

Cours structure de la matière (Chimie 1)



Chapitre I: Notion fondamentale

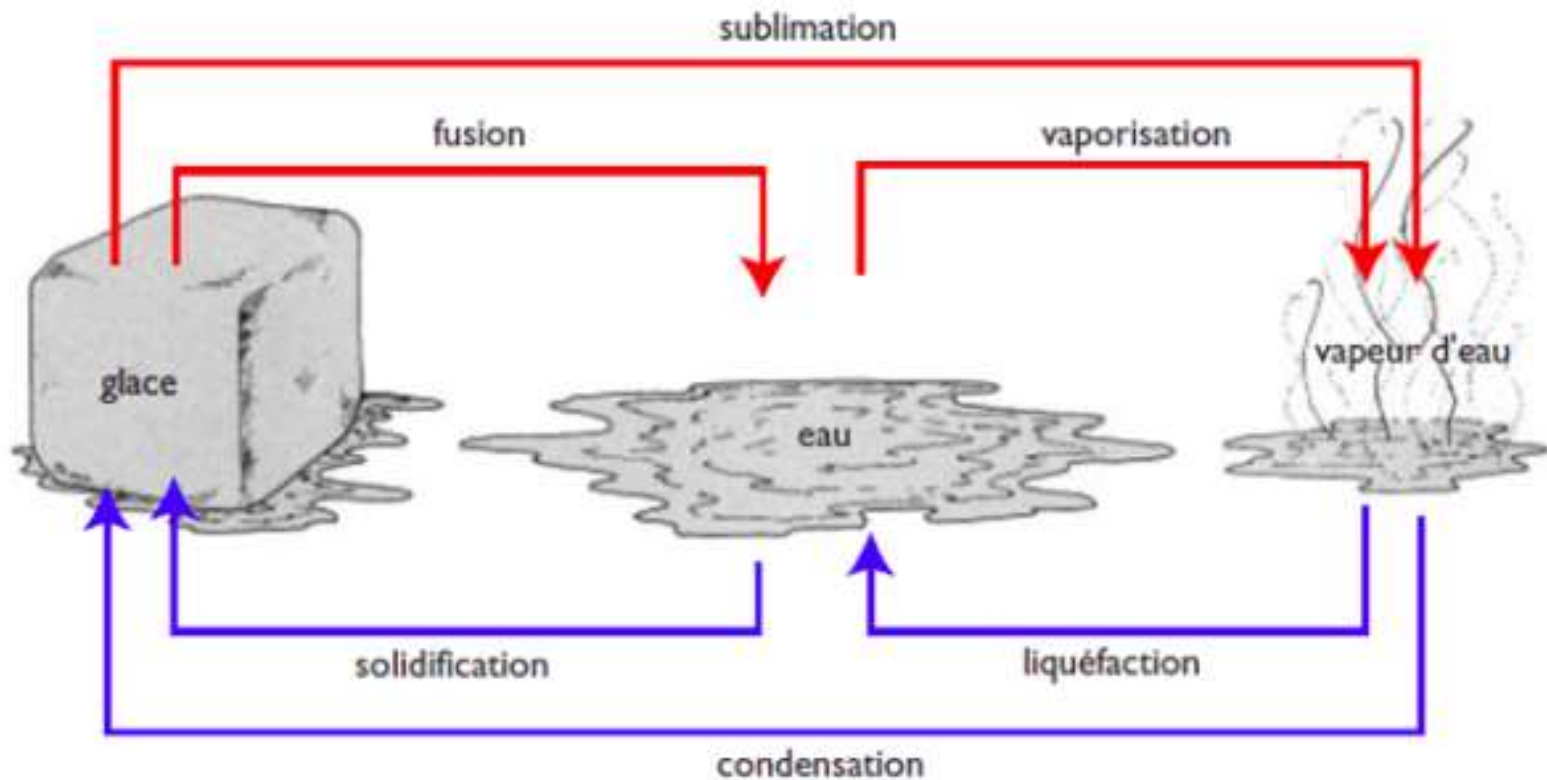
- **Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière**
- **Changements d'états de la matière**
- **Notions d'atomes et molécules**
- **Les grandeurs caractéristiques de la matière**
- **Aspect qualitatif de la matière**
- **Aspect quantitatif de la matière.**

Etat de la matière

La matière constituée tous ce qui possède une masse et qui occupe un volume dans l'espace. La matière existe sous trois états :

- ✓ *Etat solide* : Ce sont des corps rigides qui conservent un volume et une forme bien déterminée ; ils sont incompressibles.
- ✓ *Etat liquide* : Les liquides constituent un état fluide. Ils sont déformables et prennent la forme du récipient qui les contient.
- ✓ *Etat gazeux* : les gaz

Changement d'état de la matière



Notions d'atomes et molécules

1. Atome : C'est le plus petit constituant de la matière qui en conserve les propriétés chimiques. atome de fer (Fe), atome de carbone (C)).

2. Molécule : Assemblage deux ou plusieurs atomes liés chimiquement. (Exemples : molécule d'eau H_2 ; $NaCl$; N_2 ; O_3)

Nombre d'Avogadro (N_A): Ce nombre exprime le nombre d'atomes présents dans 12 grammes de carbone (12). $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$

1. Mole (unité de quantité de matière): Elle est définie comme la quantité de matière contenue dans 12 grammes de carbone 12 ou (C_{12}). **1 mole d'atomes correspond à $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$**

Les grandeurs caractéristiques de la matière

2. Masse molaire atomique: La **masse molaire atomique** est la masse d'une **mole** d'atomes d'un élément chimique. Elle s'exprime en N atomes.

3. Masse molaire moléculaire: C'est la masse d'une mole de molécule. Elle est égale à la somme des masses molaires des atomes qui constituent la molécule.

4. Volume molaire: C'est le volume qu'occupe une mole de substance. Dans le cas des gaz, et dans les conditions normales de pression et de température (CNTP)

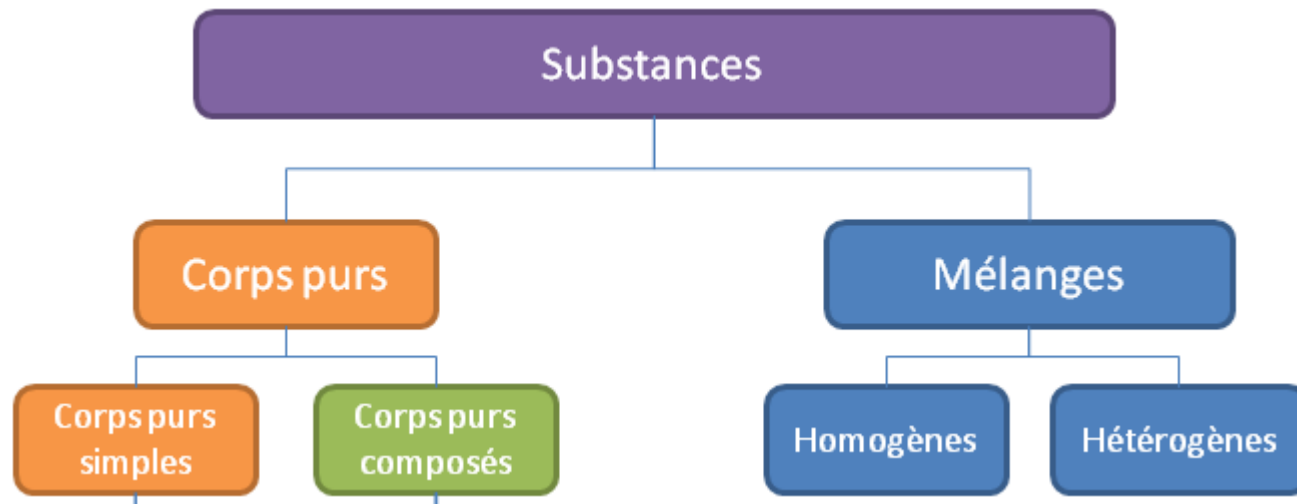
Conditions: ($n = 1\text{ mol}$; $T = 0^\circ\text{C}$; $P = 1\text{ atm}$) le volume **$V = 22,4\text{ l}$**

6. Unité de masse atomique (u.m.a): L'unité de masse atomique est définie comme la fraction $\frac{1}{12}$ de la masse d'un atome de carbone 12

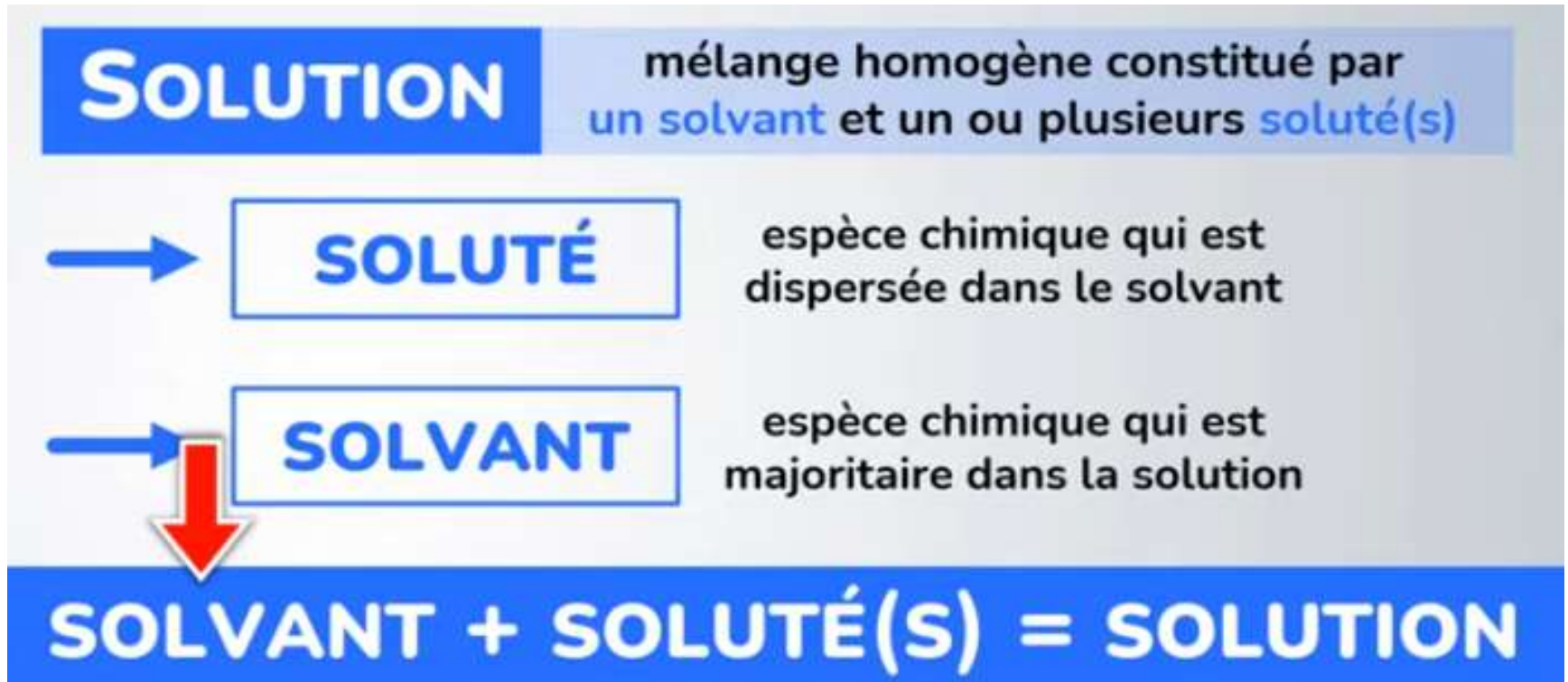
$$1\text{ uma} = \frac{126,023 \times 10^{-3}}{12} = 1,666 \times 10^{-24}\text{ g} = 1,666 \times 10^{-27}\text{ kg}$$

