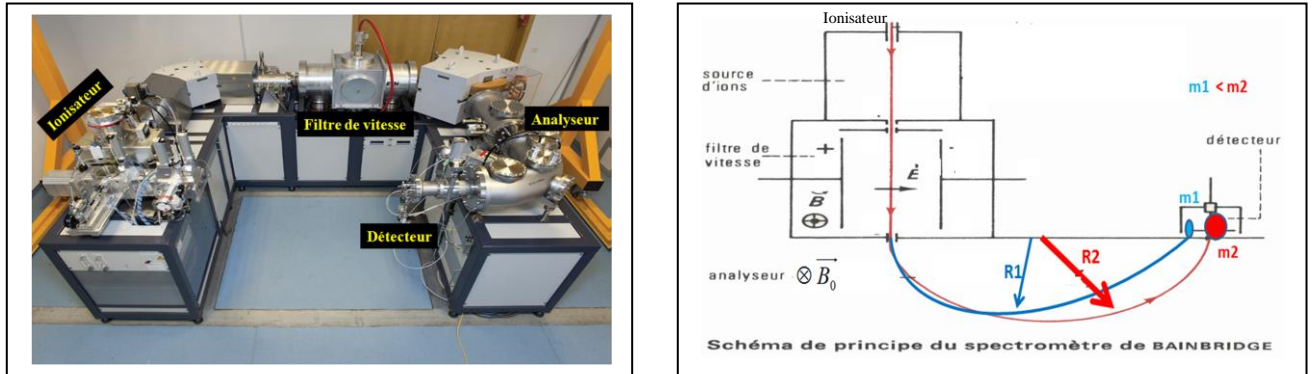


Figure II.13 : Expérience de Bainbridge

Un spectrographe de masse est utilisé, il comprend quatre parties :

1. Ionisateur : Obtention d'ions positifs par bombardement de gaz.
2. Filtre de vitesse : Ions accélérés par un condensateur et introduction d'un filtre de vitesse de telle sorte que les ions entrent dans l'analyseur avec la même vitesse.
3. Analyseur : Ions déviés par un champ magnétique B_0 constant.
4. Détecteur : comptage électronique des impacts.

Dans le filtre de vitesse :

Action simultanée des deux champs E et B sur les ions : pas de déviation.

$$\sum \vec{F} = m \cdot \vec{\gamma} = 0 \Rightarrow F_e - F_B = 0 \Rightarrow F_e = F_B \Rightarrow q \cdot E = q \cdot V \cdot B \Rightarrow V = \frac{E}{B}$$

Dans l'analyseur :

Action du champ magnétique B_0 seul : l'ion est dévié suivant un cercle de rayon (R) tel que :

$$\text{on a } \sum \vec{F} = m \cdot \vec{\gamma}$$

$$\text{Suivant } \mathcal{Y}_T: \text{ pas de force } \Rightarrow \sum \vec{F} = m \cdot \vec{\gamma} = 0$$

$$\text{Suivant } \mathcal{Y}_N: \Rightarrow \sum \vec{F} = F_{B_0} = m \cdot \gamma_N \Rightarrow q \cdot V \cdot B_0 = m \cdot \frac{V^2}{R} \Rightarrow q \cdot B_0 = m \cdot \frac{V}{R}$$

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

$$\text{On a : } \frac{m}{R} = \frac{q \cdot B_0 \cdot B}{E} = \text{cst} \Rightarrow \frac{m_1}{R_1} = \frac{m_2}{R_2} = \frac{m_3}{R_3} = \dots = \frac{m_i}{R_i} = \frac{q \cdot B_0 \cdot B}{E} = \text{cst}$$

g) Masse moyenne atomique :

La masse moyenne atomique (M_{moy}) est la moyenne de la masse d'un atome.

$M_{\text{moy}} = \sum (x_i \cdot m_i)$ <p>Avec : $0 \leq x_i \leq 1$</p> <p>et $\sum x_i = 1$</p>	$M_{\text{moy}} = \sum (m_i) / 100$ <p>Avec : $0 \leq x_i \leq 100\%$</p> <p>et $\sum x_i = 100\%$</p>
--	--

On a : - : *abondance isopique i* (pourcentage d'existence).

- m_i : *masse de l'isotope i*.

Exemple 1 :

Uranium (Z=92)

^{234}U ($x=99,275\%$)

^{235}U ($x=0,720\%$)

^{238}U ($x=0,005\%$)

Exemple 2 : Calculer la masse atomique moyenne du Cl, sachant que celui-ci est un mélange de deux isotopes :

$X_1=75.4\%$ de Cl^{35}_{17} de masse 34.96 uma.

$X_2=24.6\%$ de Cl^{37}_{17} de masse 36.96 uma.

On trouve : la $M_{\text{moy}} = \sum x_i m_i / 100 = 35.45$ uma.

h) Equivalence : masse - énergie de liaison de noyau (Einstein-1905) :

La masse d'un noyau réelle est toujours inférieure à la somme des masses de ses constituants.

M (noyau réelle) < M (noyau)

et M (noyau) = $Z \cdot m(p) + N \cdot m(n)$.

h)-1- Le défaut de masse :

Défaut de masse (figure II.14) :

$\Delta m = M \text{ noyau} - M \text{ noyau (réelle)}$. Où est passée cette masse (Δm) ?

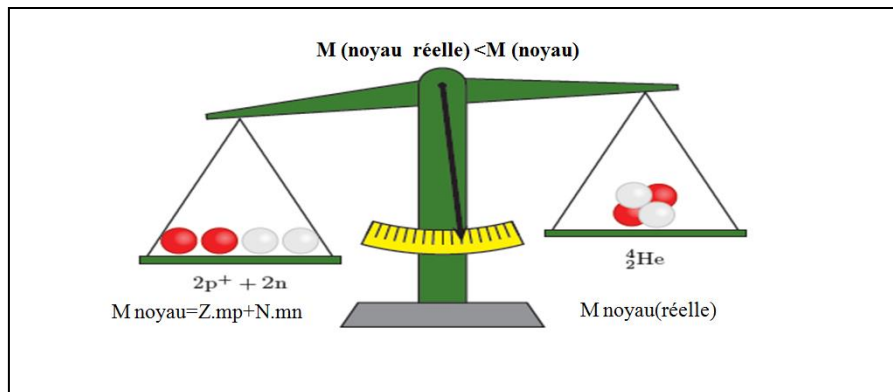


Figure II.14 : Schéma explicatif du défaut de masse

-Le défaut de masse est transformé en énergie de liaison qu'on peut le calculer par la relation d'Einstein : $\Delta E = \Delta m c^2$.

h)-2- Énergie de liaison par nucléon : $\Delta E_A = \Delta E/A$

C'est l'énergie qu'il faut dépenser pour arracher un nucléon au noyau, elle augmente de ^1H à ^{56}Fe et elle diminue au-delà de ^{56}Fe .

i) Les unités de masse et d'énergie

- Dans le système international : la masse en Kg et l'énergie en joules (J)
- En physique nucléaire : la masse en unité de masse atomique (uma)
 $1\text{uma} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$

-i- Les unités de masse et d'énergie

• Dans le S.I: la masse en kg et l'énergie en joules (J)

• En physique nucléaire

• la masse en **unité de masse atomique (uma)**

C'est le douzième de la masse d'un atome de carbone 12 :

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} \cdot \frac{12 \cdot 10^{-3}}{N_A} \approx 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

• masse d'un proton = 1,00727 uma

• masse d'un neutron = 1,00867 uma

• énergie en **électron-volt (eV)**

$$1\text{eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$$

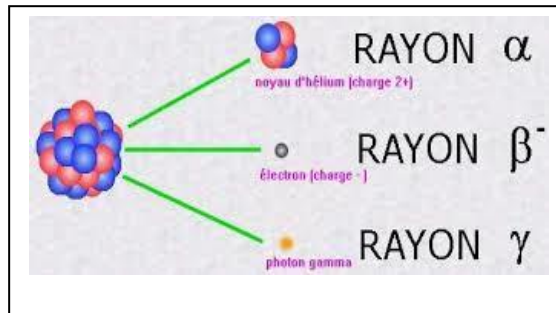
$$1\text{MeV} = 1,60 \times 10^{-13} \text{ J}$$

$$1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV}$$

$$\Delta E \text{ (j)} = \Delta m \text{ (Kg)} \cdot c^2 \text{ (m}^2/\text{s}^2)$$

$$\Delta E \text{ (Mev)} = \Delta m \text{ (uma)} \cdot 931,5$$

Chapitre III



La Radioactivité

I-Historique

- ✓ Marie Curie et son époux Pierre ont réussi par des moyens chimiques à isoler deux nouveaux éléments radioactifs :
 - Polonium (en juillet 1898)
 - Le radium (en décembre 1898)
- ✓ On s'aperçut que la température, la pression ou l'état chimique n'avaient pas d'effet sur la radioactivité.
- ✓ Il devenait clair que la radioactivité était due à un processus inconnu qui se produisait à l'intérieur des atomes.
- ✓ Antoine Henri Becquerel, physicien français, (1852 – 1908). En 1896, Becquerel découvrit la radioactivité par accident, alors qu'il faisait des recherches sur la fluorescence des sels d'uranium.

II- Pourquoi certains noyaux sont-ils radioactifs ?

Les noyaux les plus riches en protons et en neutrons sont les plus radioactifs. Possédant une grande énergie, le noyau est ainsi instable, il a tendance à se décomposer (désintégration radioactive) (figure III.1).

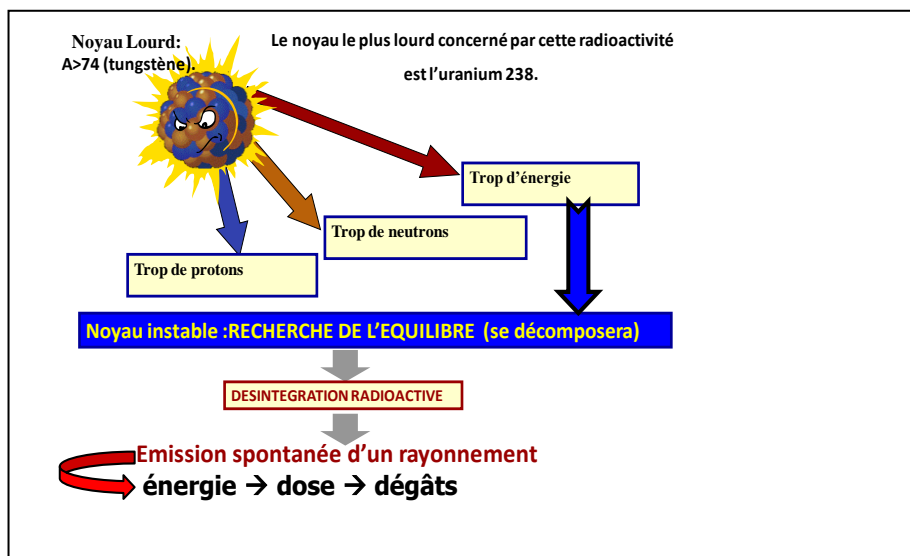


Figure III.1 : Schéma explicatif de la désintégration radioactive

III-Radioactivité Naturelle :

- ✓ Due à la présence d'éléments naturellement radioactifs dans notre environnement.
- ✓ Les éléments radioactifs naturels sont des éléments dont le rapport : $\frac{A-Z}{Z} \geq 1.5$

- Exemple : -Les rayons cosmiques ;
 -La radioactivité du sol;
 -La radioactivité des eaux;
 -La radioactivité du corps humain;
 -La radioactivité de l'air.

IV- Les rayonnements émis :

Lors de la radioactivité, on a plusieurs types de rayonnement qui apparaissent (figure III.2)

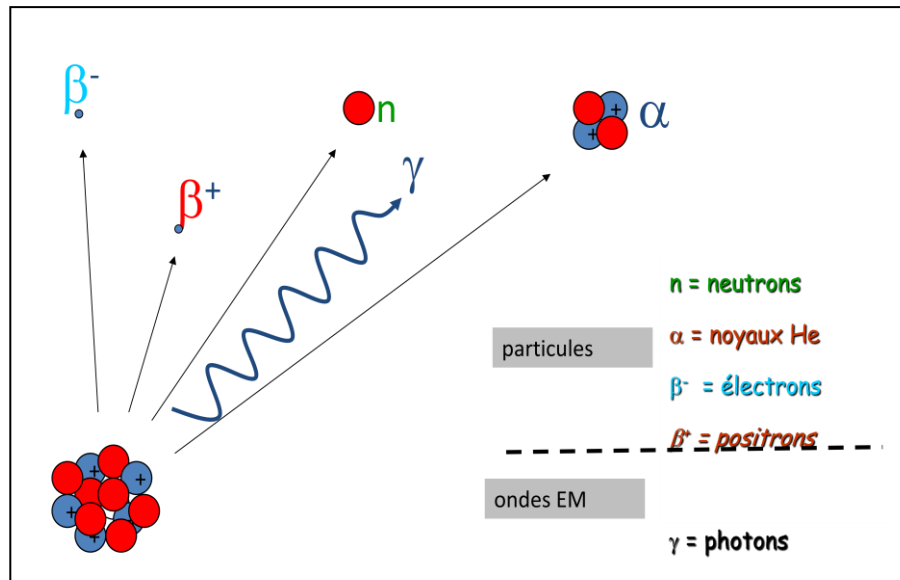
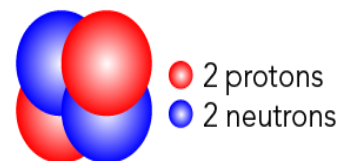
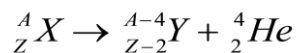


Figure III.2 : Les rayonnements émis

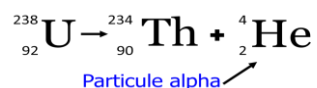
IV-a-Particules alpha :

- ✓ Rutherford a découvert que les particules alpha sont en fait des atomes d'hélium He_2^4 ;
- ✓ Désignées par le symbole (α),

✓ Réaction α

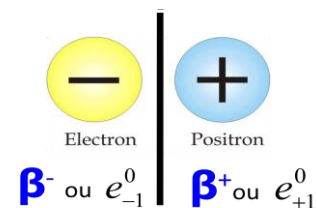


- ✓ Exemple : Équation de la réaction nucléaire α

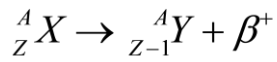
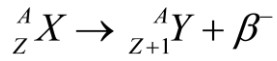


IV-b-Particules bêta:

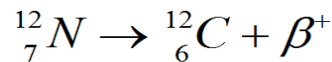
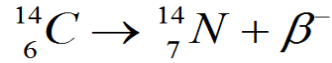
- ✓ Désignées par le symbole (β) ;
- ✓ Chargé positivement ou négativement.