Aspect qualitatif de la matière (classification de la matière)

La matière est constituée d'atomes qui peuvent être identique ou différentes. De là, on peut distinguer plusieurs types:

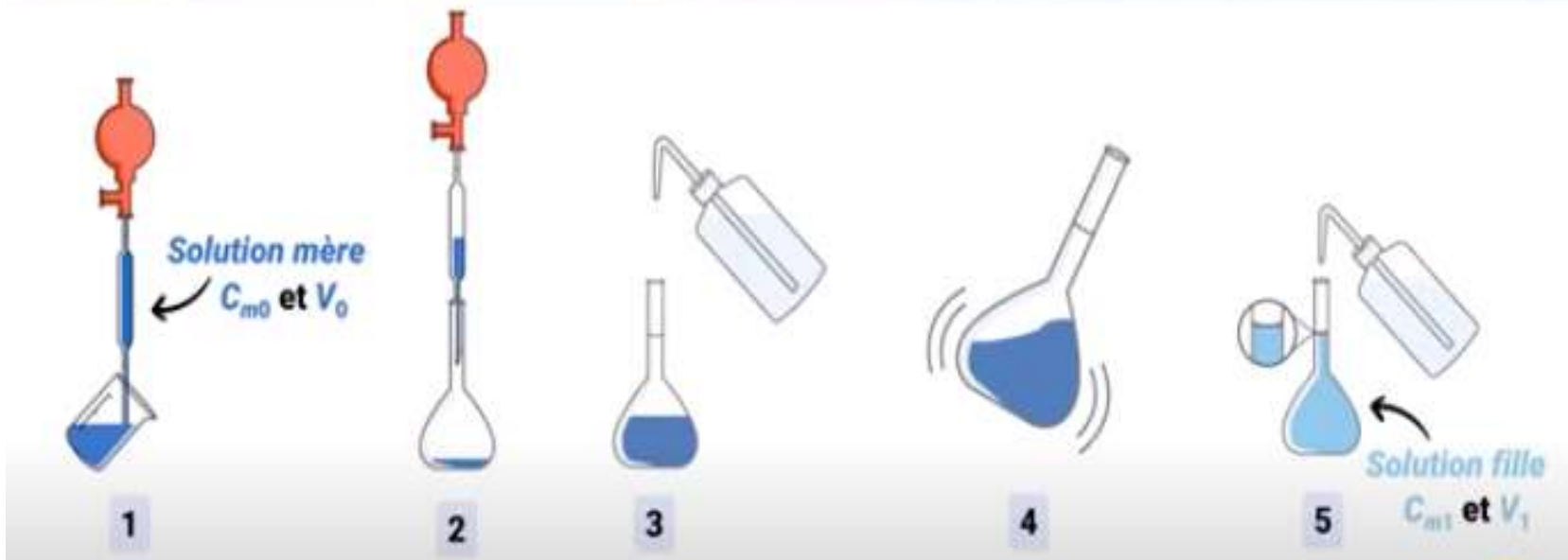


Les solutions en chimie



La dilution

Préparer une solution par dilution



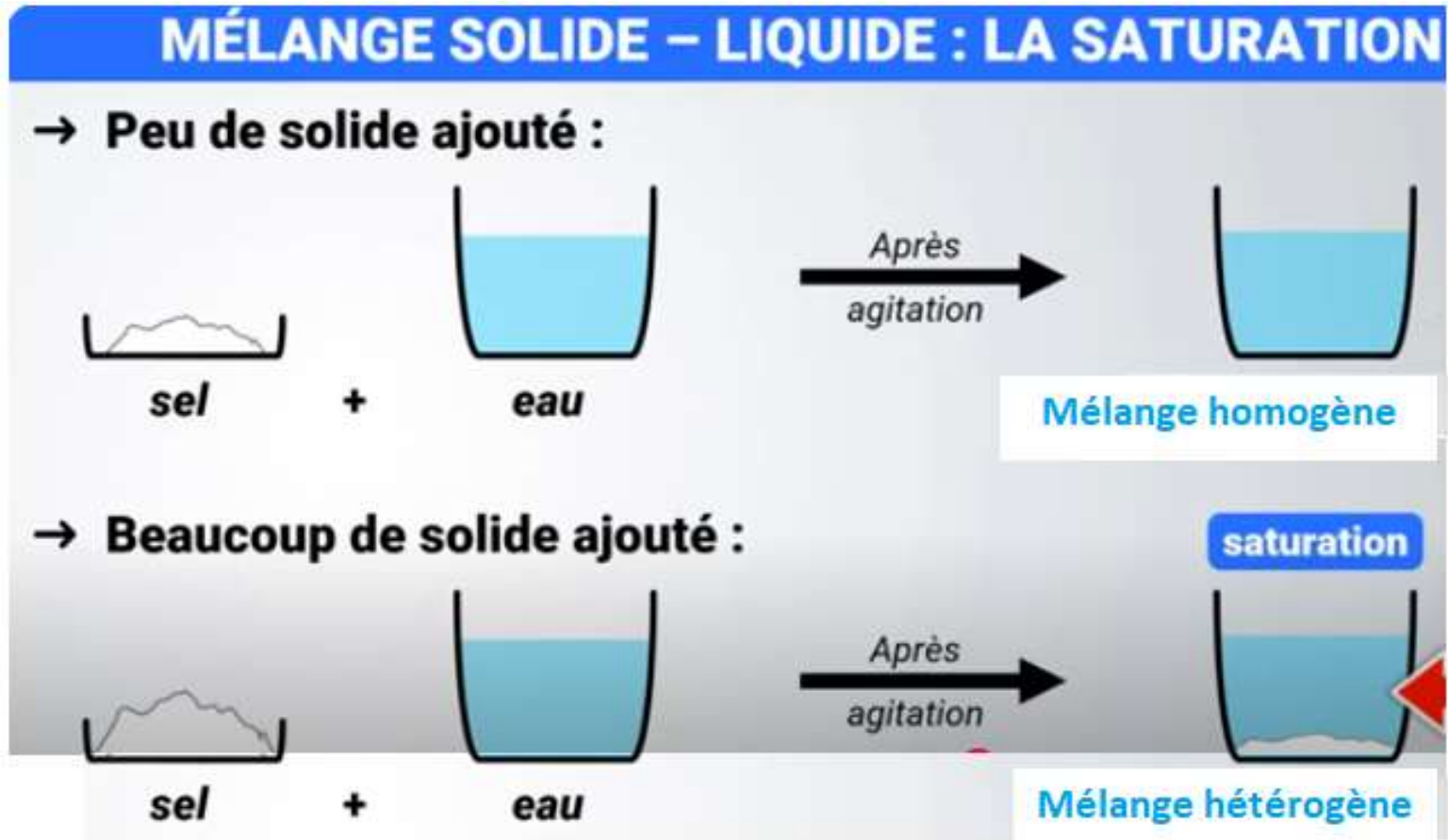
On peut écrire : $C_{m0} = n_0 / V \Rightarrow n_0 = C_{m0} \cdot V$

Avant dilution : $n_0 = C_0 \cdot V_0$

Après dilution : $n_1 = C_1 \cdot V_1$

$$n_0 = n_1 \Rightarrow C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$$

La Saturation



Aspect qualitatif de la matière (classification de la matière)

4. Lois pondérales

Soit la réaction chimique suivante : $a A + b B \longrightarrow c C + d D$

- Les espèces réagissant A et B, on les appelle réactifs
- Les espèces obtenues C et D, se nomment produits.

La réaction chimique doit obéir à la loi de la conservation :

- de masse (la masse du produit formé = à la masse de réactifs)
- de charge
- de matière.

Aspect quantitatif de la matière

1. Le nombre de mole :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} = \frac{N}{N_A} = \frac{\rho \cdot V}{M}$$

n = nombre de moles

m = masse de la substance (en grammes)

M = masse molaire de la substance (en g/mol)

V = volume de la substance (en litres)

V_m = volume molaire (en L/mol, généralement 22,4 L/mol pour un gaz idéal à CNTP)

N = nombre de particules (atomes, molécules, etc.)

N_A = nombre d'Avogadro (environ $6,02 \times 10^{23}$ mol)

ρ = masse volumique (en g/L)

Aspect quantitatif de la matière

2. Concentration molaire ou molarité: La *molarité* (M) d'une solution est le rapport du nombre de moles du soluté dans un volume de solution dont l'unité est la mole par litre [mol/l].

3. Molalité: La *molalité* d'une solution, dont l'unité est représentée par le symbole m , est le nombre de moles de soluté par kilogramme de solvant.

4. Concentration pondérale ou massique: La concentration massique est le rapport entre la masse du composé et le volume de la solution. $C_m = \frac{m_i}{V_s}$

4. Fraction pondérale ou massique: C'est la masse du constituant (i) considéré sur la masse totale du mélange. Elle est donnée par la relation ci-dessous :

$$\% \text{ massique} = \frac{m_i}{\text{masse totale mélange}}$$

5. Fraction molaire: La *fraction molaire* X_A d'un constituant A d'une solution est le rapport du nombre de moles de ce constituant au nombre total de moles de tous les constituants de la solution. $X_A = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}}$

Avec n_{tot} : est la somme du nombre de mole de tous les constituants de la solution.

Résumé des unités de concentrations

Concentration molaire (Mol/l)	$M = C = \frac{C_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution (L)}}$ $n = \frac{m}{MM} ; \quad \rho = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{soluté}}}$	<p>M : molarité (mol/L) N : nombre de moles de soluté (mol) V : Volume de la solution (L) m : masse de soluté (g) ρ : masse volumique (g/ml) V_{soluté} : masse de soluté (ml) MM : Masse molaire</p>
Normalité, N Eq.g / L	$N = \frac{n_{\text{Eq.g}}}{V_{\text{Solution (L)}}$ $n_{\text{Eq.g}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{eq}}} ; \quad m_{\text{eq}} = \frac{MM}{Z}$	<p>N: Normalité (Eq.g / L) m_{soluté}: masse de soluté pur (g) MM : Masse molaire (g/mol) V_{solution}: Volume de la solution(L) Z : Charge (+, -), H⁺ et OH⁻ échangées, libérées lors d'une réaction.</p>
Fraction molaire (%)	$\%molaire = \frac{n_{\text{soluté}}}{n_{\text{total}}}$ $n_{\text{total}} = \sum n_i$	<p>n_{soluté} : nombre de mole de soluté (mol) n_{totalesolution} : nombre de moles totales (mol) V_{solution} : volume de la solution ρ_{solution} : masse volumique de la solution</p>
Fraction massique (%)	$\%massique = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}}$ $m_{\text{solution}} = V_{\text{solution}} * \rho_{\text{solution}}$	<p>m_{soluté} : Masse de soluté (g) m_{solution} : masse de la solution (g) V_{solution} : volume de la solution ρ_{solution} : masse volumique de la solution</p>
Fraction volumique %(V/V)	$\%volumique = \frac{V_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$	<p>V_{soluté} : Volume de soluté (L) V_{solution} : Volume de la solution (L)</p>
Molalité (mol/Kg)	$m = \frac{n_{\text{soluté}}}{KgS_{\text{solvant}}}$	<p>n: nombre de moles de soluté (mol) KgS: Masse de solvant (Kg)</p>

Chapitre II: Principaux constituants de la matière

- 1. Introduction : Expérience de Faraday : relation entre la matière et l'électricité**
- 2. Mise en évidence des constituants de la matière**
- 3. Modèle planétaire de Rutherford**
- 4. Présentation et caractéristiques de l'atome**
- 5. Isotopie et abondance relative des différents isotopes,**
- 6. Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique : Spectrographe de Bainbridge**
- 7. Energie de liaison et de cohésion des noyaux, Stabilité des noyaux.**

Expérience de FARADAY

FARADAY, en faisant l'électrolyse de l'eau, a pu établir une relation entre la quantité de matière et la quantité d'électricité.