✓ **Réaction β**



✓ Exemple : Équation de la réaction nucléaire β .

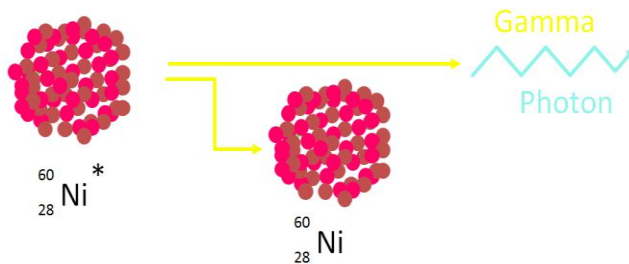
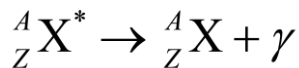


IV-c-Le Rayonnement Gamma :

✓ -Dans la plus part des cas, les deux rayonnements alpha et beta s'accompagne l'émission d'un rayonnement gamma (γ).

✓ -Il est très pénétrant.

✓ **Réaction γ :**



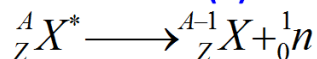
Exemple : Équation de la réaction nucléaire gamma (γ).

IV-d- la radioactivité à neutron :

✓ De plus de la radioactivité naturelle alpha, beta et gamma, on a la radioactivité à neutron (**n**) et capture d'électron.

✓ Ce type de radioactivité est très rencontré chez les noyaux excités.

✓ **Réaction (n):**



✓ Exemple : Équation de la réaction nucléaire **n**.



V- Parcours des rayonnements dans l'air:

Interactions des rayonnements avec le corps humain:

Le rayonnement ionisant, tel que les rayons gamma, les rayons X et une certaine partie de la lumière ultraviolette (l'UVC à ondes courtes), peut ioniser les atomes en raison de son contenu énergétique élevé. Des dommages peuvent alors survenir à l'ADN de notre corps ainsi que des modifications cellulaires (figure III.3).

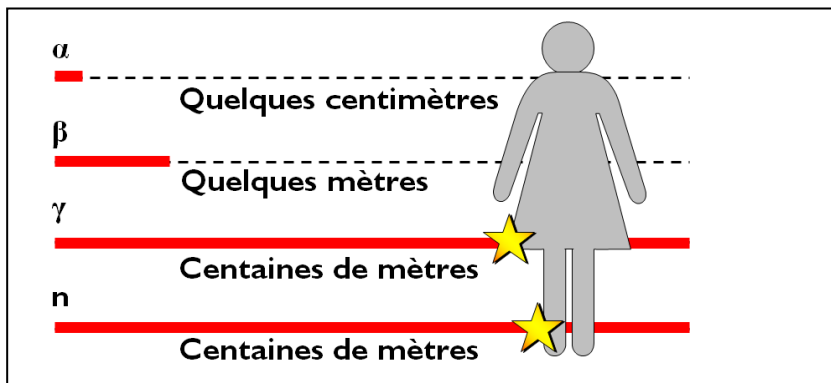


Figure III.3 : Interactions des rayonnements avec le corps humain

VI- La loi de la radioactivité :

a) Première équation :

Le nombre de désintégration par unité de temps est proportionnel au nombre d'atome radioactif à l'instant t .

$$\text{Où: } \frac{dN}{dt} = -\lambda \cdot N$$

$\frac{dN}{dt}$: est le taux (vitesse) de désintégration ;

λ : est la constante de désintégration ; elle est indépendante des conditions de pression et de température.

N : est le nombre d'atomes radioactifs restant à l'instant t .

$$\text{On a: } \frac{dN}{dt} = -\lambda \cdot N \Rightarrow \frac{dN}{N} = -\lambda \cdot dt \Rightarrow \int_{N_0}^N \frac{dN}{N} = \int_0^t -\lambda \cdot dt \Rightarrow \left[\ln \right]_{N_0}^N = -\lambda \cdot [t] \Rightarrow \ln \frac{N}{N_0} = -\lambda \cdot t \Rightarrow N = N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}$$

$$\text{Loi de désintégration radioactive : } N = N_0 e^{-\lambda t} \quad (1)$$

Où N_0 : est le nombre d'atomes radioactifs à $t_0 = 0$.

b) Deuxième équation :

-Pour chaque masse molaire M (g/mol) : On a: 1mol \longrightarrow M \longrightarrow N_A

pour: $n(\text{mol}) \longrightarrow m(\text{gramme}) \longrightarrow N?$

On trouve que : $N = \frac{m}{M} \cdot N_A$ et $N_0 = \frac{m_0}{M} \cdot N_A$ dans (1) on obtient :

$$\text{Loi de désintégration radioactive : } m = m_0 e^{-\lambda t} \quad (2)$$

c) Demi-vie ou période (T ou $t_{1/2}$) :

C'est le Temps nécessaire pour que la moitié d'un stock donné de noyaux se soit désintégré
Tableau III.1.

Si $t = T$, alors $N = N_0/2$, dans (1):

$$\begin{aligned} \frac{N_0}{2} &= N_0 e^{-\lambda T} \Rightarrow \frac{1}{2} = e^{-\lambda T} \Rightarrow -\ln 2 = -\lambda T \\ \Rightarrow T &= \frac{\ln 2}{\lambda} = \frac{0.693}{\lambda} = t_{1/2} = t_{0.5} \quad (3) \end{aligned}$$

Tableau III.1 : périodes radioactives de quelques isotopes

Périodes radioactives de quelques isotopes		
isotope		période
iode	^{131}I	8,02 jours
krypton	^{85}Kr	10,70 ans
tritium	^3H	12,30 ans
carbone	^{14}C	5 700 ans
plutonium	^{239}Pu	24 300 ans
plutonium	^{244}Pu	80,8 millions d'années
iode	^{129}I	17 millions d'années
uranium	^{235}U	710 millions d'années
uranium	^{238}U	4,5 milliards d'années
thorium	^{232}Th	14 milliards d'années

VII- L'activité (A) :

Est défini par la vitesse de la décomposition, ça veut dire par le nombre de désintégration par seconde :

$$A(t) = \frac{-dN}{dt} = \lambda \cdot N = \lambda \cdot N_0 e^{-\lambda t} = A_0 \cdot e^{-\lambda t} \Rightarrow A(t) = A_0 \cdot e^{-\lambda t} \quad (4)$$

Unité : becquerel (Bq) avec : 1 Bq = 1 désintégration par seconde (dps)

1 kBq = 1 000 Bq

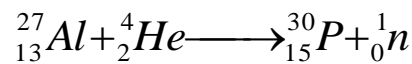
1 MBq = 1 000 000 Bq

1 GBq = 1 000 000 000 Bq

Ancienne unité : curie (Ci) avec : 1 Ci = $3,7 \cdot 10^{10}$ Bq = $3,7 \cdot 10^{10}$ dps.

VIII- Radioactivité artificielle :

Elle est Liée à des activités humaines comme l'énergie nucléaire civile ou militaire. Les radioéléments artificiels sont obtenus en bombardant des éléments stables (Aluminium, Béryllium, Iode, etc...) par (des neutrons, protons, hélium,...). En 1934 Frédéric Joliot-Curie et Irène Joliot-Curie découvrent ce phénomène en produisant du phosphore 30 en bombardant l'Aluminium 27 avec une particule α provenant généralement d'une source de radium.



Irène Joliot-Curie est la fille de Pierre et Marie Curie. Elle a obtenu avec son mari Frédéric Joliot-Curie le prix Nobel de chimie en 1935 pour la découverte de la radioactivité artificielle. Irène Joliot-Curie décède le 17 mars 1956 d'une leucémie aiguë liée à son exposition au polonium et aux rayons X, la même maladie qui avait emporté sa mère Marie Curie, en juillet 1934.

a) Variation de masse et bilan d'énergie d'une réaction nucléaire :

Soit la réaction nucléaire suivante : ${}_{Z_1}^{A_1}\text{A} + {}_{Z_2}^{A_2}\text{B} \longrightarrow {}_{Z_3}^{A_3}\text{C} + {}_{Z_4}^{A_4}\text{D}$

-Comme pour toute autre transformation nucléaire, il y a conservation du nombre de masse A et du nombre de charge Z.

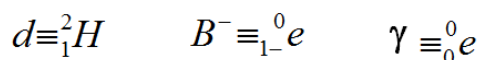
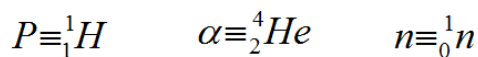
Donc : $A_1 + A_2 = A_3 + A_4$ et $Z_1 + Z_2 = Z_3 + Z_4$

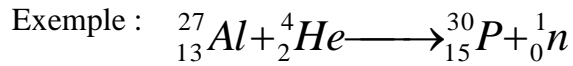
-Variation de masse d'une réaction nucléaire : Δm (réaction) = $\sum m$ (produits) - $\sum m$ (réactifs)

-L'énergie d'une réaction nucléaire : $\Delta E = \Delta m \cdot C^2$

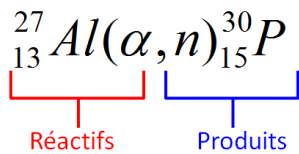
b) Représentation simplifié de la réaction nucléaire :

Rappelons que :





On peut écrire :



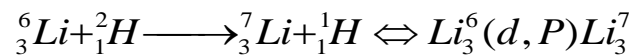
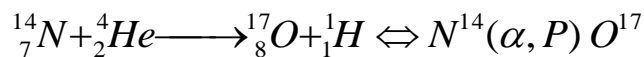
c) Réactions nucléaires artificielles :

1/ Transmission nucléaire :

Cette réaction produit des noyaux ayant une masse atomique égale ou voisine du noyau cible.

Le noyau formé peut être stable ou lui-même radioactif.

Exemple :



2/ La Fission :

- Production d'énergie, de 2 à 3 neutrons libres et de 2 nouveaux noyaux (produits de fission).
- Les produits de fission sont émetteurs de Beta et Gamma.
- Les neutrons libérés peuvent créer d'autres fissions (réaction en chaîne).

Exemple :

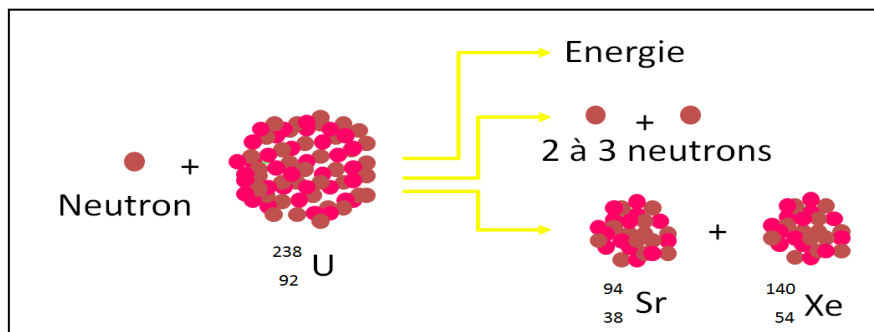


Figure III.4 : Réaction de la fission d'Uranium

Remarque : un gramme d'Uranium libère la même énergie que la combustion de 1,8 tonne de pétrole figure III.5.

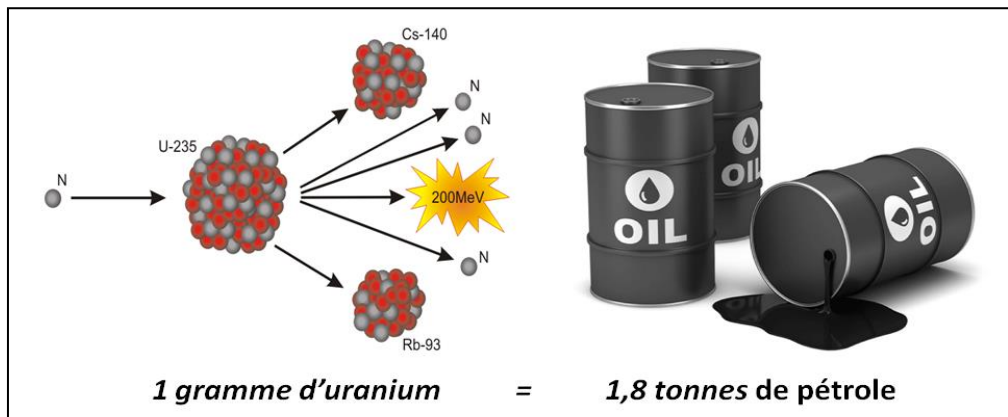


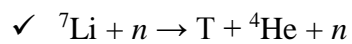
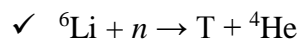
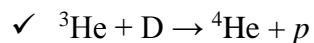
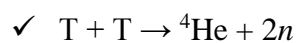
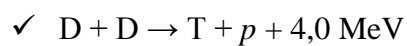
Figure III.5 : L'énergie libérée par un gramme d'Uranium

3/ La Fusion :

a)-Dans un milieu porté à haute température, 2 corps légers se percutent. Ils fusionnent en libérant de l'énergie.

b)-L'énergie libérée est plus forte que celle libérée par une réaction de fission.