$N_A * e^- = 6,022 \times 10^{23} \times (1,602 \times 10^{-19}) = 1$
 FARADAY = 96500 *colomb*.

La **première loi de Faraday** $m = \frac{A * I * t.}{n * F}$;

Avec $Q = I * t$ a: $m = \frac{A * Q}{n * F}$

m : Masse de la substance

$Q := I * t$: Quantité d'électricité ;

A : Masse atomique de l'élément ;

n : Nombre d'électrons échangés lors de la réaction considérée ;

F : Nombre de Faraday ;

t : Temps.

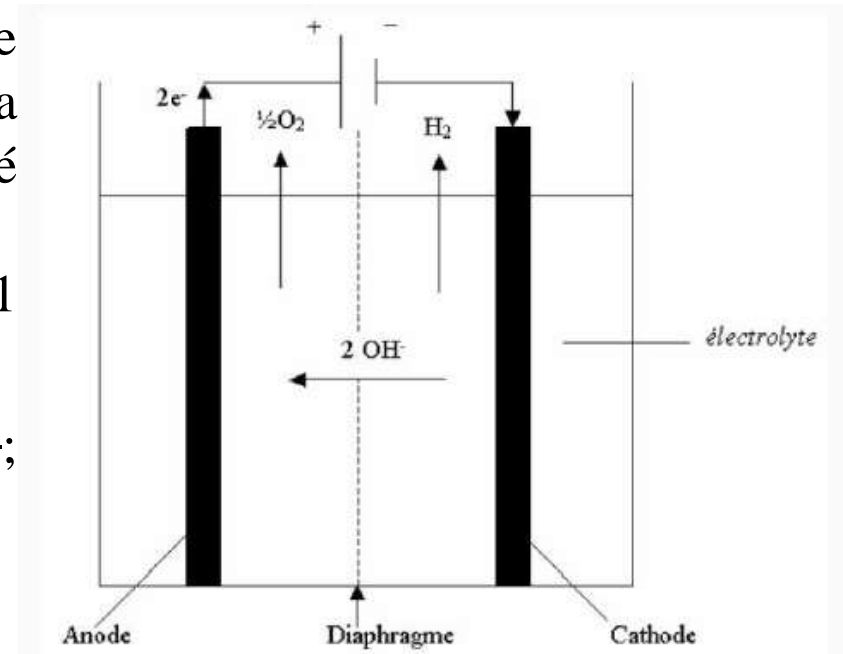


Figure II.1 : Principe de l'électrolyse de l'eau

Mise en évidence des constituants de la matière et donc de l'atome

L'atome est constitué de **3 particules fondamentales** : électron, proton, neutron.

L'électron a une charge **négative**, le proton une charge **positive**, le neutron **aucune charge**.

1. L'électron

a. Expérience de Crookes (Rayons cathodiques)

Constat : Décharge électrique dans un gaz à basse pression → émission de rayons (lumière verdâtre) issus de la cathode.

Conclusion : Ces rayons sont constitués de particules négatives (futurs électrons), présentes dans tous les corps.

b. Expérience de J.J. Thomson (Rapport e/m)

Principe : Déviation des électrons par des champs électrique et magnétique.

Résultat : Mesure du rapport charge/masse de l'électron :

$$\frac{e}{m_0} = 1,759 \times 10^{11} \text{ C/kg}$$

Mise en évidence des constituants de la matière et donc de l'atome

c. Expérience de Millikan (Gouttelettes d'huile)

Principe : Équilibre d'une gouttelette d'huile chargée entre gravité et force électrique.

Résultat : Charge élémentaire de l'électron :

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

Masse déduite

$$m_e = 9,109 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

2. Le proton

Expérience de Goldstein (Rayons canaux)

Constat : Découverte de particules **positives** (protons) dans les rayons canaux, formées par ionisation de l'hydrogène.

Caractéristiques :

$$q = +e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}, m_p = 1,673 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

3. Le neutron

Expérience de Chadwick

Constat : Bombardement du béryllium par des particules $\alpha \rightarrow$ émission d'un rayonnement **non dévié** par les champs \rightarrow particule **neutre**.

Caractéristiques :

$$q = 0; m_n = m_p = 1,675 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Mise en évidence des constituants de la matière et donc de l'atome

Tableau II.1: Caractéristiques des constituants de l'atome

Particule	Charge	Masse (kg)	Découvreur(s)
Électron	-e	$9,109 \times 10^{-31}$	Crookes, Thomson, Millikan
Proton	+e	$1,673 \times 10^{-27}$	Goldstein
Neutron	0	$1,675 \times 10^{-27}$	Chadwick

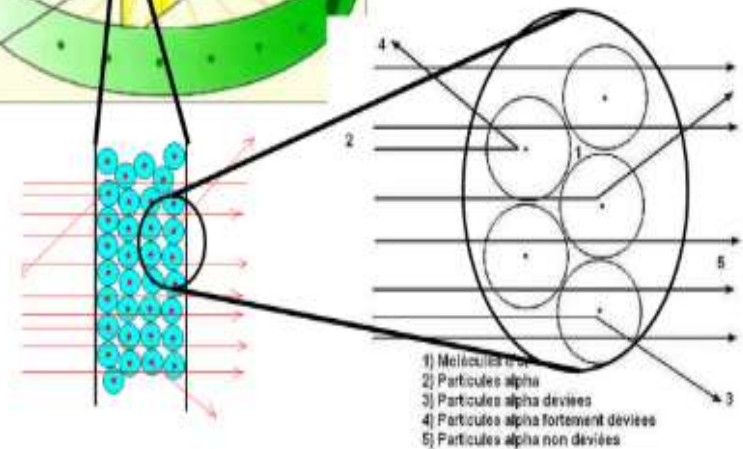
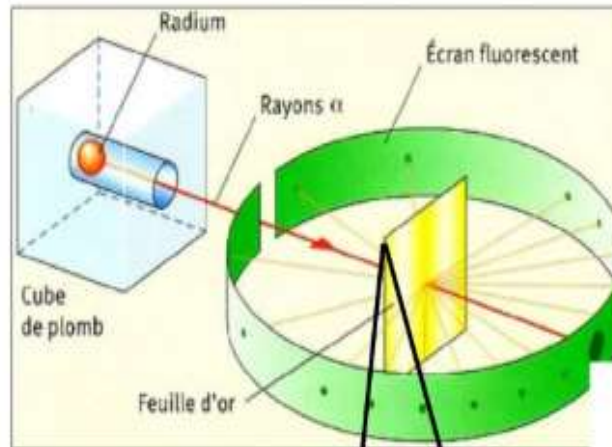
Modèle planétaire de Rutherford

Le principe de l'expérience de Rutherford, qui a mené à la découverte du noyau atomique.

En observant que la plupart des particules traversaient la feuille d'or sans déviation, il en a conclu que l'atome est en grande partie vide. Et le noyau, lui, est très dense et chargé positivement, tandis que les électrons se déplacent autour

Ernest Rutherford (1871-1937)

1913: Découverte des protons

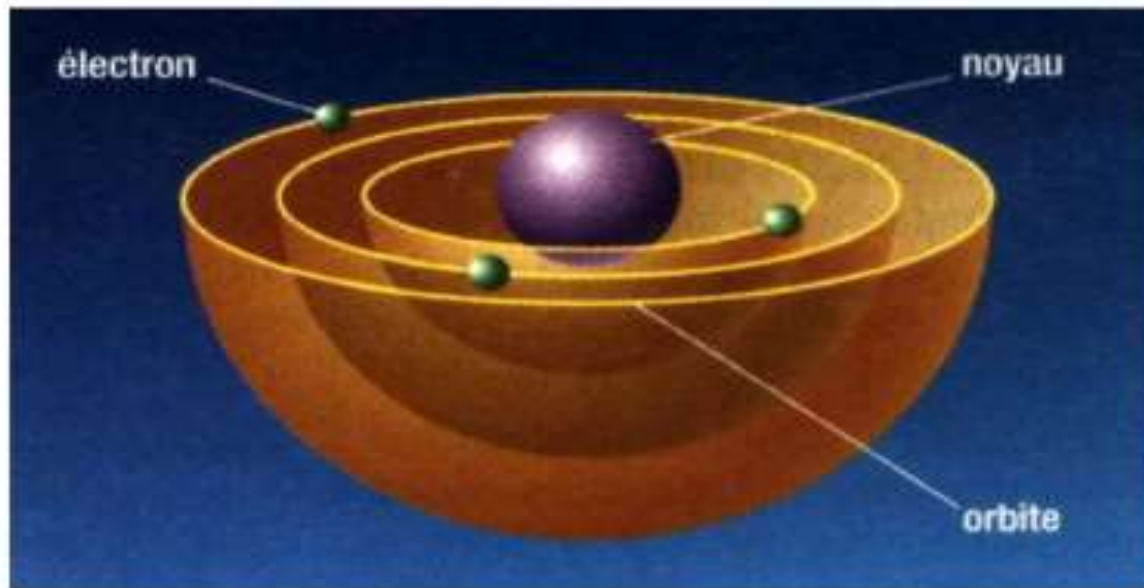


Modèle planétaire de Rutherford

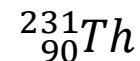
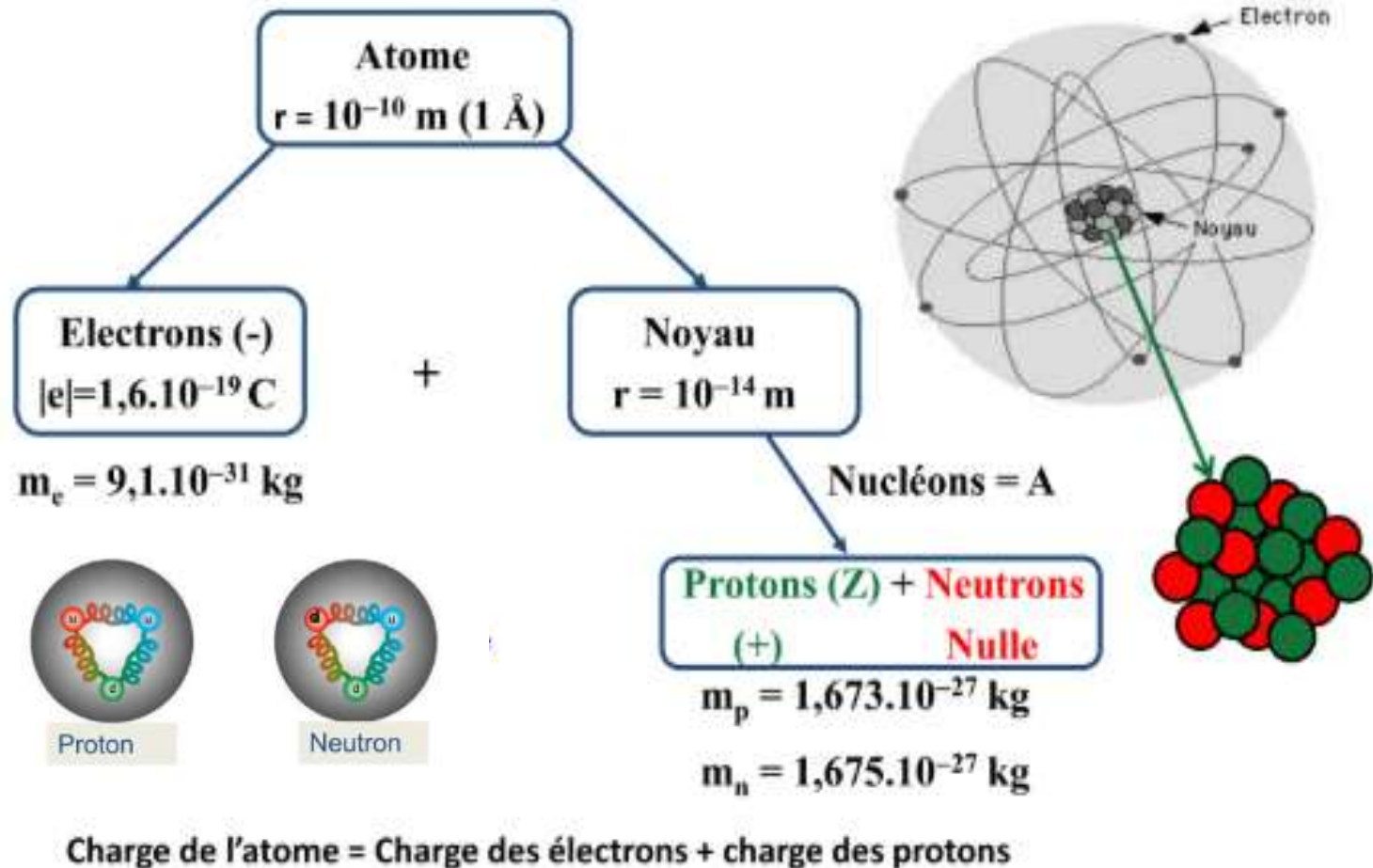
Donc, pour Rutherford, l'atome est essentiellement vide, avec un noyau central et des électrons autour.