Exemple :



c)-Parmi d'autres réactions de fusion intéressantes on a :

La bombe à hydrogène (figure III.6) : $D + T \rightarrow {}^4\text{He} + n + 17,6 \text{ MeV}$.

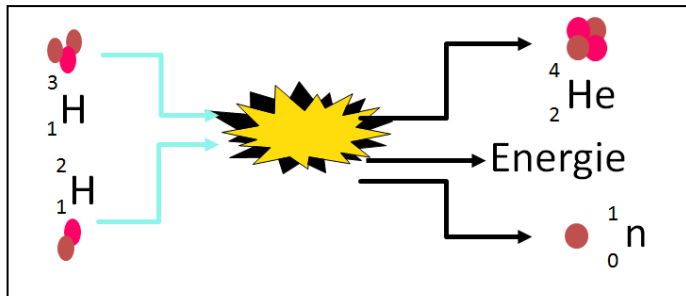


Figure III.6 : Réaction de la fusion d'hydrogène

-les bombes H \equiv 14 000 tonnes de TNT

-les bombes H sont 1 000 fois plus puissantes que la bombe de Hiroshima.

-le souffle de l'explosion balayerait la plupart des bâtiments sur une zone d'un rayon d'environ 32,6 km.

-les radiations thermiques s'étendraient sur une zone de 73,7 km de rayon (des brûlures de 3^{ème} degré).

-le bilan humain d'une telle attaque est estimé à 6,87 millions de morts et 3,94 millions de blessés.

IX- Application de la radioactivité : La datation au C¹⁴:

- l'abondance du ¹⁴C dans l'atmosphère est constante : $\frac{N_{^{14}\text{C}}}{N_{^{12}\text{C}}} = 1,3 \times 10^{-12}$

-Lorsqu'un organisme vivant meurt, son abondance en ¹⁴C commence à diminuer car il n'absorbe plus le CO₂ de l'atmosphère.

a) Principe de la datation par le carbone 14 :

On peut calculer la datation d'une substance (os, bois) par l'équation suivante :

$$\text{On a : } A(t) = A_0 \cdot e^{-\lambda t} \Rightarrow t = \frac{\ln\left(\frac{A_0}{A_t}\right)}{\lambda} = \frac{\ln\left(\frac{A_0}{A_t}\right)}{0,000124487 \text{ ans}^{-1}} = \ln\left(\frac{A_0}{A_t}\right) \cdot 8033 \text{ ans} = \text{age}$$

A_t : activité carbone de l'échantillon (échantillon archéologique) ;

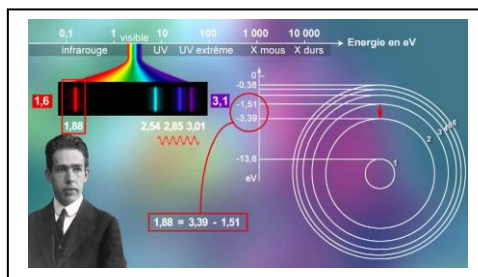
A_0 : activité carbone moderne (échantillon standard de référence) ;

A_t : activité carbone de l'échantillon (échantillon archéologique) ;

A_0 : activité carbone moderne (échantillon standard de référence) ;

t : L'âge ; T : période de C¹⁴ = 5568ans $\Rightarrow \lambda = \frac{\ln 2}{T} = 0,000124487 \text{ ans}^{-1}$

Chapitre IV



Structure électronique de l'atome

I-Introduction :

I-1.La mécanique classique et quantique :

-La mécanique classique (newtonienne) décrit le mouvement des objets macroscopiques lorsque leur vitesse est faible par rapport à celle de la lumière.

-La mécanique quantique étudie les systèmes physiques à l'échelle atomique et subatomique (<atome).

-Elle fut développée au début du XX^e siècle par une dizaine de physiciens américains et européens, afin de résoudre différents problèmes que la physique classique échouait à expliquer, comme l'existence des raies spectrales, l'effet photo-électrique, ou le rayonnement du corps noir.

I-2. Le rayonnement du corps noir :

-Tout le monde a fait l'expérience de chauffer un morceau de métal.

-Un corps noir rayonne son énergie par «bouffées» et non pas de façon continue :

-Si on le chauffe à : 500 C⁰ sa couleur devient rouge ;

1000 C⁰ sa couleur devient jaune ;

1200 C⁰ sa couleur devient blanche.

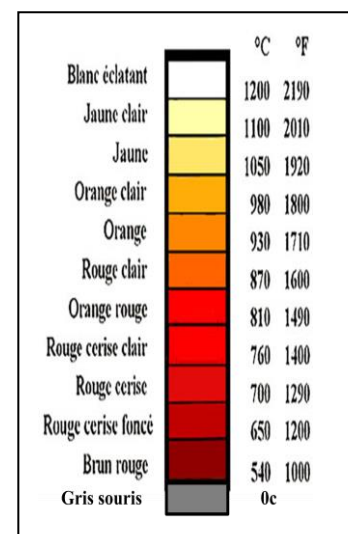


Figure VI.1 : Le rayonnement d'un corps noir

-Planck pense que ces sauts sont une propriété «interne» des atomes.

II- Quantum d'énergie et photon :

-Planck conclut que : une source de lumière n'émet pas d'ondes électromagnétiques de façon continue, mais les échanges d'énergie lumineuse ne peuvent se faire que par «paquets" ou quanta (Quantum) de façon discontinue.

-En 1905 Einstein émet l'hypothèse que ces "paquets" d'énergie électromagnétique sont portés par des photons, particules de masse nulle qui se déplacent à la vitesse de la lumière :

($c = 3.10^8$ m/s dans le vide).

B- La matière (Relation de Louis de Broglie) :

En 1924, de Broglie a proposé que si la lumière avait une dualité onde/particule, pourquoi pas aussi la matière ?

En 1925, de Broglie généralisa la relation précédente $\lambda = \frac{h}{m.c}$ à toute particule de masse

«**m**», se déplaçant à une vitesse «**V**» est associée une onde, de longueur d'onde «**λ**», définie

par la relation : $\lambda = \frac{h}{m.V}$

λ = Longueur d'onde =h/p avec : p= quantité de mouvement= m.v

IV- L'effet photoélectrique (Einstein 1905) :

-Lorsqu'on éclaire la plaque avec une lumière rouge (intense), il ne se passe rien. Si on éclaire avec une lumière bleue, un courant passe.

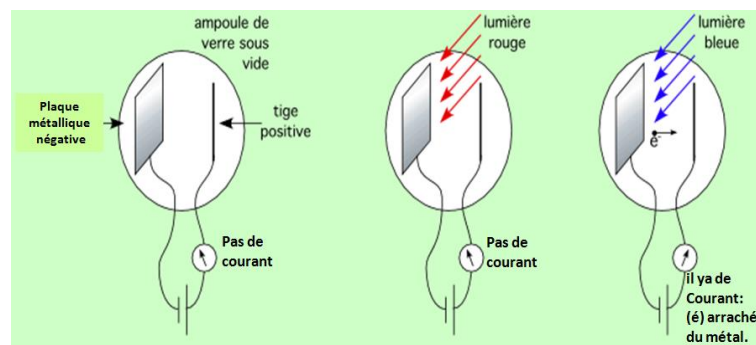


Figure IV.4 : L'effet photoélectrique selon (Einstein 1905)

Explication :

-On ne sait pas expliquer cet effet avec une onde : l'énergie d'une onde est proportionnelle à son intensité !

-Par contre, si on considère que la lumière est faite de petites particules :

- ✓ à basse fréquence (rouge), l'énergie de chaque particule est trop petite pour arracher un électron à la plaque ;
- ✓ à fréquence plus élevée (bleue), l'énergie dépasse le minimum nécessaire pour arracher un électron d'où l'obtention d'un courant électrique.

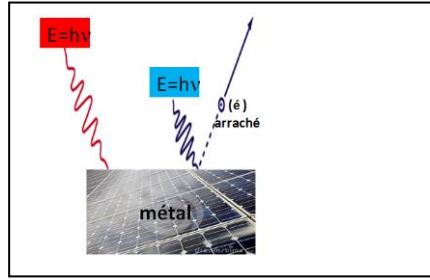


Figure IV.5 : Schéma explicatif de l'extraction de l'électron

- C'est Albert Einstein qui a expliqué ainsi l'effet photoélectrique, et proposé de nommer *photon* ce petit grain de lumière. On obtient une équation simple :

Energie du photon = Energie d'extraction (seuil) + énergie cinétique de l'électron

$$\Rightarrow E = E_0 + E_c \Rightarrow h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2}m_e V^2$$

- pour avoir un effet photoélectrique il faut que : $E > E_0 \Rightarrow h\nu > h\nu_0 \Rightarrow \nu > \nu_0 \Rightarrow \lambda_0 > \lambda$

V-Spectre électromagnétiques :

V-1. Le spectre visible :

- L'œil humain n'est sensible qu'à un très petit domaine de l'ensemble de ce spectre : c'est le spectre visible.

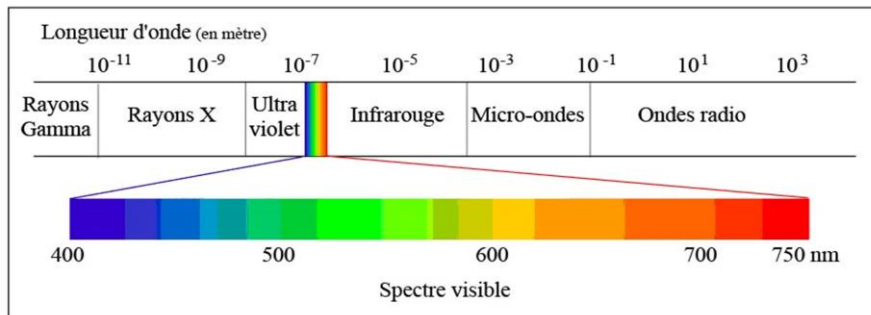


Figure IV.6 : Echelle logarithmique de λ des ondes électromagnétiques

V-2. Les spectres d'absorption et d'émission :

- On nomme spectre l'ensemble des photons absorbés ou émis par une substance.

- Une substance absorbe ou émet un photon quand une de ses particules passe d'un niveau d'énergie à un autre (des sauts).



Figure IV.7 : Schéma d'une transition électronique

-Pour étudier ces sauts, il suffit de mesurer les spectres de lumière émis par des atomes qui absorbent ou qui émettent de l'énergie.

A-Spectres d'absorption :

En plaçant l'hydrogène devant une source de lumière blanche on peut obtenir le spectre d'absorption de l'élément comporte des raies noires (spectre discontinu).

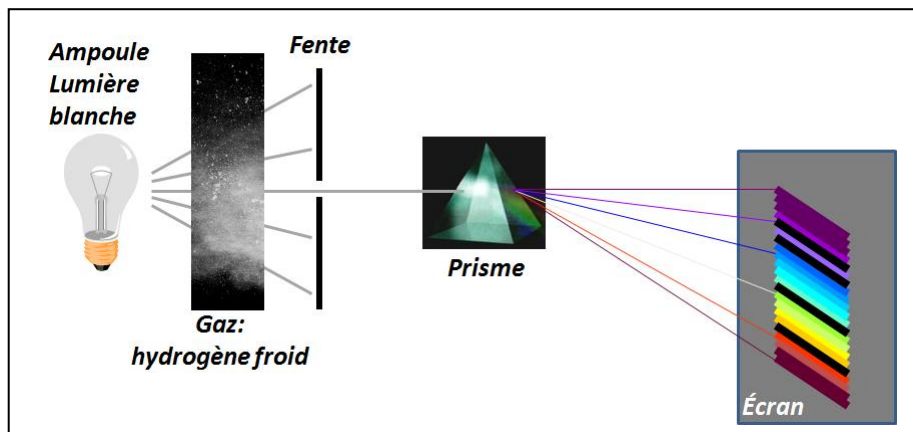


Figure IV.8 : Spectres d'absorption

B-Spectres d'émission :

Le Spectres d'émission de H est constitué de 4 raies fines de longueurs d'ondes λ bien déterminées : c'est un spectre de raies (non continu).

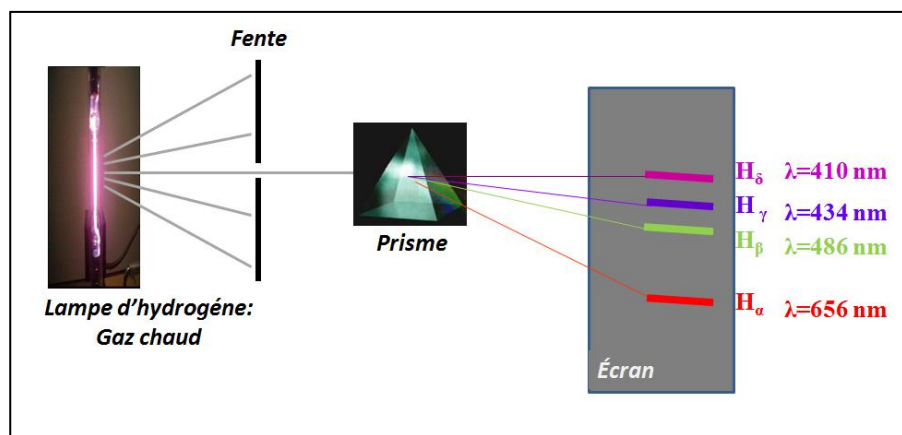


Figure IV.9 : Spectres d'émission

- Chaque atome a une signature électronique qui lui est propre et qui est caractéristique des sauts que ses électrons peuvent effectuer.

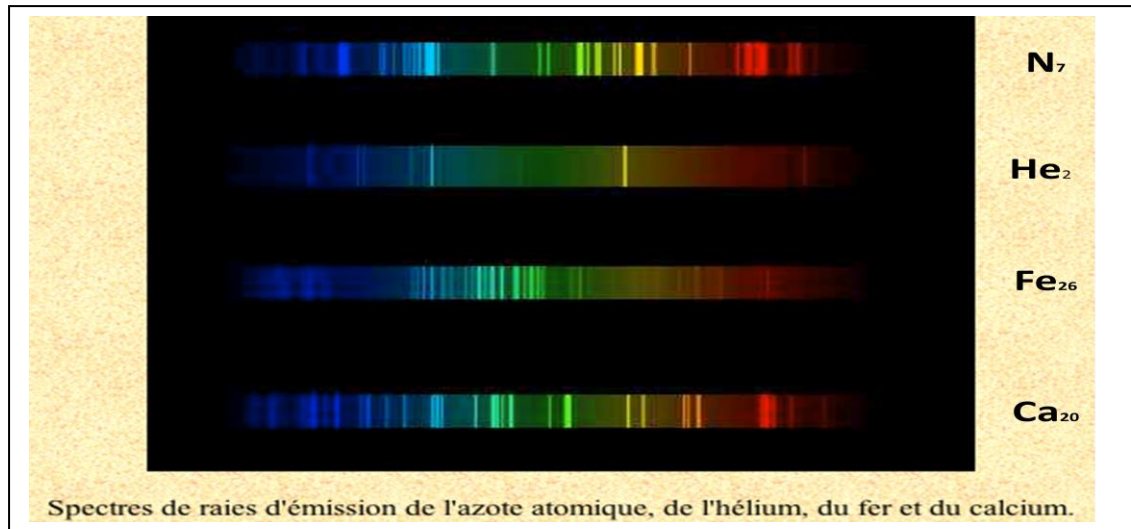


Figure IV.10 : spectres de raies d'émission de l'azote, de l'hélium, du fer et du calcium

C- Relation de Balmer :

La formule de Balmer associe les longueurs d'onde des raies spectrales de l'atome d'hydrogène dans le visible. Elles correspondent aux transitions entre les niveaux d'excitation n_f supérieur à 2.

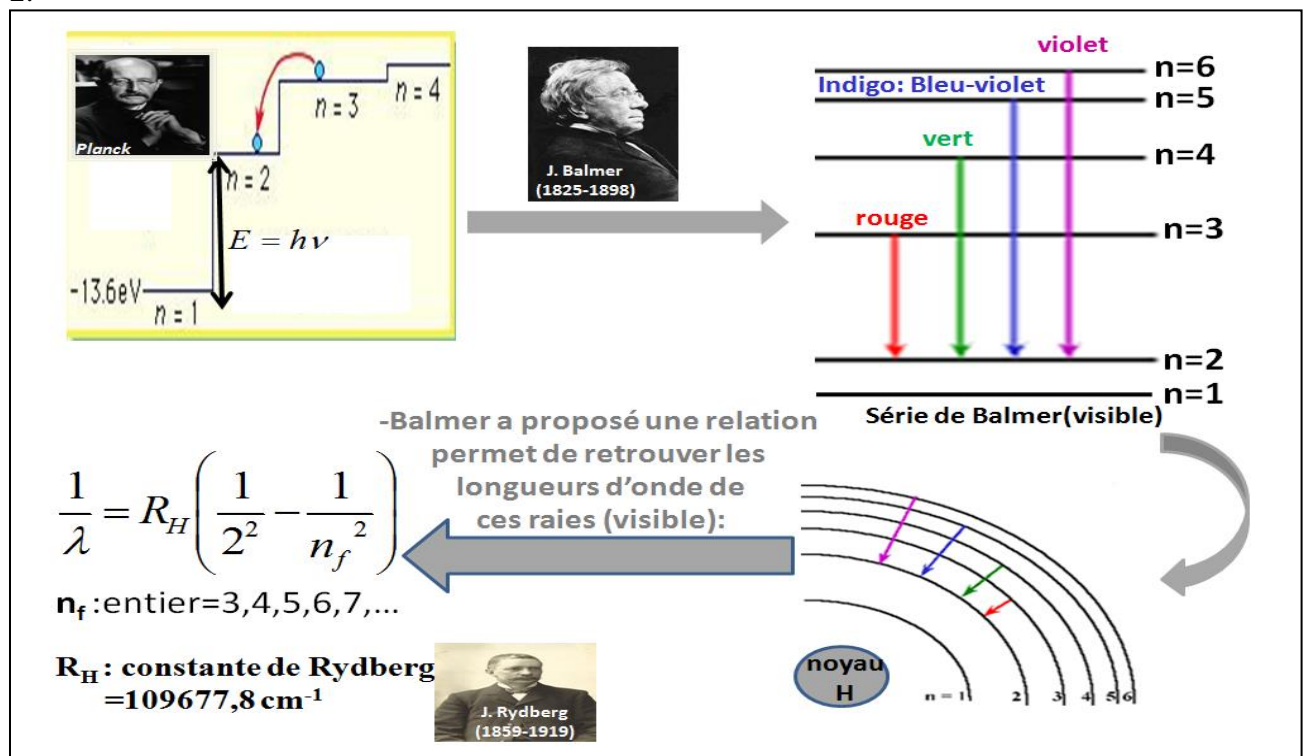


Figure IV.11 : Schéma explicatif de la relation de Balmer

VI. Autres séries du spectre :

A-Ritz a généralisé la formule de balmer à toutes les raies du spectre d'émission atomique de l'hydrogène.

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

Avec : n_i et n_f sont des entiers avec $n_i < n_f$.

Tableau IV.1 : Séries du spectre d'hydrogène, transitions et domaine spectral correspondant.

Série	n_i (lettre)	n_i (chiffre)	n_f	Région
Lyman	K	1	2, 3, 4, 5...	UV
Balmer	L	2	3, 4, 5, 6...	Visible
Pashen	M	3	4, 5, 6, 7...	IR proche
Brackett	N	4	5, 6, 7, 8...	IR lointain
Pfund	O	5	6, 7, 8, 9...	IR lointain

B- Les raies spectrales :

On a $\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$

1^{ère} raie(α): $n_i \rightarrow n_f = (n_i+1)$

2^{ème} raie(β): $n_i \rightarrow n_f = (n_i+2)$

3^{ème} raie(γ): $n_i \rightarrow n_f = (n_i+3)$

Raie limite : $n_i \rightarrow n_f = (n_i+\infty)$

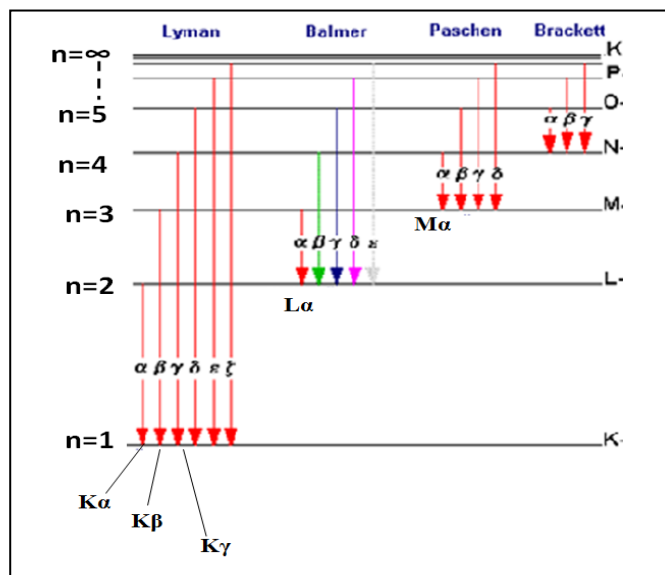


Figure IV.12 : Les raies spectrales de l'atome d'hydrogène

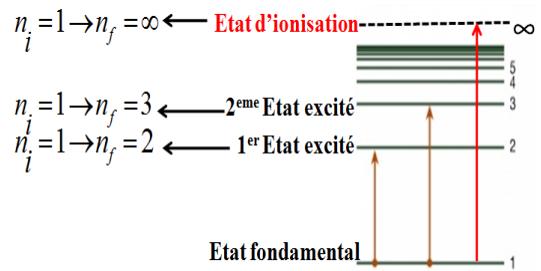
Exemple :

- 1^{ère} raie de Lyman (K_α) : $n_i = 1 \rightarrow n_f = 2$
- 2^{ème} raie de Lyman (K_β) : $n_i = 1 \rightarrow n_f = 3$
- 3^{ème} raie de Lyman (K_γ) : $n_i = 1 \rightarrow n_f = 4$

C. Calcul de la variation d'énergie ΔE :

ΔE peut être calculée par l'équation suivante :

$$\Delta E = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = h.c.R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$



1^{er} Etat excité : $n_i \rightarrow n_f = n_i + 1$

2^{ème} Etat excité : $n_i \rightarrow n_f = n_i + 2$

3^{ème} Etat excité : $n_i \rightarrow n_f = n_i + 3$

Etat d'ionisation : $n_i \rightarrow n_f = n_i + \infty$

On sait que plus la longueur d'onde est faible plus l'énergie est grande donc :

$$\Delta E \ll 0 \Rightarrow \lambda \gg 0 \Rightarrow \text{transiton} (n_i = 1 \rightarrow n_f = \infty)$$

-On sait que plus la longueur d'onde est grande plus l'énergie est faible donc :

$$\Delta E \ll 0 \Rightarrow \lambda \gg 0 \Rightarrow \text{transiton} (n_i = 1 \rightarrow n_f = 2)$$

D-Diagramme énergétique de L'hydrogène :

Le diagramme des niveaux d'énergie montre les états d'énergie possibles pour les différents atomes.

Exemple : H

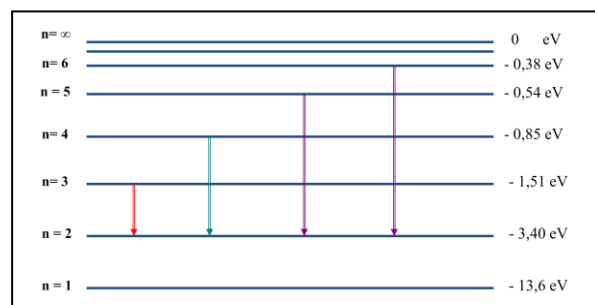


Figure IV.13 : Diagramme énergétique de L'hydrogène

E- L'énergie d'ionisation :

L'énergie d'ionisation (ΔE_i) c'est l'énergie qu'il faut fournir à un atome pour arracher un électron. $H \rightarrow H^+ + 1e^-$

1^{ère} méthode de calcul ΔE_i :

$$\text{Etat d'ionisation } (n_i \rightarrow n_f = n_i + \infty) \Rightarrow \Delta E_i = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = h.c.R_H \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) = 13,6 \text{ eV}$$

2^{ème} méthode de calcul ΔE_i :

$$\Delta E_i = \Delta E_\infty - \Delta E_1 = \left(-\frac{1}{\infty^2} \cdot 13,6 \right) - \left(-\frac{1}{1^2} \cdot 13,6 \right) = 13,6 \text{ eV}$$

VI- L'atome de Bohr :

Le modèle de Bohr est basé sur 3 postulats :

Le premier postulat mécanique : L'électron se déplace uniquement sur certaines orbites circulaires de **rayon r** appelées « états stationnaires ».

Le second postulat optique : Émission d'un rayonnement seulement si l'électron passe d'une orbite supérieure à une orbite inférieure, avec : $\Delta E = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$

et ΔE : énergie finale(f)-l'énergie initiale(i).

Le troisième postulat du moment cinétique : Le moment cinétique de l'électron ne peut prendre que des valeurs entières multiples de $\cdot \hbar$

$$\boxed{mvr = n\hbar = \frac{nh}{2\pi}}$$

Avec : $n = 1, 2, 3, 4, \dots$;

$$\hbar = \frac{h}{2\pi} : \text{La constante de Planck réduite ;}$$

à partir de ces 3 postulats Bohr a pu calculer les rayons des orbites circulaires, les énergies possibles et la vitesse de l'é.