Le noyau est constitué de nucléons : Protons et neutrons.

L'atome selon Rutherford



Présentation et caractéristiques de l'atome

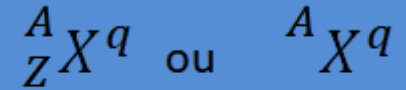
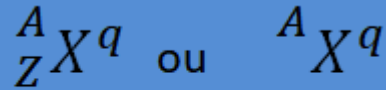


Présentation et caractéristiques de l'atome

➤ Notation d'un atome

Un élément chimique (X) est entièrement défini par **Z**, le **numéro atomique**.

Notation symbolique



Si **q** ≠ 0, il s'agit d'un **ion**.

Le nombre d'électrons (E) est alors : **E = Z - q**.

q : Charge de l'ion, Pour un atome neutre, **q = 0**

➤ Numéro atomique ou nombre de charge Z

Il représente le nombre de **protons** dans le noyau. Pour un atome **neutre**, c'est aussi le nombre d'**électrons**.

➤ Nombre de masse A

Il représente le nombre de **nucléons** (protons + neutrons) dans le noyau.

où **N** est le nombre de neutrons.

$$A = Z + N$$

Présentation et caractéristiques de l'atome

Calculer le nombre de protons et de neutrons des atomes suivants:

Carbone ${}^{12}_{6}\text{C}$.

Hydrogène ${}^1_1\text{H}$

Zinc ${}^{91}_{40}\text{Zr}$

Cobalt ${}^{39}_{20}\text{Co}$

Fer ${}^{56}_{26}\text{Fe}$.

Présentation et caractéristiques de l'atome

Unité de masse atomique (uma)

Dans le système international, l'unité de la masse est le Kg. Elle est totalement inadaptée à l'échelle élémentaire pour l'atome. D'où la nécessité d'une autre unité et qui est l'unité de masse atomique (u.m.a) avec :

$$1 \text{ uma} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} \cdot \frac{1}{N_A} = \frac{10^{-3}}{6,023 \cdot 10^{23}} \text{ Kg}$$

$$m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg} = \frac{9,109 \cdot 10^{-31}}{1,6606 \cdot 10^{-27}} = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ uma}$$

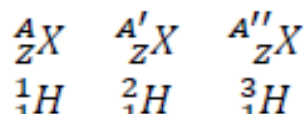
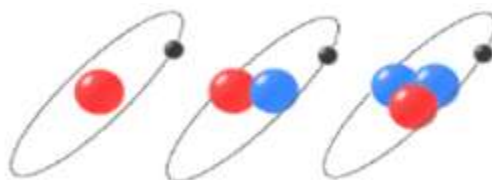
$$m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = \frac{1,673 \cdot 10^{-27}}{1,6606 \cdot 10^{-27}} = 1,0074 \text{ uma}$$

$$m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = \frac{1,675 \cdot 10^{-27}}{1,6606 \cdot 10^{-27}} = 1,0087 \text{ uma}$$

$$m_p \approx m_n \approx 1 \text{ uma}$$

Isotopes et abondance relative des différents isotopes

Les isotopes sont des atomes ou nucléides d'un même élément chimique (ils ont le même nombre de protons) *mais* un nombre de neutrons différents (donc des nombres de masse et masse atomique différents).



Exemple : Le carbone comporte trois isotopes naturels

Elément chimique	Isotopes	Nbre de masse	Numéro atomique (Z)	Nbre de neutrons
${}_Z^A\text{C}$	${}^{12}_6\text{C}$	12	6	6
	${}^{13}_6\text{C}$	13	6	7
	${}^{14}_6\text{C}$	14	6	8

Isotopes et abondance relative des différents isotopes

La masse atomique d'un élément chimique est la moyenne des masses atomiques de ses isotopes multipliée par son abondance relative x_i .

$$M_{\text{at}} = \sum_i m_i \frac{x_i}{100} = m_1 \frac{x_1}{100} + m_2 \frac{x_2}{100} + \dots$$

Exemple :

Le carbone est un mélange de : $^{12}_6\text{C}$ (98,9%) et de $^{13}_6\text{C}$ (1,1%)

Masse atomique moyenne :

$$M = \frac{98,9 \cdot 12 + 1,1 \cdot 13}{100} = 12,01 \text{ g/mol}$$

Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique

Spectromètre de masse:

La **spectrographie de masse** permet d'identifier les isotopes d'un élément en déterminant leur masse respective et leur abondance isotopique avec précision.

Spectrographe de Bainbridge:

Le but de l'expérience est la séparation des isotopes selon leur masse et charge ainsi que de déterminer leur masse isotopique

Il comporte quatre parties principales :

1. **Chambre d'ionisation**
2. **Chambre de vitesse (filtre de vitesse)**
3. **L'analyseur**
4. **Détecteur d'ions**

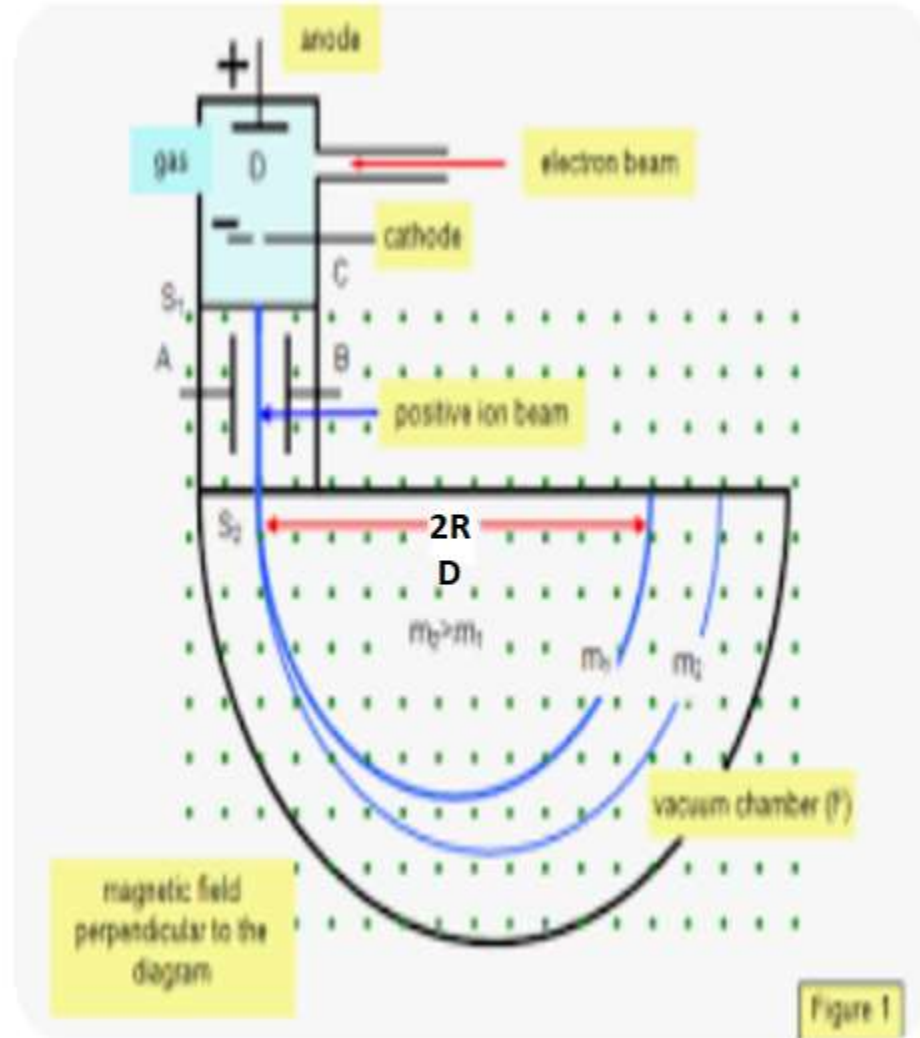


Figure II.2: Spectrographe de BAINBRIDGE

Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique

1. Chambre d'ionisation

Le but de la **chambre d'ionisation** est de transformer les atomes ou les molécules en **ions**, sont animées de vitesses différentes.

2. Chambre de vitesse

Ensuite, ils passent dans la **chambre de vitesse**, dont le rôle est de rendre leurs vitesses identiques. Pour cela, on les soumet à **un champ électrique** ($F_e = q.E$) et **un champ magnétique** ($F_m = q.v.B$) qui agissent dans des sens opposés.

Le champ électrique attire les ions dans une direction, tandis que le champ magnétique les dévie dans la direction opposée. Quand ces deux forces atteignent l'équilibre c-à-d: $F_e = F_m$, seuls les ions qui ont **une certaine vitesse**

précise passent dans F3. On dit alors que ces ions ont **la même vitesse**, et ils peuvent être ensuite analysés selon leur **rapport masse/charge (m/q)** dans l'analyseur. On peut calculer cette vitesse de ses ions avec la relation :

où : L'ion franchira f3 si : $F_e = F_m \Rightarrow q.E = q.V.B \Rightarrow V = \frac{E}{B} \dots \dots (1)$

Les ions qui sortent du filtre ont les mêmes vitesses.

Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique

3. L'analyseur

Dans l'analyseur, les ions sélectionnés auront la **même vitesse**.

Dans cette chambre, on **annule le champ électrique** et on **soumet ces ions à un nouveau champ magnétique (B')**.

Ce champ magnétique ($F_m = q \cdot V \cdot B'$) oriente ses ions à suivre une **trajectoire demi-circulaire** ($F_c = \frac{mV^2}{R}$), ce qui va permettre de **les séparer** selon leur **masse**.

On a donc : $F_m' = F_c$, où F_m' est la force magnétique et F_c la force centrifuge.

$$\text{Or, } \frac{mV^2}{R} = q \cdot \cancel{V} \cdot B' \Rightarrow \frac{m}{R} = q \cdot V \cdot B'$$

Ainsi, comme v , q et B' sont constants, le **rayon R dépend uniquement de la masse m** :

- ✓ plus la masse de l'ion est **grande**, plus le **rayon R** est **grand** ;
- ✓ plus la masse est **petite**, plus **R** est **petit**.

Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique

donc pour deux isotopes: m_1 et R_1 isotope plus léger : $\frac{m_1 V}{R_1} = q \cdot B'$

m_2 et R_2 isotope plus lourd: $\frac{m_2 V}{R_2} = q \cdot B'$

On remplaçant V , par (1): $\frac{m_1 E}{R_1 B} = q \cdot B'$; $\frac{m_2 E}{R_2 B} = q \cdot B'$

C'est donc de cette manière que l'on peut **séparer les isotopes**.

Remarque:

Lorsque l'ion arrivera au détecteur il aura une trajectoire en demi-cercle va parcourir un $d = \frac{R}{2}$

la distance entre les points d'impacts des isotopes: $d = 2(R_2 - R_1)$

4. Détecteur d'ions

Enfin, dans la **chambre photographique (ou détecteur)**, les ions viennent frapper la plaque et laissent des **traces** à des positions différentes, ce qui permet de **les identifier**.