VI-1 Calcul de rayon d'orbite :

$$\text{Force d'attraction (Loi de coulomb)} \quad F_e = -k \frac{e^2}{r^2}$$

$$\text{Forces centrifuge} \quad F_C = \frac{mV^2}{r}$$

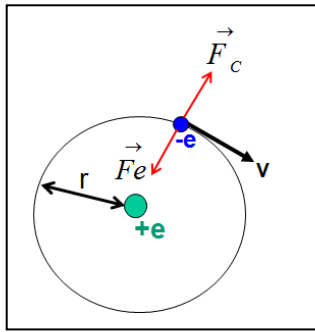


Figure IV.14 : Schéma de l'atome d'hydrogène

Pour que l'é ne tombe pas sur le noyau, il faut que :

$$|F_C| = |F_e| \Rightarrow \frac{mV^2}{r} = k \frac{e^2}{r^2} \Rightarrow mV^2 = k \frac{e^2}{r} \quad (1)$$

$$\text{On a l'hypothèse de Bohr : } mVr = n \frac{h}{2\pi} \Rightarrow V = n \frac{h}{2\pi nr} \quad (2)$$

(2) Dans (1) :

$$r_n = \frac{h^2 n^2}{4\pi^2 k e^2 m} = 5,29 \cdot 10^{-11} \cdot n^2 (m) = 0,529 \cdot n^2 (A^0) \quad (3)$$

Avec : K : constante de Coulomb = $9 \cdot 10^9$ MKSA

m: Masse de l'é = $9,1 \cdot 10^{-31}$ Kg

h: constante de Planck = $6,62 \cdot 10^{-34}$ j.s

e: charge d'é = $1,6 \cdot 10^{-19}$ c

VI-2 Calcul de l'énergie totale de l'électron :

On a Conservation de l'énergie : $E = E_{\text{cinétique}} + E_{\text{potentielle}}$

$$E = \frac{mV^2}{2} + k \frac{-e^2}{r} \quad (4)$$

$$(1) \text{ dans } (4) \rightarrow E = -\frac{k \frac{e^2}{r}}{2} + k \frac{-e^2}{r} = -\frac{1}{2} k \frac{e^2}{r} \quad (5)$$

On a :

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

(3) Dans (5) on trouve :

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

$$\Rightarrow E_n = -2,17 \cdot 10^{-19} \frac{1}{n^2} (j) = -13,6 \frac{1}{n^2} (eV) \textcircled{6}$$

Donc l'énergie totale de l'électron est quantifiée, n est le premier nombre quantique appelé le nombre quantique principal.

VI-3 Calcul de la vitesse d'é :

$$mVr = n \frac{h}{2\pi} \Rightarrow V = n \frac{h}{2\pi m r} \textcircled{3}$$

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

$$\textcircled{3} \text{ Dans } \textcircled{2} \Rightarrow V_n = n \frac{h}{2\pi m r} = \frac{2\pi k e^2}{h} \frac{1}{n} = 2,18 \cdot 10^6 \cdot \frac{1}{n} (m.s^{-1}) \textcircled{7}$$

Exercice : calculer le rayon et l'énergie des orbites 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

On trouve :

n	=	1	2	3	4	5	6	7
n ²	=	1	4	9	16	25	36	49
r _n	= n ² (0,528) Å	0,528	2,11	4,75	8,40	13,28	19,0	25,87
E _x	= -13,6/n ² eV	-13,6	-3,4	-1,5	-0,85	-0,54	-0,37	-0,27

VI-4 Expression de la constante de Rydberg (R_H):

-A/ Lorsque l'é absorbe un rayonnement (une énergie), il transite d'un niveau n₁ à un niveau n₂.

On a :

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = hc \frac{1}{\lambda}$$

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

$$\Rightarrow \Delta E = \frac{2\pi^2 k^2 e^4 m}{h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = hc \frac{1}{\lambda}$$

$$\Rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{2\pi^2 k^2 e^4 m}{h^3 c} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\text{et on a : } \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\text{donc } R_H = \frac{2\pi^2 k^2 e^4 m}{h^3 c} = 109500 \text{cm}^{-1}$$

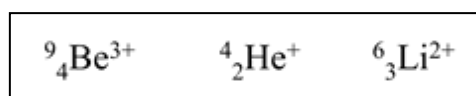
-B/ Lorsque l'é émet un rayonnement (une énergie), il transite d'un niveau n_2 à un niveau n_1 .

$$\text{On a : } \Delta E = E_1 - E_2$$

$$\text{et : } \Delta E_{\text{émission}} = -\frac{2\pi^2 k^2 e^4 m}{h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = -\Delta E_{\text{absorption}}$$

VII- Application de la théorie de Bhor sur les hydrogéoïdes :

Un hydrogéoïde c'est un atome qui possède qu'un seul électron. Il a alors une structure semblable à celle de l'atome d'hydrogène. C'est donc un cation auquel on a arraché tous les électrons sauf un. Exemple :



VII-1 Calcul de rayon d'orbite :

$$F_e = -k \frac{Ze^2}{r^2} \text{ Force d'attraction (Loi de coulomb)}$$

$$F_C = \frac{mV^2}{r} \text{ Forces centrifuge}$$

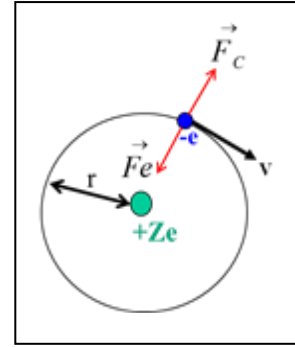


Figure IV.15. Schéma de l'atome des hydrogénoides

Pour que l'é ne tombe pas sur le noyau, il faut que :

$$|F_C| = |F_e|$$

Même calcul que VI-1
on remplace Z par Ze :

$$\Rightarrow r_n = \frac{h^2 n^2}{4\pi^2 k Z e^2 m} = 0.529 \cdot \frac{n^2}{Z} (\text{Å}^0)$$

VII-2 Calcul de l'énergie d'électron :

Conservation de l'énergie : E = E cinétique + E potentielle

$$\Rightarrow E = \frac{mV^2}{2} + k \frac{-Ze^2}{r}$$

Même calcul :

$$\Rightarrow E_n = \frac{-2\pi^2 k^2 Z^2 e^4 m}{h^2} \frac{1}{n^2} = -13,6 \cdot \frac{Z^2}{n^2} (eV)$$

On a :

$$\Delta E = E_2 - E_1 = \frac{2\pi^2 k^2 Z^2 e^4 m}{h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$et \Delta E = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = hc \frac{1}{\lambda}$$

$$\text{Donc : } \frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

VIII- Application de la théorie de Bhor sur les atomes polyélectronique:

VIII-1 Formule de Balmer généralisée :

Même calcul, mais on remplace Z par Z_{effectif}

On trouve que :

$$1) \quad r_n = 0,529 \cdot \frac{n^2}{Z_{\text{eff}}} \text{ (A}^\circ\text{)}$$

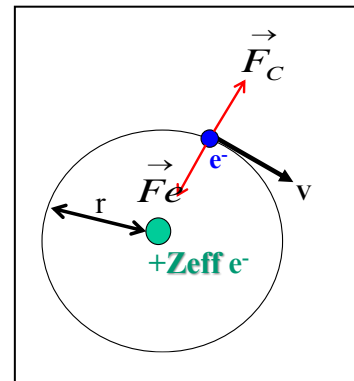


Figure IV.16. Schéma de l'atome des polyélectroniques

$$3) \quad \frac{1}{\lambda} = R_H Z_{\text{eff}}^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (m^{-1})$$

VIII-2 Calcul du Z effectif (Zeff) selon Slater :

Les autres électrons font écran entre le noyau et l'électron étudié (figure IV.17).

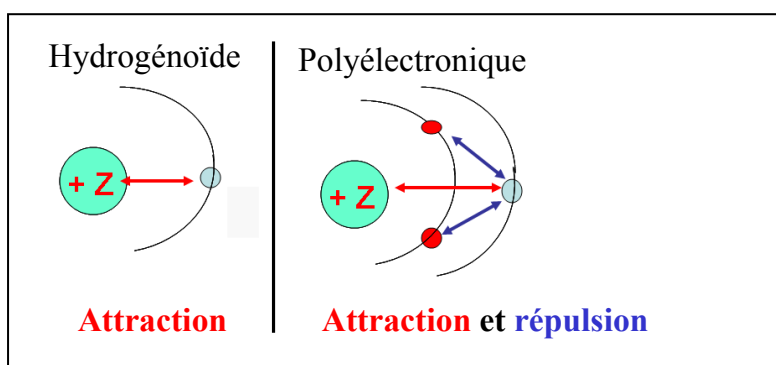
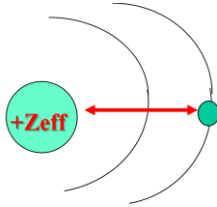


Figure IV.17 : Schéma explicatif de l'effet écran

Modèle de Slater \equiv Attraction « corrigée » donc la charge réelle Z est remplacée par la charge Z_{eff} et on obtient :



Avec : $Z_{\text{eff}} = Z - \delta$

δ : la constante d'écran qui dépend du nombre d'électrons situés entre l'électron considéré et le noyau. Elle est calculée par les règles de Slater.

VIII-3 Comparaison avec la loi de Moseley :

-L'analyse des raies d'émission du spectre de rayon X d'un certain nombre d'éléments a permis à Moseley d'établir une loi empirique reliant la fréquence de la radiation émise ν et le numéro atomique Z .

On a la loi de Moseley : $\sqrt{\nu} = a.Z_{\text{eff}} = a.(Z - \delta)$

$$\Rightarrow \nu = a^2 . Z_{\text{eff}}^2 \Rightarrow \frac{c}{\lambda} = a^2 . Z_{\text{eff}}^2 \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{a^2}{c} . Z_{\text{eff}}^2 \quad (1)$$

$$\text{On a : } \frac{1}{\lambda} = R_H Z_{\text{eff}}^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (2)$$

Comparons (1) et (2) : $\Rightarrow a = \sqrt{c.R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)}$

VIII-4 Le principe d'incertitude de Heisenberg :

Si une particule, comme un électron, a un comportement ondulatoire important, comment est-ce qu'on peut décrire son mouvement? Heisenberg a proposé le principe d'incertitude: "il est impossible de connaître simultanément et avec certitude la vitesse et la position exacte d'une particule.

$$\Delta X . \Delta P \geq \frac{h}{2\pi} \quad (1)$$

$$\text{On a : } P = m.V \Rightarrow \Delta P = \Delta(m.V) = m.\Delta V$$

Dans (1) : $\Rightarrow \Delta X . \Delta V \geq \frac{h}{2.\pi.m}$

La relation d'incertitude s'applique aussi au couple temps-énergie :

$$\Delta E . \Delta t \geq \frac{h}{2\pi}$$

VIII-5 Echech du modèle de Bohr :

Parmi les inconvénients de ce modèle :

- Explication des spectres d'émissions d'atomes possédant plusieurs électrons.
- Utilisation d'un seul nombre quantique (n).
- Utilisation de la mécanique classique et quantique simultanément.
- Modèle simple n'expliquant pas certaines observations : par exemple l'effet Zeeman.

VIII-6 L'effet Zeeman :

C'est la subdivision des niveaux d'énergie des atomes plongés dans un champ magnétique.

Sommerfeld interpréta ce nouveau phénomène (effet Zeeman). Il modifie le modèle de l'atome de Bohr en ajoutant deux degrés de liberté à l'électron :

- a) la possibilité d'orbites elliptiques (l = nombre quantique orbital) ;
- b) la possibilité pour ces orbites de changer de trajectoire en présence d'un champ magnétique (m = nombre quantique magnétique).

IX- Les nombres quantiques:

Il existe 4 nombres quantiques qui expliquent le comportement de l'électron dans un atome c'est-à-dire : son énergie, ses mouvement autour du noyau et la forme de l'orbitale.

Les quatre nombre quantiques sont :

1/Le nombre quantique principal (la couche) (n):

La valeur de n détermine l'énergie de l'orbitale et la distance moyenne entre un électron dans une orbitale donnée et le noyau.

$$\text{On a : } n \geq 1$$

si n = 1 → la couche K

si n = 2 → la couche L

si n = 3 → la couche M

si n = 4 → la couche N

.....

2/ le nombre quantique secondaire (les sous-couches) (l):

La valeur de (l) indique la forme (la géométrie) de l'orbitale.

$$\text{On a : } 0 \leq l \leq n - 1$$

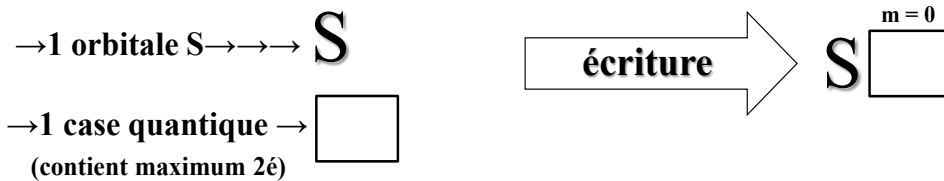
- si n = 1, l = 0 → la sous-couche S
- si n = 2, l = 0, 1 → la sous-couche S, p
- si n = 3, l = 0, 1, 2 → la sous-couche S, p, d
- si n = 4, l = 0, 1, 2, 3 → la sous-couche S, p, d, f

3/ Le nombre quantique magnétique (m) :

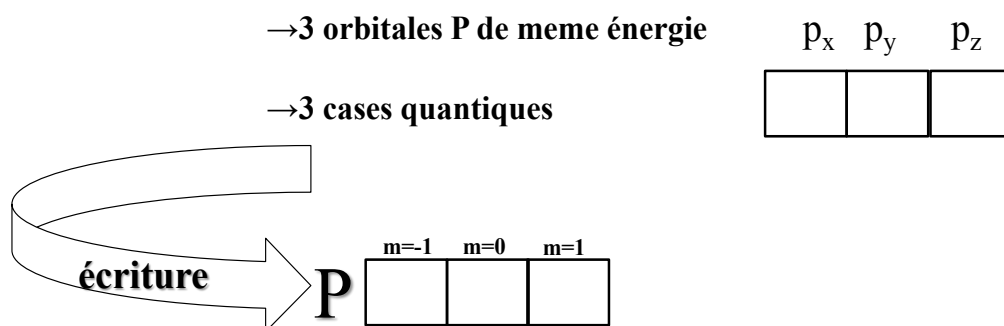
La valeur de (m) détermine l'orientation de l'orbitale.

$$\text{On a : } -l \leq m \leq +l$$

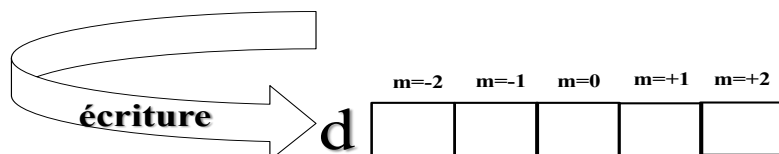
Si: $l = 0, m = 0 \rightarrow 1$ seule orientation



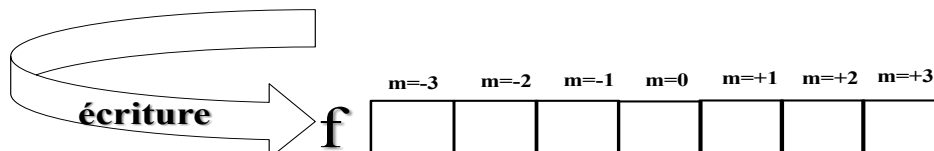
Si: $l = 1, m = -1, 0, +1 \rightarrow 3$ orientations



Si: $l = 2, m = -2, -1, 0, +1, +2 \rightarrow 5$ orbitale d $\rightarrow 5$ cases quantiques

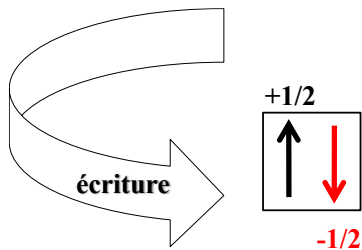


Si: $l = 3, m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 \rightarrow 7$ orbitale f $\rightarrow 7$ cases quantiques



4/ Le nombre quantique magnétique de spin (s) :

La valeur (s) détermine l'orientation de l'électron sur lui-même. Ces valeurs sont $s = +1/2$ et $s = -1/2$.



4-1-Capacité électronique (nombre Max d'é dans une couche) :

Il ne s'agit plus de décrire les électrons comme des « planètes » ou selon une organisation en couches successives comme c'était encore le cas dans l'atome de Bohr. Mais il s'agit d'orbitale, Chaque orbitale représente seulement un volume de probabilité de présence pour un électron (figure IV.18) :

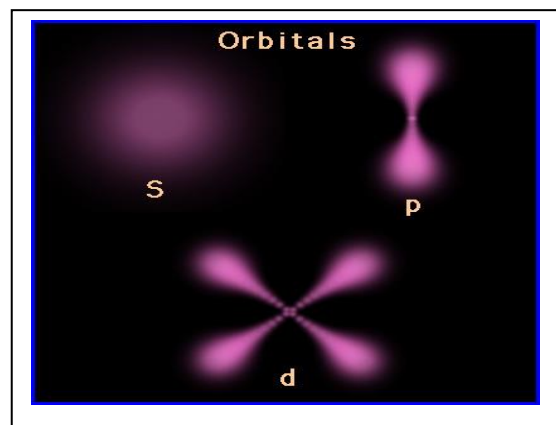


Figure IV.18 : Probabilité de présence pour un électron (s, p, d)

Le nombre Max d'é dans une couche se fait selon la distribution montrée sur le tableau suivant :

Tableau IV.2 : Le nombre Max d'é dans une couche

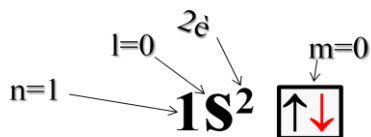
Valeur de n	Nb d'e ⁻ /couche $2n^2$	Valeur de l	Nom de la sous-couche	Valeur de m_l	Nombre d' O.A.	Nb d'e ⁻ / sous-couche
1	2	0	1s	0	1	1 x 2
		Total				
2	8	0	2s	0	1	1 x 2
		1	2p	-1, 0, 1	3	3 x 2
		Total				
3	18	0	3s	0	1	1 x 2
		1	3p	-1, 0, 1	3	3 x 2
		2	3d	-2, -1, 0, 1, 2	5	5 x 2
		Total				
4	32	0	4s	0	1	1 x 2
		1	4p	-1, 0, 1	3	3 x 2
		2	4d	-2, -1, 0, 1, 2	5	5 x 2
		3	4f	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7	7 x 2
		Total				

X- La configuration électronique :

On rappelle que chaque orbitale atomique a trois nombres quantiques : n, l, m et que chaque électron a quatre nombres quantiques avec la notation : (n, l, m, s).

La configuration électronique d'un atome indique comment les électrons sont distribués dans les différentes orbitales atomiques. Le niveau fondamental est la configuration électronique qui mène à la plus basse énergie possible (état fondamental stable).

-La configuration électronique d'un élément s'obtient en l'écrivant de la façon suivante :



Les quatre nombres quantiques de ces deux électrons sont :

↑:(1,0,0,+1/2)

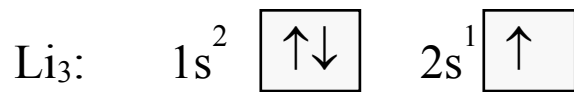
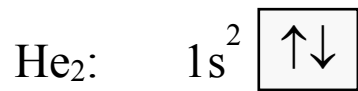
↓:(1,0,0,-1/2)

X- A/ principe d'exclusion de Pauli :

-une orbitale atomique peut seulement contenir deux électrons.

-un électron est nécessairement de spin +1/2 et l'autre est nécessairement de spin -1/2.

Exemple :



X- B/ Principe de Hund :

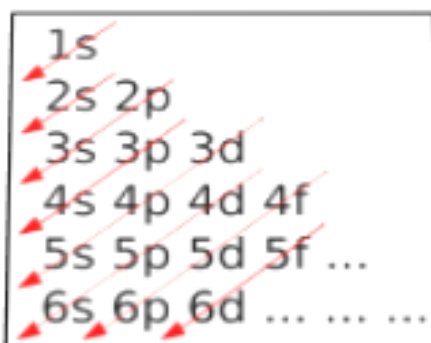
-Lorsqu'une sous-couche n'est pas complète, les (é) occupent le maximum d'orbitale avec des spin de même sens.

Exemple :



X- C/ Principe de Klechkowski :

Voici l'ordre de remplissage des sous-couches une après l'autre suivant la règle de Klechkowski (orbitales d'énergie croissante) en suivant la flèche rouge.



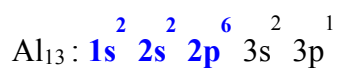
On obtient alors la configuration électronique pour n'importe élément X :

X: 1S 2S 2P 3S 3P 4S 3d 4P 5S 4d 5P 6S 4f 5d 6P 7S.....

X- D/ Principe d'Aufbau :

Aufbau (mot allemand) : "construction par empilement". Pour rendre la configuration électronique plus compacte, on utilise la carcasse de gaz inerte, en plaçant entre crochets le gaz rare qui précède l'élément en question.

Exemple:



I- Historique :

A- Mendeleïev :

C'est un chimiste russe, le premier qui a proposé en 1869 la classification la plus élaborée et la plus complète des 66 éléments chimiques connus à l'époque. Mendeleïev laissa des cases vides, qui furent remplies par la suite, au fur et à mesure de la découverte des éléments correspondants. Quatre éléments chimiques «superlourds» ont été ajoutés au tableau périodique. Ils ont été découverts par des équipes (japonaises, russes et américaines) et publiés mardi 5 janvier 2016.

Exemple:

-L'ununtrium (Uut^{113}) est l'un des éléments prédits par Mendeleïev (éka-thallium).

B- La classification :

Il classa les éléments par ordre croissant de leur masse atomique en allant à la ligne qui suit de telle sorte que les atomes ayant des propriétés semblables se trouvent l'un en dessous de l'autre, formant ainsi une famille.

II- Le tableau périodique :

Le tableau périodique comporte :

-7 lignes appelées les 7 périodes.

-18 colonnes appelées les familles et désignées de gauche à droite par un numéro de 1 à 18 ou par des chiffres romains suivis du symbole A ou B.

-103 éléments dont 90 naturels et 13 créés artificiellement, définis principalement par le symbole, le numéro atomique (Z) et la masse atomique de l'élément.

-Les éléments d'une même famille ont le même nombre d'électrons de valence.

-Les électrons de valence ce sont les électrons de la couche externe.

-Le numéro de la famille correspond au nombre d'électrons de valence.

Exemple :

Les éléments de la famille **IA** ont **1** électron de valence

Les éléments de la famille **IIA** ont **2** électrons de valence,

Les éléments de la famille **IIIA** ont **3** électrons de valence, etc.....

II-A Les blocs du tableau périodique :

Le tableau périodique est composé de quatre blocs (S, B, P et F).

	IA																		VIIIA		
n=1	H	IIA																		He	
n=2	Li	Be																		Ne	
n=3	Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	9B	10B	IB	II B								Ar	
n=4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Bloc P:						Br	Kr
n=5	Bloc S: nS^{1-2}		Y	Sr	Bloc B: $nS^2 (n-1)d^{1-10}$						Pd	Ag	Cd	In	$nS^2 nP^{1-6}$			I	Xe		
n=6			La ₅₇	Hf							Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
n=7	Fr	Ra	Ac ₈₉																		

Ce ₅₈	Pr	Nd	Pm	Sm	Bloc f: $nS^2 (n-2)f^{1-14}$				Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th ₉₀	Pa	U	Np	Pu					Es	Em	Md	No	Lr

On a : -n=Ligne = période=couche=1, 2, 3, 4, 5, 6 et 7.

-Colonne = famille= groupe= (chiffre + lettre A ou B)

=IA→VIIIA

=IB→VIII B

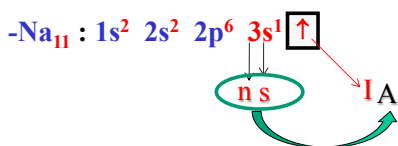
II-B Localisation des éléments dans le tableau périodique :

Pour localiser un élément dans un tableau périodique il faut connaître son groupe et sa période, pour cela il faut :

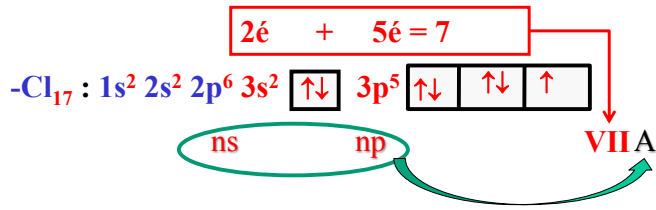
1-faire la structure électronique des éléments.

2-chercher la couche et les électrons de valence (la couche externe).

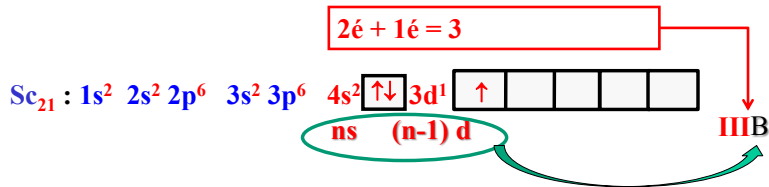
Exemple : Na₁₁, Cl₁₇ et Sc₂₁.



Donc Na ∈ (n = 3, IA)



Donc Cl ∈ (n = 3, VIIA)



Donc Sc ∈ (n = 4, IIIB)

Donc la localisation des éléments Na₁₁, Cl₁₇ et Sc₂₁ dans le tableau périodique est la suivante :

II-C Les Familles des éléments :

Les 103 éléments du tableau périodique sont classés en 11 familles.

Les métaux :

Les 103 éléments du tableau périodique sont classés en **3 catégories** selon leurs propriétés mais la plupart des éléments chimiques sont des **métaux**.

-**Les métalloïdes** sont difficiles à classer comme métal ou non-métal, ils sont à la frontière (ligne en escalier) qui sépare les métaux des non-métaux.

Tableau périodique des éléments

La plupart des éléments chimiques sont des métaux

métalloïdes non - métaux

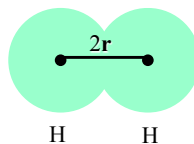
1 H	2 He											10 Ne							
3 Li	4 Be											11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr		
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
87 Fr	88 Ra	89 Ac																	
			58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
			90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

III-Propriétés des éléments :

III-A/ Le rayon atomique ou le rayon atomique covalent (r) :

C'est la moitié de la distance entre les noyaux du corps simple (diatomique).

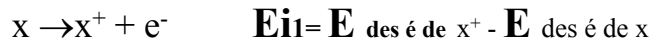
Exemple : gaz d'H₂



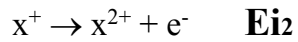
III-B/ Énergie d'ionisation (Ei) :

C'est l'énergie nécessaire pour arracher un ou plusieurs électrons de l'atome à l'état gazeux.

-Énergie de la première ionisation (Ei₁) : C'est l'énergie nécessaire pour arracher un électron de l'atome à l'état gazeux.



-Énergie de la deuxième ionisation (E_{i2}) : C'est l'énergie nécessaire pour arracher un deuxième électron de l'atome à l'état ionique gazeux.



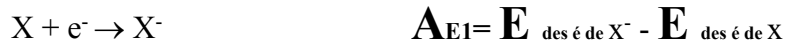
Exemple : Atome de Béryllium Be^{4+}

$E_{i1} = 9,28 \text{ eV}$; $E_{i2} = 18,1 \text{ eV}$; $E_{i3} = 155 \text{ eV}$; $E_{i4} = 217 \text{ eV}$.

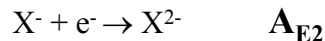
III-C/ L'affinité électronique (A_E) :

C'est l'énergie qui se dégage lorsqu'un électron est ajouté à l'atome à l'état gazeux.