Exercice d'application

Les ions positifs du chlore, de masse différente, sont accélérés dans le filtre de vitesse où règnent deux champs magnétique B' uniforme, les ions sont déviés selon une trajectoire circulaire de rayon R de telle sorte qu'ils impressionnent une plaque photographique.

- 1) Calculer la distance entre les points d'impacts des isotopes du chlore sachant que : $B = 0,2$ Tesla, $E = 60000$ V/m et $B' = 0,1$ Tesla. Les masses atomiques des deux isotopes sont : $^{35}\text{Cl} = 34,97$ uma et $^{37}\text{Cl} = 36,97$ uma.
- 2) Quel est leur pourcentage dans la nature si la masse moyenne du chlore est $35,453$ uma ?

Solution:

1) Calculer la distance entre les points d'impacts des isotopes du chlore:

a) On calcule la vitesse des ions de Cl:

$$F_e = F_m \Rightarrow q \cdot E = q \cdot V \cdot B \Rightarrow V = \frac{E}{B} \Rightarrow V = \frac{60000}{0,2} = 300000 \text{ m/s}$$

$$R_1 \text{ isotope plus léger et qui est } ^{35}\text{Cl} (m_1) : \frac{m_1 V}{R_1} = q \cdot B' \Rightarrow R_1 = \frac{m_1 V}{q \cdot B'}$$

$$R_2 \text{ isotope plus lourd et qui est } ^{37}\text{Cl} (m_2) : \frac{m_2 V}{R_2} = q \cdot V \cdot B' \Rightarrow R_2 = \frac{m_2 V}{q \cdot B'}$$

$$R1 = \frac{m1V}{q.B'} = \frac{34,97. 1.66.10^{-27} 300000}{1.6.10^{-19} 0.1} = 1,0888 \text{ m}$$

$$R2 = \frac{m2V}{q.B'} = \frac{36,97. 1.66.10^{-27} 300000}{1.6.10^{-19} 0.1} = 1,1511 \text{ m}$$

La distance entre les points d'impacts des isotopes:

$$d = 2(R2 - R1) = 2*(1,1511 - 1,0888) = 2*(0,0623) = 0,1246 \text{ m} = 12,46 \text{ cm.}$$

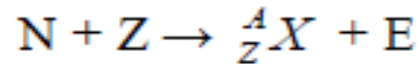
Soit x la fraction molaire de ^{35}Cl et $1 - x$ celle de ^{37}Cl . L'équation de la masse moyenne est :

$$x \times 34,97 + (1 - x) \times 36,97 = 35,453$$

Energie de liaison et de cohésion des noyaux

Energie de liaison et énergie de cohésion

1. L'énergie de liaison (E) est définie comme étant l'énergie libérée lors de la formation d'un noyau atomique à partir de particules élémentaires : protons et neutrons.



Cette énergie E, qui est **négative**, est exprimée par la relation d'Albert Einstein (équivalence énergie-masse) :

$$\text{Energie de cohésion} \longrightarrow \Delta E = \Delta m \cdot c^2 \longleftarrow \begin{array}{l} \text{Vitesse de la lumière} \\ \text{dans le vide :} \\ c = 2,99792458 \cdot 10^8 \text{ m/s} \end{array}$$

↑

- Lors de la création d'un noyau : $\Delta m < 0$

$$\Delta m = m_{\text{noyau}} - (Z \cdot m_{\text{proton}} + N \cdot m_{\text{neutron}}) . \text{ On parle de l'énergie de liaison.}$$

- Lors de la décomposition du noyau en nucléons $\Delta m > 0$

$$\Delta m = (Z \cdot m_{\text{proton}} + N \cdot m_{\text{neutron}}) - m_{\text{noyau}} . \text{ On parle de l'énergie de cohésion.}$$

Energie de cohésion (E')

C'est l'énergie nécessaire à la destruction d'un noyau en ses constituants ($N+P$) selon la réaction :

$X_{ZA} \longrightarrow Z+N$; Cette énergie est positive et on peut écrire : $E' = - E$

Energie de cohésion par nucléon

c'est le rapport de l'énergie de cohésion d'un noyau sur le nombre de nucléon ($A=Z+N$) .

Elle est, en général, inférieure à 8,9 MeV quelque soit l'élément considéré. Cette énergie de cohésion est de l'ordre de /*nucléon* . ($1MeV= 10^6eV=1,6.10^{-13}J$).

Elle est représentée par la courbe d'Aston. Elle atteint son maximum de stabilité pour les noyaux de masse $A \approx 60$, ce qui explique la tendance des éléments à évoluer vers cette zone de stabilité optimale.

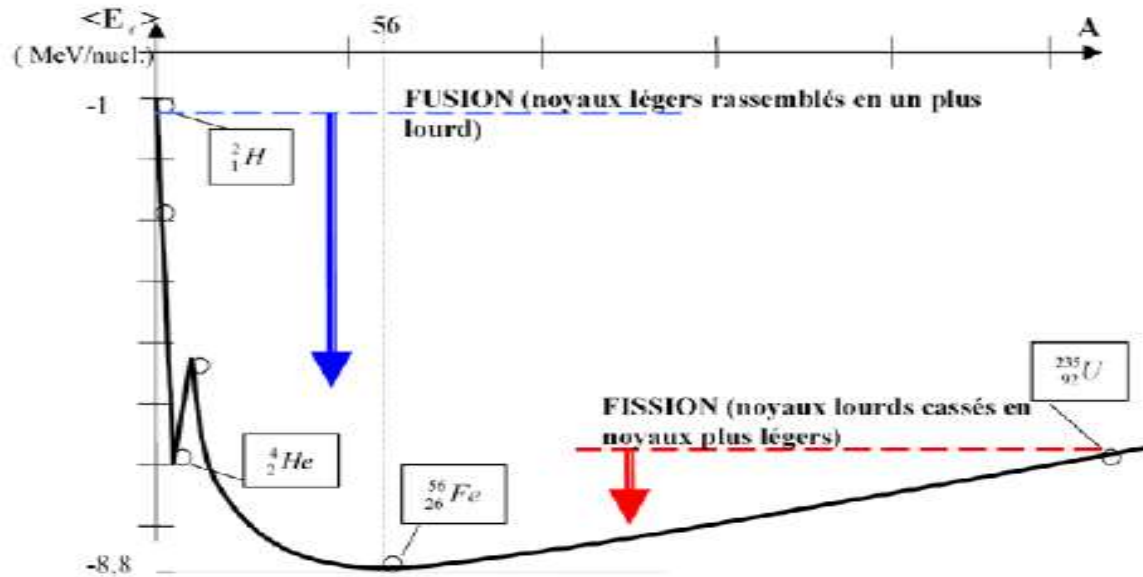


Figure II 3 : Courbe d'ASTON

Courbe d'ASTON se caractérise principalement:

- **Une montée rapide** : Pour les noyaux légers (de l'hydrogène jusqu'au fer), l'énergie de liaison par nucléon augmente fortement. Cela signifie que la stabilité nucléaire s'accroît.
- **Un maximum** : Elle atteint un pic autour du **fer-56 et du nickel-58** ($A \approx 60$). Ces noyaux sont les **plus stables** de l'univers car il faut le plus d'énergie pour les briser.
- **Une descente lente** : Pour les noyaux plus lourds (au-delà du fer), l'énergie de liaison par nucléon diminue progressivement, indiquant une stabilité moindre.

Définition de l'électro-volt (eV)

L'électron-Volt (eV) est l'énergie acquise par un électron accéléré par une ddp de 1 volt. D'où : $1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}$ joule (J).

Energie d'un u.m.a (1 uma)

$$E = \Delta m \cdot C^2 \text{ avec } \Delta m = 1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

$$E = 1,66 \cdot 10^{-27} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 = 14,94 \cdot 10^{-11} \text{ J}$$

$$1\text{eV} = 1,66 \cdot 10^{-19} \text{ J} \Rightarrow E = \frac{14,94 \cdot 10^{-11}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 933 \cdot 10^6 \text{ eV} = 933 \text{ MeV}$$

D'où 1 uma = 933 MeV

Stabilité et nombre de nucléons :

Parmi les 331 nucléides naturels, 284 sont stables ; les autres se décomposent spontanément. On dit qu'ils sont radioactifs.

La stabilité d'un élément quelconque est d'autant plus grande que l'énergie de liaison par nucléon est plus élevée.

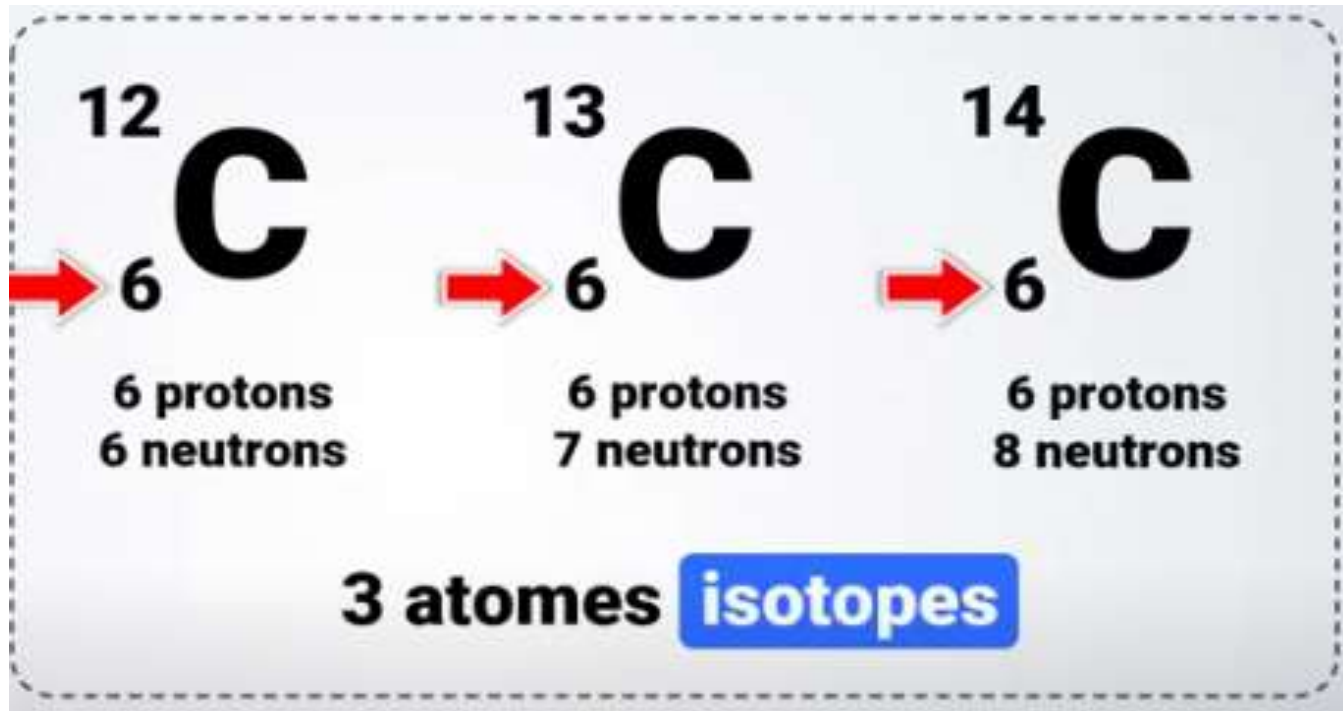
CHAPITRE III
LA RADIOACTIVITE -
RÉACTIONS NUCLÉAIRES

Introduction

Pour certains éléments, il existe des isotopes naturels ou artificiels instables appelés radioactifs. Parmi la centaine d'éléments connus seuls les 83 premiers (à l'exception du Technétium ($Z = 43$) et du Prométhium ($Z = 61$)) possèdent au moins un isotope stable.