-première affinité électronique (A_{E1}) :



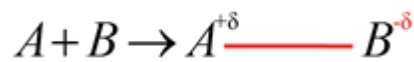
-deuxième affinité électronique (A_{E2}) :



III-D/ L'électronégativité E_n :

-Mesure la tendance des atomes au sein des molécules à attirer vers lui les électrons d'un autre atome pour former des liaisons.

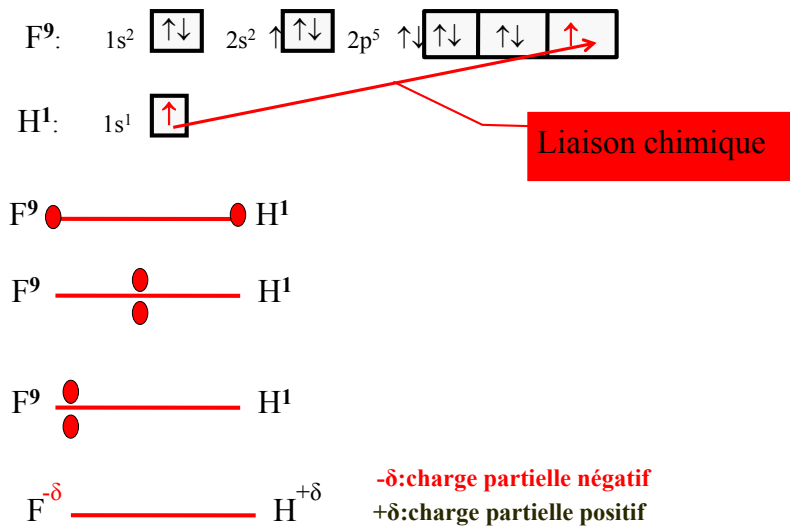
-Soit A et B deux éléments chimiques :



A donne facilement un (é) et **B** capte facilement un (é).

Exemple la molécule HF :

H donne facilement un (é) et **F** capte facilement un (é).



Remarque :

$0,7 < E_n \leq 1,2$ Les métaux forts

$1,5 \leq E_n \leq 2,0$ Les métaux faibles

$2,1 \leq E_n \leq 4,0$Les non-métaux

-Les Halogènes (VIIA) sont les éléments les plus électronégatif.

-Le Fluor (F) = 4, corps le plus électronégatif.

-Calcul de L'électronégativité :

a/ échelle de Mulliken :

Elle est basée sur l'énergie d'ionisation et l'affinité électronique.

$$E_n = \frac{E_i + |A_E|}{2} (eV)$$

b/ échelle de Pauling :

Elle est basée sur les énergies de dissociation des liaisons de molécules diatomique.

Si : D_{A-B} , D_{A-A} et D_{B-B} en Kcal/mol, on trouve :

$$|E_{nA} - E_{nB}| = 0,208 \cdot \sqrt{D_{A-B} - \sqrt{D_{A-A} \cdot D_{B-B}}} \text{ (eV)}$$

Si : D_{A-B} , D_{A-A} et D_{B-B} en Kj/mol, on trouve :

$$|E_{nA} - E_{nB}| = 0,102 \cdot \sqrt{D_{A-B} - \sqrt{D_{A-A} \cdot D_{B-B}}} \text{ (eV)}$$

c/ échelle de Allred Rochow :

Elle est basée sur le rayon covalent et le Z effectif.

$$E_n = 0,359 \cdot \frac{Z_{eff}}{r_{covalent}^2} + 0,744 \text{ (eV)}$$

Avec:

$r_{covalent}$: rayon covalent en Å.

Z_{eff} : unités de charge effectif.

$$Z_{eff} = (Z - \delta)$$

δ : la constante d'écran qui dépend du nombre d'électrons situés entre l'électron considéré et le noyau. Elle est calculée par la règle de Slater.

IV-Règles de SLATER (Calcul Zeff):

-Slater a énoncé les règles qui permettent d'exprimer ces effets d'écran (δ) entre électrons.

On a :

$$Z_{eff} = Z - \delta \text{ avec } \delta = \sum \delta_i$$

-Il faut écrire la configuration électronique de l'élément en utilisant les groupes suivants et dans l'ordre suivant :

[1s] ; [2s,2p] ; [3s,3p] [3d] ; [4s,4p] [4d] [4f] ; [5s,5p] [5d] ; [5f]...

-Coefficients d'écran de Slater (triangle de Slater) :

1s	0,3			
2s2p	0,85	0,35		
3s3p	1	0,85	0,35	
3d	1	1	1	0,35
4s4p	1	1	0,85	0,85

On a :

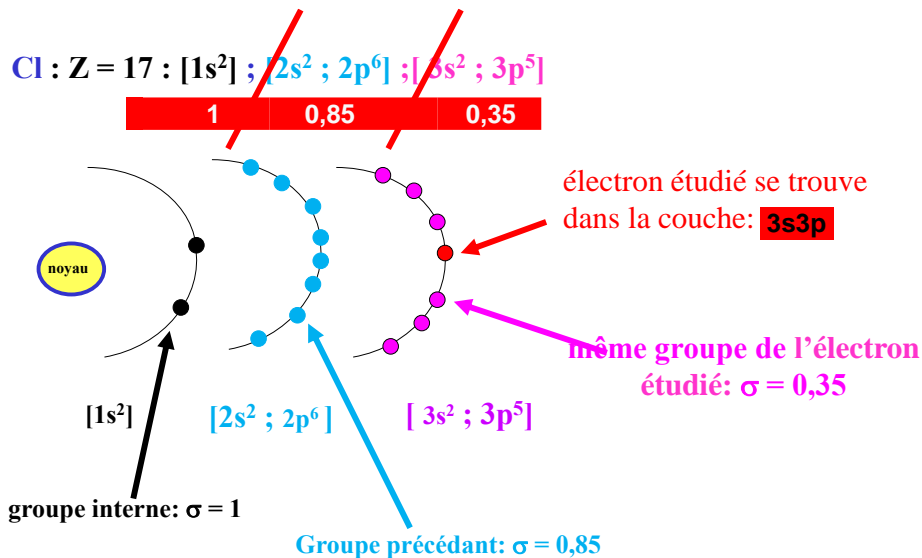
$$Z_{eff} = Z - \delta \text{ avec } \delta = \sum \delta_i$$

Avec :

$$\delta = \sum \delta_i = [(n \text{ \u00e9lectron de la couche \u00e9tudi\u00e9} - 1 \text{ \u00e9lectron \u00e9tudi\u00e9}) \cdot \text{coeff slater} \\ + n \text{ \u00e9lectron de la couche pr\u00e9c\u00e9dente} \cdot \text{coeff slater} \\ + n \text{ \u00e9lectron de la couche pr\u00e9c\u00e9dente} \cdot \text{coeff slater} + \dots \dots]$$

Exemple 1 :

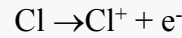
Calcul de Z_{eff} pour le chlore (Cl) :



$$Z_{eff} = 17 - ((7-1) * 0,35) + (8 * 0,85) + (2 * 1) = 6,1$$

Exemple 2 :

Calcul d' E_i pour le chlore (Cl) :



$$E_i = E_{\text{des } \acute{e} \text{ de Cl}^+} - E_{\text{des } \acute{e} \text{ de Cl}}$$

$$\Rightarrow E_i = E_{Cl^+} - E_{Cl}$$

$$\Rightarrow E_i = (2E_{1s^2} + 8E_{2s^2 2p^6} + 6E_{3s^2 3p^4}) - (2E_{1s^2} + 8E_{2s^2 2p^6} + 7E_{3s^2 3p^5})$$

$$\Rightarrow E_i = (6E_{3s^2 3p^4}) - (7E_{3s^2 3p^5})$$

$$\text{On a : } E_{3s^2 3p^4} = \frac{-13,6 \cdot Z_{\text{eff } Cl^+}^2}{n^2} = \frac{-13,6}{3^2} \cdot Z_{\text{eff } Cl^+}^2$$

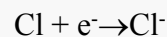
$$E_{3s^2 3p^5} = \frac{-13,6 \cdot Z_{\text{eff } Cl}^2}{n^2} = \frac{-13,6}{3^2} \cdot Z_{\text{eff } Cl}^2$$

$$Z_{\text{eff } Cl} = 17 - ((7-1) \cdot 0,35) + (8 \cdot 0,85) + (2 \cdot 1) = 6,1$$

$$Z_{\text{eff } Cl^+} = 17 - ((6-1) \cdot 0,35) + (8 \cdot 0,85) + (2 \cdot 1) = \dots\dots$$

Exemple 3 :

Calcul de A_E pour le chlore (Cl) :



$$A_E = E_{\text{des } \acute{e} \text{ de Cl}^-} - E_{\text{des } \acute{e} \text{ de Cl}}$$

$$\Rightarrow A_E = E_{Cl^-} - E_{Cl}$$

$$\Rightarrow A_E = (2E_{1s^2} + 8E_{2s^2 2p^6} + 8E_{3s^2 3p^6}) - (2E_{1s^2} + 8E_{2s^2 2p^6} + 7E_{3s^2 3p^5})$$

$$\Rightarrow A_E = (8E_{3s^2 3p^6}) - (7E_{3s^2 3p^5})$$

$$\text{On a : } E_{3s^2 3p^6} = \frac{-13,6 \cdot Z_{\text{eff } Cl^-}^2}{n^2} = \frac{-13,6}{3^2} \cdot Z_{\text{eff } Cl^-}^2$$

$$E_{3s^2 3p^5} = \frac{-13,6 \cdot Z_{\text{eff } Cl}^2}{n^2} = \frac{-13,6}{3^2} \cdot Z_{\text{eff } Cl}^2$$

$$Z_{\text{eff } Cl} = 17 - ((7-1) \cdot 0,35) + (8 \cdot 0,85) + (2 \cdot 1) = \dots\dots$$

$$Z_{\text{eff } Cl^-} = 17 - ((8-1) \cdot 0,35) + (8 \cdot 0,85) + (2 \cdot 1) = \dots\dots$$

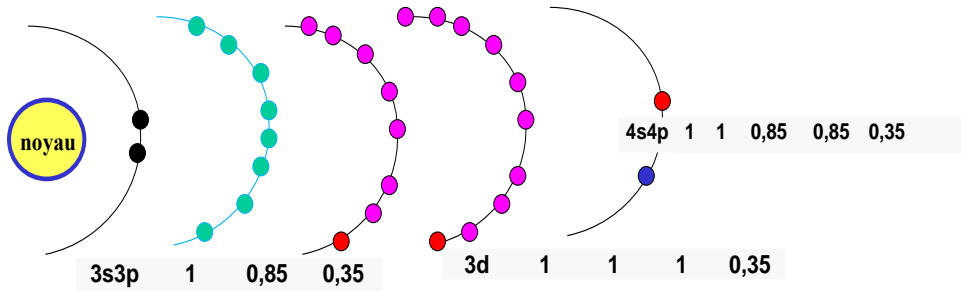
Exemple 4 : calcul Z_{eff} pour le Zinc



Groupes de Slater :



1	1	0,85	0,85	0,35
---	---	------	------	------



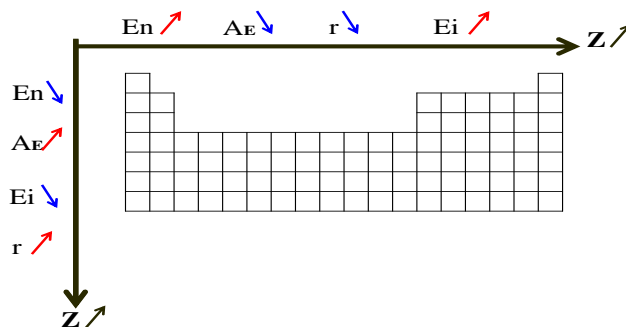
$$Z_{\text{eff}}_{4s} = 30 - ((2-1) * 0,35) + (10 * 0,85 + 8 * 0,85) + (8 * 1) + (2 * 1) = 4,35$$

$$Z_{\text{eff}}_{3d} = 30 - ((10-1) * 0,35) + (8 * 1) + (8 * 1) + (2 * 1) = 8,85$$

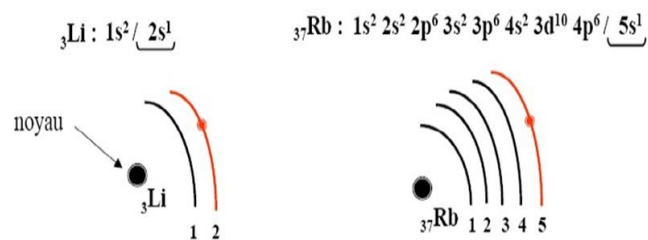
$$Z_{\text{eff}}_{3s,3p} = 30 - ((8-1) * 0,35) + (8 * 0,85) + (2 * 1) = 18,75$$

V- Variation de E_n , A_E , r et E_i dans le tableau périodique :

Généralement, selon le tableau périodique, plus on se dirige vers la droite sur la même période, plus le rayon atomique (r) et l'affinité électronique (A_E) sont réduits. Plus on descend dans la même colonne, plus le r et A_E sont importants. Plus on se dirige vers la droite sur la même période, plus l'énergie d'ionisation (E_i) et l'électronégativité (E_n) sont grandes. Plus on descend dans la même colonne, plus le E_i et E_n sont plus petits.



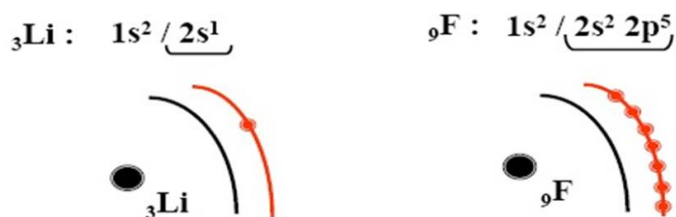
Exemple 1: Comparaison de E_i pour deux éléments Li et Rb qui se trouve dans le même groupe IA.



Effet distance : $E_{I_1}(\text{Rb}) < E_{I_1}(\text{Li})$
 $E_{I_1}(\text{Rb}) = 402 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $E_{I_1}(\text{Li}) = 520 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Exemple 2:

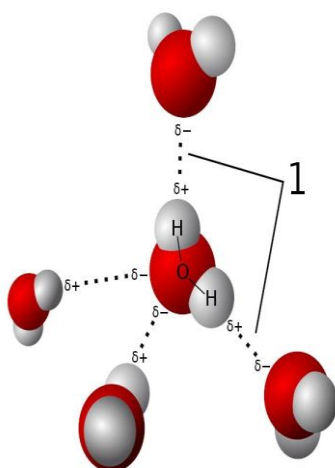
Comparaison de E_i pour deux éléments Li et F qui se trouve dans la même période (2).



Effet de charge : $E_{I_1}(\text{F}) > E_{I_1}(\text{Li})$
 $E_{I_1}(\text{F}) = 1681 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $E_{I_1}(\text{Li}) = 520 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Chapitre VI

Liaisons chimiques



I- La théorie de Lewis sur les liaisons chimiques :

a- Les électrons

En particulier les électrons de valence, ont un rôle crucial à tenir dans les liaisons chimiques. Dans les combinaisons composées uniquement d'atomes non métalliques, les atomes liés ont en commun un ou plusieurs doublets d'électrons de valence, donnant ainsi naissance à des liaisons covalentes. Exp : H₂O, CH₄, NH₃

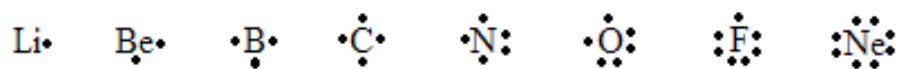
b- La règle de l'octet :

Les atomes se réunissent pour avoir huit électrons dans leur couche de valence, ce qui leur confère la même structure électronique que celle d'un gaz noble ou rare (groupe VIIIA).

c- Les notations de Lewis :

Les électrons de valence d'un élément chimique sont identifiés par des points distribués autour du symbole.

Exemple :



II- Nature et différents types de liaisons :

Le doublet de liaison est symbolisé par un tiret entre les 2 atomes.

-On a deux atomes : $\text{A}\cdot + \cdot\text{B}$

On écrira : $\text{A}-\text{B}$

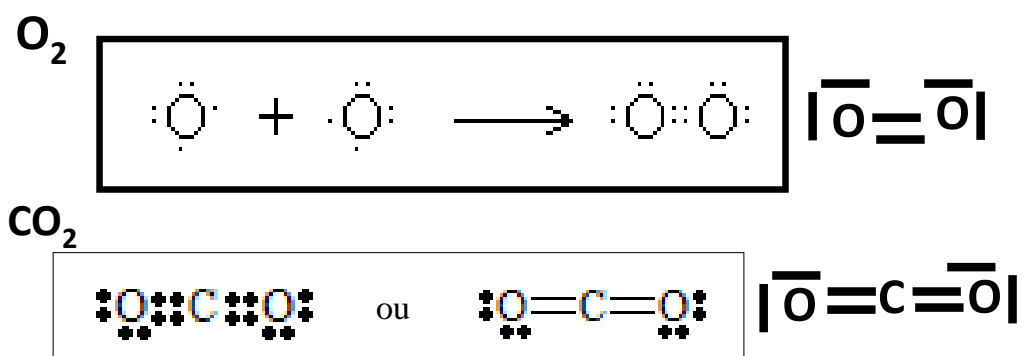
a. La liaison covalente :

Elle résulte de la formation d'une paire d'électrons à spin opposé appartenant en commun aux deux atomes ; c'est la théorie des liaisons covalentes :

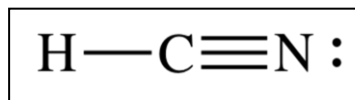
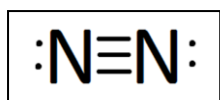
-Exemple de la liaison covalente multiple :

Deux atomes liés peuvent partager plus d'un doublet d'électrons ; c'est ce qu'on appelle une liaison multiple. Il existe des liaisons doubles et des liaisons triples. En chimie, une liaison triple est une liaison chimique entre deux atomes impliquant six électrons de valence au lieu de deux dans une liaison covalente simple.

Exemple de liaison double O₂ et CO₂ :



Exemple de liaison triple N₂ et HCN :



b. La liaison ionique :

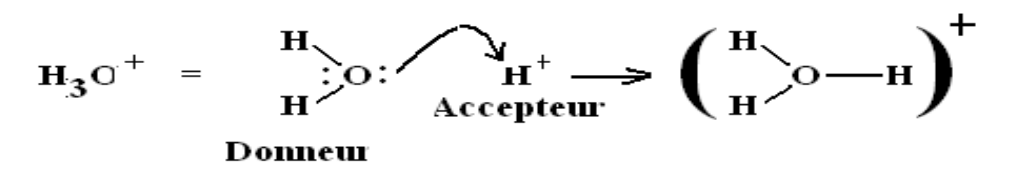
La liaison ionique résulte d'attractions purement électrostatiques entre des ions de signes contraires. On l'observe quand les deux atomes sont d'électronégativité différente ; c'est-à-dire que l'atome le plus électronégatif attire vers lui le doublet de liaison et de ce fait la liaison se trouve polarisée.

2 atomes A et B avec B plus électronégatif : A^{δ+} B^{δ-}

Exemple : NaF (Na^{δ+} F^{δ-}) ; HCl (H^{δ+} Cl^{δ-})

c-La liaison dative :

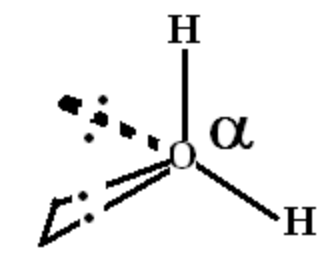
De telles liaisons se rencontrent dans les molécules possédant un donneur et un accepteur de doublets de valence :



III. Théorie de l'hybridation des orbitales

a- Introduction :

La théorie de Gillespie ou VSEPR : (répulsion des doublets électroniques de valence) qui exprime que les doublets de liaison partagés ou non (doublets liants et non liants) autour de l'atome central subissent des répulsions mutuelles pour augmenter les distances entre eux et ainsi diminuer l'énergie d'interaction et conférer à la molécule plus de stabilité. Soit 4 doublets autour de O, qui vont subir des répulsions mutuelles et donner à la molécule une configuration spatiale ($\alpha > 90^\circ$) :

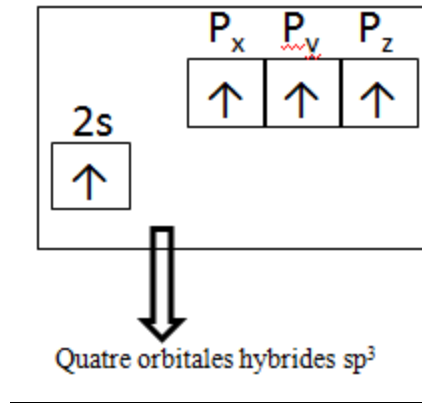


Ainsi en est-il également pour NH₃, PCl₃,

VSEPR est de ce fait très utile pour prédire la géométrie d'une molécule. Pour calculer le nombre de doublets libres (m), on peut utiliser la relation suivante : $n+m = 1/2$ (nombre d'électrons de valence de l'atome central + nombre de liaisons simples - nombre de liaisons doubles) + 1/2 (nombre de charges négatives - nombres de charges positives)

b. Différents types d'Hybridation

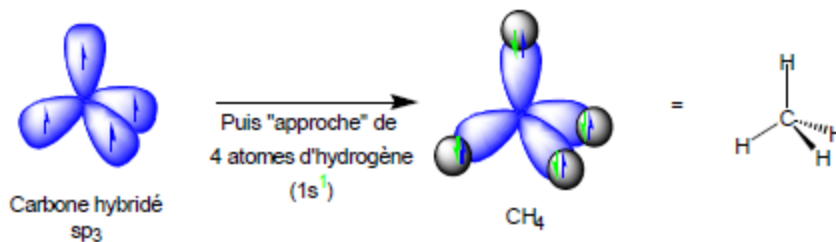
-**SP³** : On parlera alors d'hybridation sp³ du carbone. Les 4 orbitales hybrides sp³ correspondent alors à des états d'énergie plus stables pour les électrons de valence. Elles donnent 4 liaisons identiques à 109,5°.



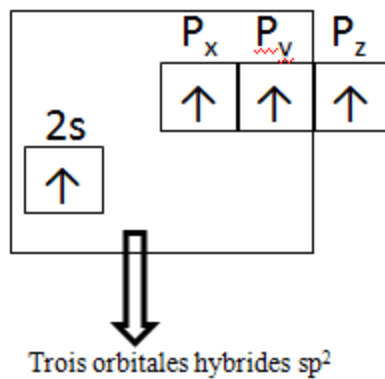
Les orbitales S étant sphériques et les orbitales P pointant selon les trois axes cartésiens, on ne peut simplement expliquer l'obtention d'une molécule tétraédrique.

Les orbitales atomiques intervenant dans sa formation sont les orbitales 2s et 2p de l'atome de carbone qui vont se recouvrir avec les orbitales 1s de l'hydrogène : $1s + 3p \rightarrow 4 sp^3$

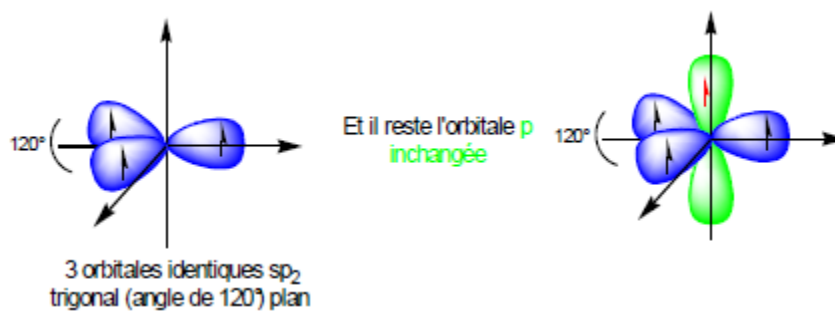
L'hybridation sp³ permet d'expliquer la configuration spatiale des molécules telles que CH₄ schéma suivant :



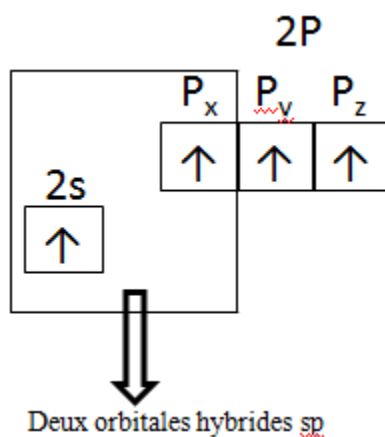
-**SP²** : L'exposant 2 indique ici que seules deux orbitales p seront combinées avec l'orbitale s pour obtenir ce type d'orbitales hybrides. Il restera donc une orbitale p sur chaque atome de carbone : $1s + 3p \rightarrow 3 sp^2 + 1p$.



Ces orbitales hybrides sp² pointeront dans les directions d'un triangle équilatéral centré sur l'atome de carbone. L'hybridation sp² permet d'expliquer la configuration spatiale des molécules telles que C₂H₄ schéma suivant :

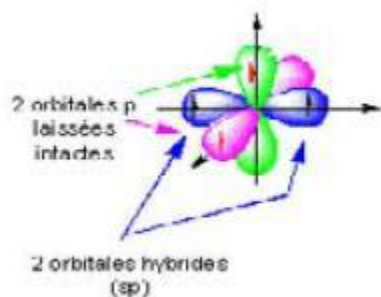


-SP : Pour décrire C₂H₂ molécule, nous allons utiliser des orbitales atomiques hybrides obtenus par combinaison linéaire de l'orbitale atomique 2s et d'une seule des orbitales atomiques 2p. On obtient, ainsi 2 orbitales atomiques hybrides sp et 2 orbitales atomiques qui restent pures 2p.



Ces orbitales hybrides sont notées sp et pointent à 180° l'une de l'autre. L'hybridation sp permet d'expliquer la configuration spatiale des molécules comme l'acétylène C_2H_2 :

Molécule linéaire avec deux carbones triplement liés schéma suivant :



Les cas les plus fréquents d'hybridation des orbitales atomiques correspondent aux formes géométriques déjà décrites dans la Méthode VSEPR :

Forme théorique	Angles des liaisons	Hybridation
Linéaire	180°	sp
Triangulaire plane	120°	sp^2
Tétraédrique régulière	$109,5^\circ$	sp^3
Bipyramide trigonale	$3 \times 120^\circ$	sp^3d ($dp + sp^2$)
Octaédrique régulière	$6 \times 90^\circ$	sp^3d^2

Références :

1-S. Meziane, Chimie générale - Structure de la matière, 4^{ème} BERTI édition (2021).

2-R. Ouahès, B. Devallez, Chimie Generale. 4ème édition corrigée, édition L'Esprit frappeur (1997).

3-M. Guymont, Structure de la matière : Atomes, liaisons chimiques et cristallographie éditeur : Belin(2003).

4-G. Germain, R. Mari, D. Burnel, Chimie générale, édition Elsevier / Masson, (2007).