A partir du Polonium ($Z = 84$) il n'existe plus de nucléides stables, ils sont tous radioactifs.

-

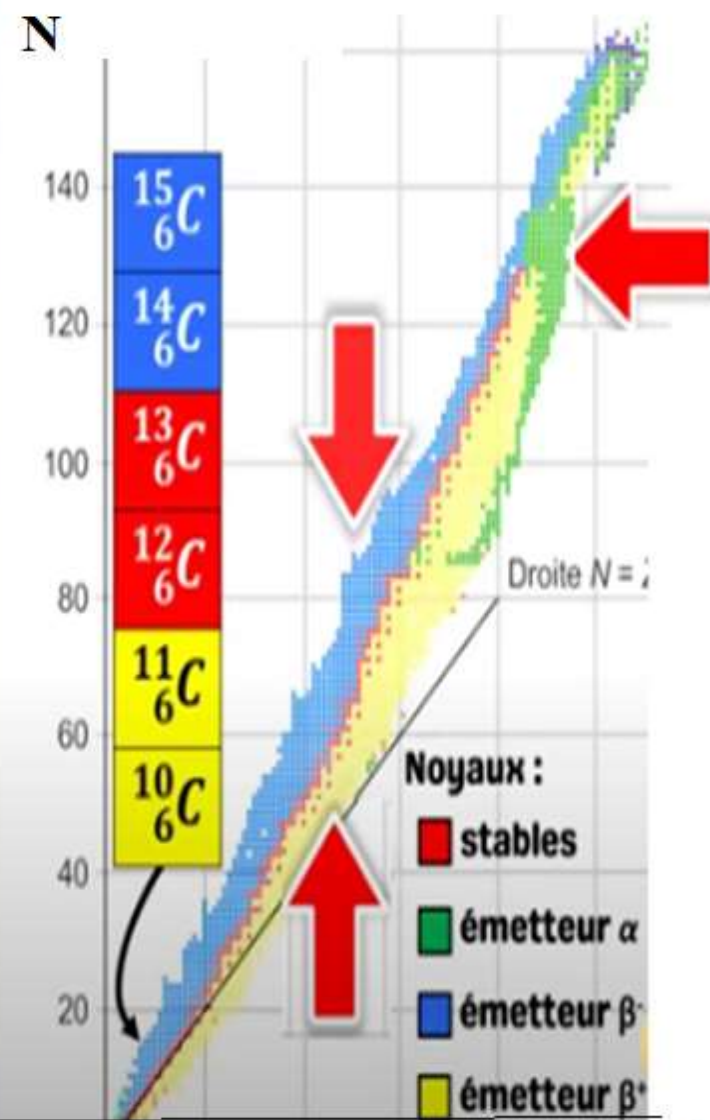


Les isotopes sont des atomes ou nucléides d'un même élément chimique (ils ont le même nombre de protons) *mais* un nombre de neutrons différents (donc des nombres de masse et masse atomique différents). Donc on va s'intéresser à ça puisque certains isotopes sont stables et d'autres ne le sont pas, alors ils vont se désintégrer spontanément on dit ils sont radioactifs.

STABILITÉ DES NOYAUX

La radioactivité est le phénomène associé à la désintégration spontanée des noyaux instables.

- Le **diagramme (N, Z)** permet de visualiser les isotopes stables et instables.
- L'ensemble des **noyaux stables** constituent la **vallée de la stabilité**.
- Le **type de désintégration** que subissent les noyaux instables **dépend de leur position** par rapport à la **vallée de la stabilité**.

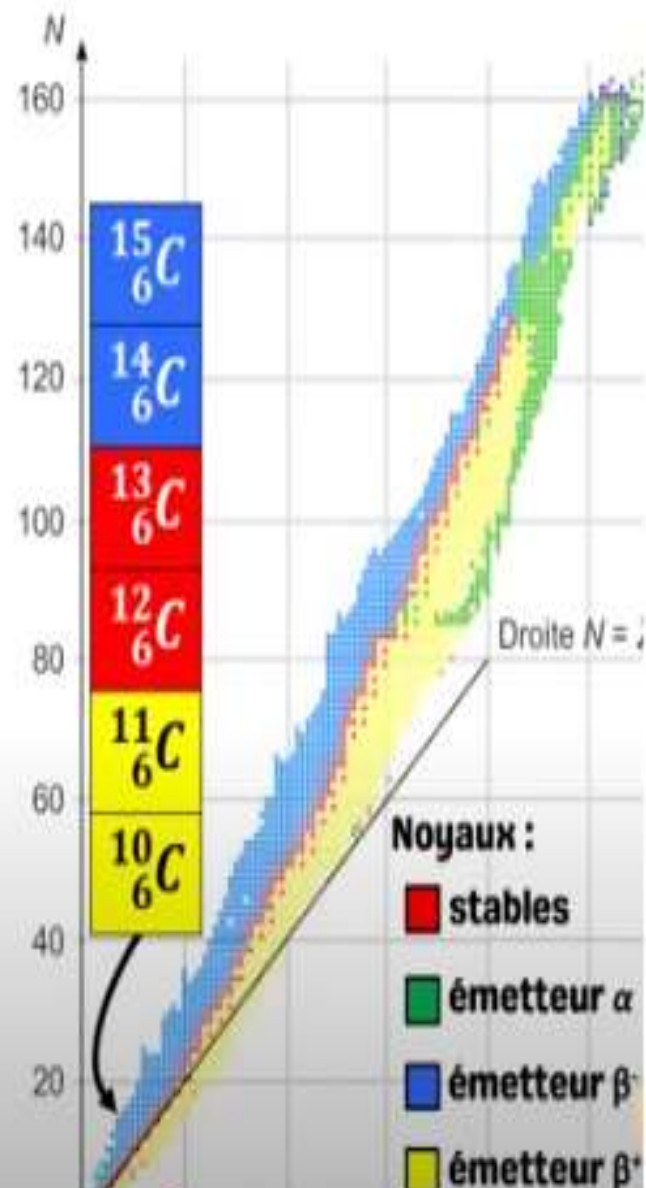


DIFFÉRENTS TYPES DE RADIOACTIVITÉ

On distingue **3 types de désintégrations radioactives** :

	Émissions	Concerne les noyaux :	Exemples
α	Émission d'un noyau d'hélium ${}^4_2\text{He}$	Lourds	${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{234}_{90}\text{Th} + {}^4_2\text{He}$
β^-	Émission d'un électron ${}^0_{-1}\text{e}$	Excès de neutrons	${}^3_1\text{H} \rightarrow {}^3_2\text{He} + {}^0_{-1}\text{e}$
β^+	Émission d'un positon ${}^0_1\text{e}$	Excès de protons	${}^{11}_6\text{C} \rightarrow {}^{11}_5\text{B} + {}^0_1\text{e}$

Une réaction de désintégration est modélisée par une équation qui respecte la loi de la conservation de nombre de charge Z et de nombre de masse A



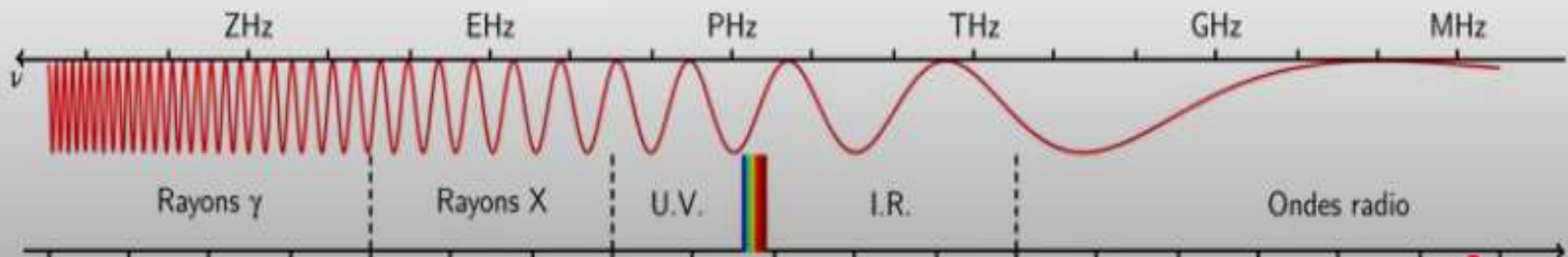
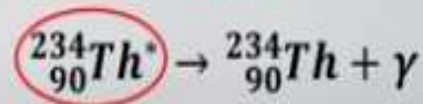
DIFFÉRENTS TYPES DE RADIOACTIVITÉ

Radioactivité γ :

La plupart des **noyaux fils** issus d'une désintégration radioactive sont dans un **état excité (*)**.
Le retour à leur **état fondamental** s'accompagne de l'**émission d'un rayonnement γ** :



Exemple : désintégration de l'uranium 238



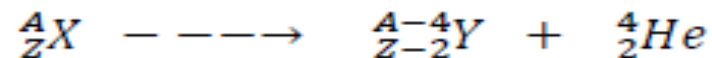
I. Radioactivité naturelle

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

I.1 Principaux rayonnements

1. Rayons α :

Il concerne essentiellement les éléments lourds de numéro atomique $Z \geq 83$



Le rayonnement α est très ionisant, très énergétique mais peu pénétrant.

Exemple :

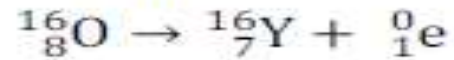


2. Rayons β^- :

Il concerne les isotopes instables qui possèdent un excès en **neutrons**. Lors de cette émission, un **neutron** se transforme en un **proton** selon la réaction ci-dessous



Exemple :



3. Rayons β^+ :

Il concerne les isotopes instables qui possèdent un excès de *protons*. De tels éléments chercheront à se stabiliser en augmentant N et en diminuant Z . On peut considérer que pour de tels nucléides, un proton se transforme en neutron. Simultanément, un positron est éjecté du noyau. Le positron est l'antiparticule de l'électron, il possède une même masse mais une charge opposée à celui-ci



I.4. Rayonnements γ :

Il apparait lors des émissions α et β . En général, lorsqu'un noyau est formé, lors d'une désintégration α ou β , il n'atteint pas immédiatement son état fondamental, il se trouve dans un état excité. Le passage à l'état fondamental, libère un photon de nature de rayonnement γ .



Le rayonnement γ est un rayonnement électromagnétique pur, donc sans masse ni charge mais très énergétiques ayant un pouvoir pénétrant supérieur à celui des particules α et β avec un pouvoir ionisant inférieur.

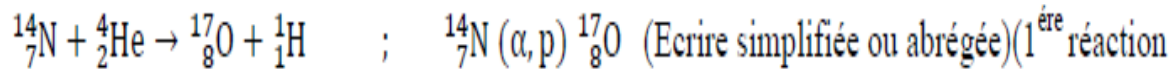
II. Radioactivité artificielle et les réactions nucléaires

Il s'agit de la radioactivité provoquée sur certains noyaux à la suite d'une intervention humaine. Les premiers noyaux radioactifs artificiels ont été obtenus par Rutherford en 1919 en bombardant des atomes d'azote avec des particules α qui conduit à la formation de nouveaux noyaux :

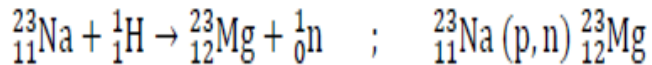
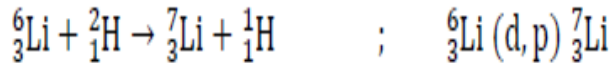
- a- Les transmutations
- b- Fission nucléaire
- c- Fusion nucléaire

1. Réactions de transmutation nucléaire

Ces réactions produisent des nucléides de nombre de masse égal ou très proche de celui du nucléide qui a servi de cible, les nucléides formés sont stables ou radioactifs :



réalisée par Rutherford. Elle a permis la découverte de proton en 1919).



• ${}^1_1\text{H}$: proton (P)

• ${}^2_1\text{H}$: deutéron (d)

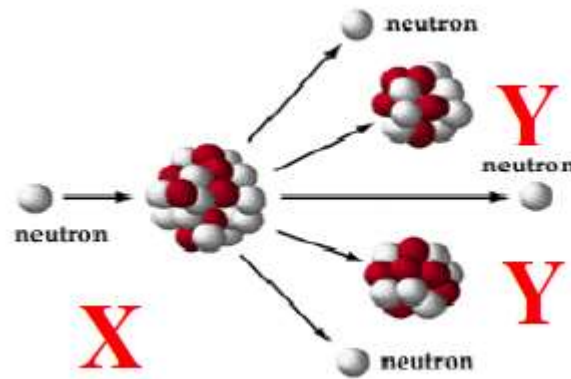
• ${}^3_1\text{H}$: triton (t)

Nucléide :

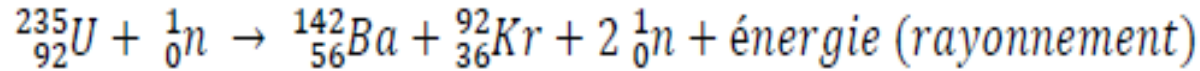
Un type d'atome est caractérisé par les valeurs des deux nombres Z (protons ou électrons) et N (neutrons). Un couple de ces deux valeurs définit un nucléide, en effet un nucléide est l'ensemble des atomes dont les noyaux contiennent le même nombre de protons et le même nombre de neutrons donc $N=Z$.

2. La fission nucléaire

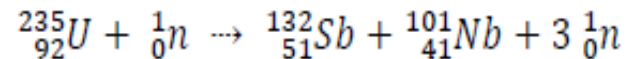
Un noyau lourds se désintègrent pour donner au moins deux noyaux plus légers de masses comparables avec émission de neutrons qui à leur tour peuvent bombarder d'autres noyaux voisins et provoquent leur fission, c'est la réaction nucléaire en chaine. Cette réaction nucléaire s'accompagne souvent d'un grand dégagement d'énergie.



Exemple : fission d'un noyau d'uranium 235



Un noyau d'uranium fissionne s'il est heurté (percuté) par un neutron, il émet alors deux neutrons, si le processus ne cesse pas il donne lieu à une réaction nucléaire en chaîne.



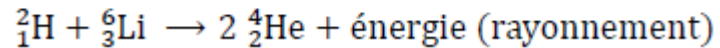
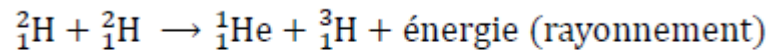
Fission nucléaire non contrôlée Bombe atomique

Fission nucléaire contrôlée Centrale nucléaire

L'énergie libérée par ce type de réaction est l'ordre de 200 Mev/ atome.

3. La fusion nucléaire

C'est la réunion de deux ou plusieurs noyaux légers en un noyau plus lourds sous haute température et avec une perte de masse et dégagement d'une quantité considérable d'énergie, parmi les réactions de fusions connues citons :



III. CINETIQUE DE LA DESINTEGRATION RADIOACTIVE

.1. Aspect énergétique

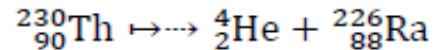
Lors de la réaction nucléaire, il y a conservation du nombre total de nucléons et de la charge globale mais accompagnée par une perte de masse (Δm) correspondant à la libération de l'énergie donnée par la relation d'EINSTEIN :

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

Avec :

$$\Delta m = \sum m(\text{produits}) - \sum m(\text{réactifs})$$

Exemple :



Avec: $m_{\text{Th}} = 230,1047 \text{ uma}$; $m_{\text{He}} = 4,0039 \text{ uma}$; $m_{\text{Ra}} = 226,0957 \text{ uma}$.

$$-\frac{dN}{dt} = \lambda.N \quad (1)$$

Avec :

dN : La variation du nombre de noyau radioactif pendant le temps dt

N : désigne le nombre de noyau présent à l'instant t

λ : constante radioactive ou de désintégration (s^{-1} , mn^{-1})

$-\frac{dN}{dt}$: représente le nombre de particules désintégrées par unité du temps. La variation $-\frac{dN}{dt}$ (vitesse de désintégration) en fonction de N est une loi linéaire. Elle s'exprime en **d.p.m** (désintégration par minute) ou **d.p.s** (Désintégration par seconde).

Par intégration de l'équation (1) :

$$-\frac{dN}{dt} = \lambda.N \quad ; \text{A } t = 0 \text{ on a : } N = N_0 ; ; ; \quad \text{A } t \neq 0 \text{ on a } N = N_t$$

$$\begin{aligned} \frac{dN}{dt} &= -\lambda.N \Rightarrow \frac{dN}{N} = -\lambda dt \\ \int_{N_0}^N \frac{dN}{dt} &= \int_0^t -\lambda dt \Rightarrow \ln(N)|_{N_0}^N = -\lambda(t)|_0^t \\ \ln N - \ln N_0 &= -\lambda.t \end{aligned}$$

$$N_t = N_0 e^{-\lambda.t} \quad (2)$$

C'est la loi de la décroissance radioactive.

a. La période radioactive

La période radioactive est le temps au bout duquel la moitié des noyaux initiaux a subi la désintégration. Elle s'obtient en remplaçant dans l'équation (2) t par T et N_A par $\frac{N_{A0}}{2}$. On trouve :

$$T = \frac{\ln 2}{\lambda} = \frac{0,69}{\lambda} \quad (3)$$

Soit : T est le temps nécessaire pour que $N_0/2$ soit désintégrés.

$$(2) \Leftrightarrow \ln \frac{N_t}{N_0} = -\lambda \cdot t$$

Pour $t = T$ on a : $(2) \Leftrightarrow \ln \frac{N_0/2}{N_0} = -\lambda \cdot T \Rightarrow -\ln 2 = -\lambda \cdot T$

$T = \frac{\ln 2}{\lambda}$

Remarque :

Le nombre d'atomes radioactifs présent est divisé par 2 à chaque fois qu'il s'écoule une période. Au bout de (n) période, le nombre de noyau restant est :

$$N_A = \frac{N_{A0}}{2^n} \quad (4)$$

La période est une caractéristique fondamentale de chaque noyau. Elle est indépendante :

- Du nombre initial d'atome
- De la pression et de la température.

Exemple :

Périodes de quelques éléments :

^{238}U : $T = 4,5.10^9 \text{ ans}$; ^{131}I : $T = 8,1 \text{ Jours}$; $^{25}\text{Na} = 25 \text{ secondes}$.

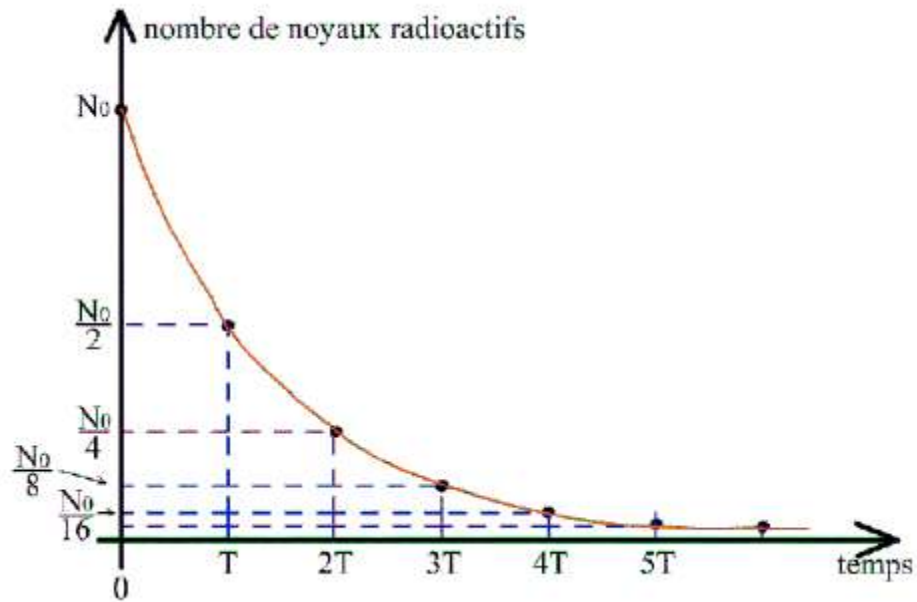


Figure 1: La courbe de décroissance radioactive.

Activité radioactive

C'est le nombre moyen de désintégrations par unité du temps. Il suffit de dériver l'expression de N_t et d'en prendre l'opposé (afin de garder une quantité positive). On note A_0 l'activité de la source à un instant initial à $t=0$ on a : $A_0 = \lambda.N_0$

$$A = -\frac{dN}{dt} = \lambda.N \quad (5)$$

Elle peut s'exprimer en : *d.p.s*, en *d.p.m* ou en *curie* ($1 \text{ curie} = 3,7.10^{10} \text{ dps}$)

Cette valeur numérique fut choisie de façon que 1 gramme de radium Ra_{226} ait une activité très proche de 1 curie.

Remarque

Par définition, le curie est le nombre de désintégration par seconde et par gramme de Radium(^{226}Ra). On sait que la période de désintégration de (^{226}Ra) est de $T = 1590 \text{ ans}$.

$$A = \lambda \cdot N$$

Calcul de la constante radioactive :

$$\lambda = \frac{\ln 2}{T} = \frac{0,69}{1560.365.24.3600} = 1,39 \cdot 10^{-11} \text{ s}^{-1}$$

Calcul de nombre de noyaux :

$$226 \text{ g de } ^{226}\text{Ra} \longrightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

$$1 \text{ g de } ^{226}\text{Ra} \longrightarrow N \text{ Atomes}$$

$$N = \frac{6,023 \cdot 10^{23}}{226} = 2,66 \cdot 10^{21} \text{ atomes dans 1 g de } (^{226}\text{Ra})$$

$$A = 2,66 \cdot 10^{21} \cdot 1,39 \cdot 10^{-11} \text{ atomes / secondes (dps)} = 3,7 \cdot 10^{10} \text{ dps} = 1 \text{ curie}$$

Exemple

La période de ^{14}C est de $T = 5568$ ans et qu'un échantillon de charbon de bois fraîchement préparé donne une activité de $A_0 = 15,3 \frac{\text{dpm}}{\text{gr}}$. Quel est l'âge d'un échantillon de bois trouvé dans une grotte préhistorique dont un échantillon de même masse que le précédent donne une activité $A_t = 9,6 \text{ dpm/gr}$.

Solution :

$$A_0 = \lambda . N_0 \quad \text{et} \quad A_t = \lambda . N_t$$

$$N_t = N_0 e^{-\lambda . t} \Rightarrow \ln \frac{N_t}{N_0} = \ln e^{-\lambda . t} \Rightarrow \ln \frac{A_t / \lambda}{A_0 / \lambda} = - \lambda . t$$

$$\ln \frac{A_0}{A_t} = \frac{\ln 2}{T} . t \Rightarrow t = \frac{T}{\ln 2} . \ln \frac{A_0}{A_t}$$

$$\text{AN: } t = 3695 \text{ années}^{-1}$$

APPLICATIONS DE LA RADIOACTIVITE

1.Industrie - Gammagraphie : La gammagraphie utilise des rayons γ pour réaliser des contrôles non destructifs, comme l'inspection des soudures, avec une source radioactive autonome.

2.Industrie - Bêtagraphie : La bêtagraphie emploie des rayons β pour l'examen et le contrôle d'épaisseur d'objets minces.

3.Médecine - Radiothérapie : Les rayonnements γ sont utilisés pour détruire les cellules cancéreuses au sein d'une tumeur.

4.Médecine - Thérapie métabolique : Des molécules marquées par des émetteurs β sont utilisées pour cibler et traiter sélectivement des tissus pathologiques comme la thyroïde.

5.Médecine - Scintigraphie : Des radionucléides émetteurs γ ou β servent de traceurs pour étudier le fonctionnement ou la morphologie d'un organe.

6.Médecine - Analyse chimique : Les radioéléments permettent des dosages extrêmement sensibles et rapides de substances comme les hormones.

7.Médecine - Radiostérilisation : Les rayonnements γ sont utilisés pour stériliser des instruments médicaux en tuant les micro-organismes.

8.Agronomie - Modification génétique : L'irradiation de végétaux peut induire des

Chapitre IV :

Structure électronique de l'atome

Au niveau des atomes, les lois de la physique classique (celle de Newton, par exemple) ne fonctionnent plus. Pour étudier ce monde microscopique, les scientifiques ont dû créer une nouvelle théorie : c'est la mécanique quantique.

I.1. Aspect ondulatoire de la lumière :

Certains phénomènes optiques comme la diffraction (C'est le phénomène où une onde lumineuse **s'étale et change de direction** lorsqu'elle passe à travers une petite fente ou rencontre un obstacle) , la diffusion (c'est le phénomène qui se produit quand la lumière **heurte de petites particules** et est "**réémise**" **dans toutes les directions**, comme si elle était "éparpillée".)... Les interférences (c'est le phénomène qui se produit lorsque **deux ondes lumineuses se rencontrent**. Elles peuvent soit **s'additionner**, soit **s'annuler**.). C'est phénomène ne peuvent être interpréter que si l'on attribue à la lumière un aspect ondulatoire

Ces ondes électromagnétiques ou lumineuses se propagent dans l'espace à une vitesse constante de l'ordre de $2,99.10^8 \text{ m/s}$. Chacune de ces ondes est caractérisée par sa longueur ou sa fréquence avec :

$$v = \frac{c}{\lambda}$$

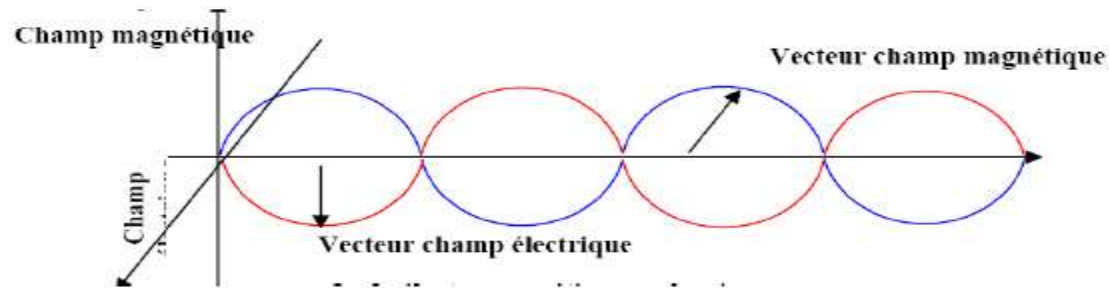


Fig. IV.1. Onde électromagnétique ou lumineuse

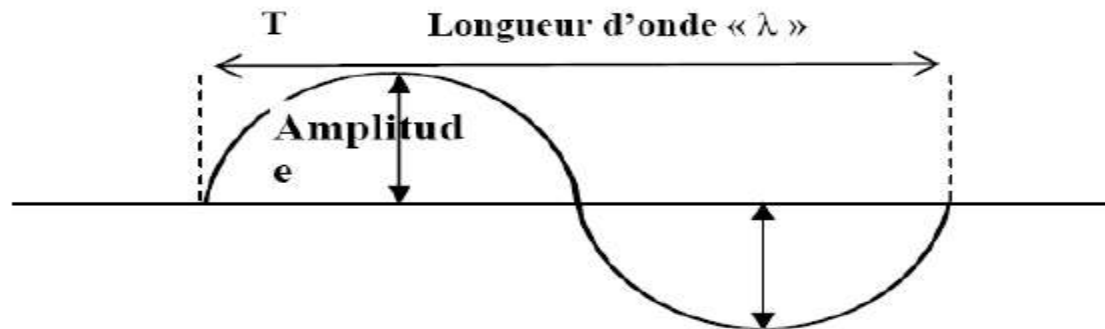


Fig. IV.2. Caractérisation d'une onde

D'autres phénomènes sont interprétés par la théorie ondulatoire comme le rayonnement du corps noir (PLANK 1900 ; quantification d'énergie) et photo-électricité (EINSTEIN, les photons).

Définition : le spectre électromagnétique se compose de l'ensemble des ondes lumineuses où la fréquence ν peut prendre toutes les valeurs de façon continue.

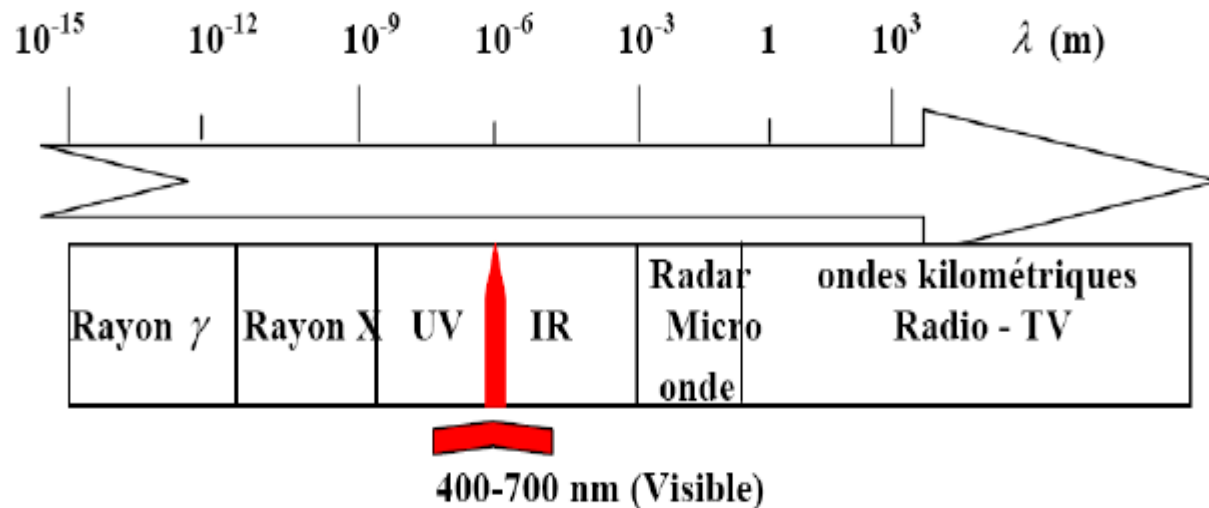


Fig. IV.3. Spectre électromagnétique

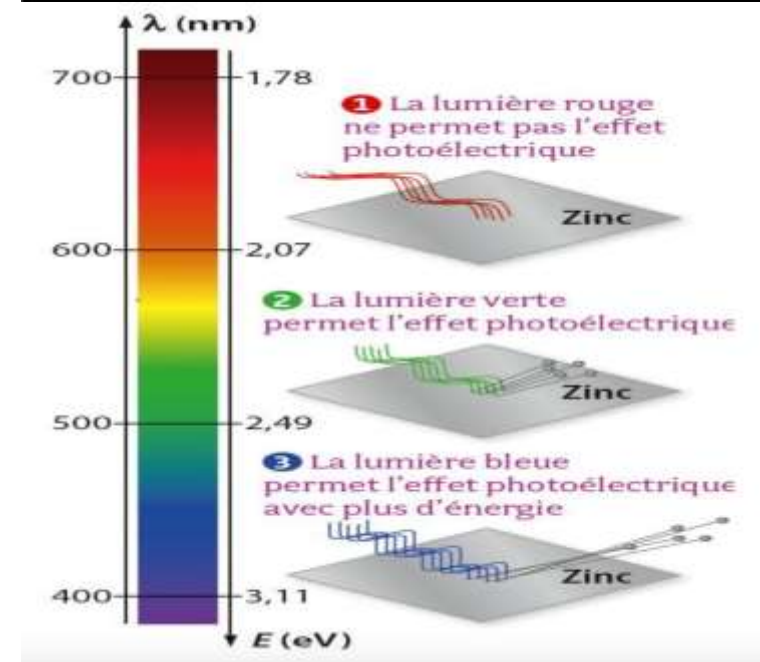
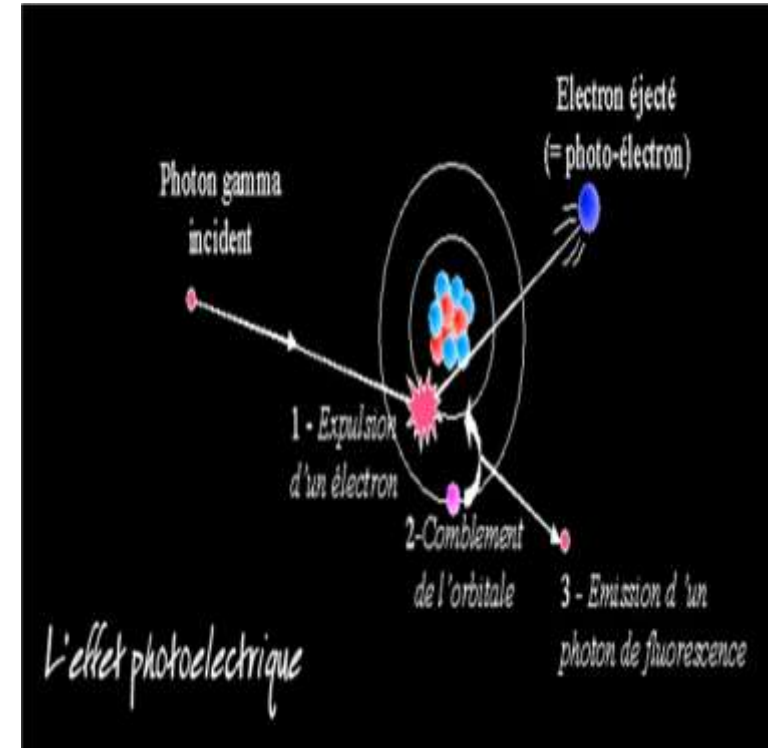
I.2. Aspect corpusculaire : effet Photoélectrique:

- Cet effet a été découvert par le physicien HERTZ vers 1885.
- **Expérience** : irradier une plaque métallique avec une lumière monochromatique de fréquence variable. Un électromètre relié à la plaque **détecte une charge électrique** au-delà d'une **fréquence seuil ν_0** .
- **Explication d'Einstein**

La lumière doit atteindre une fréquence seuil ν_0 (spécifique à chaque métal) pour arracher des électrons. La lumière est composée de "grains d'énergie" appelés photons. Chaque photon porte une énergie :

$$E = h \cdot \nu$$

(h = constante de Planck, ν = fréquence)



Définition de l'effet photoélectrique

Les photons heurtent les atomes du métal. Si leur énergie est suffisante ($E \geq h.\nu_0$), ils arrachent des électrons. Ce flux d'électrons arrachés crée un courant électrique.

Remarque :

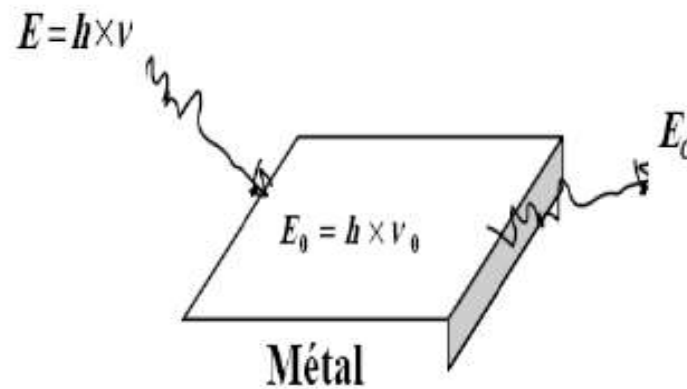
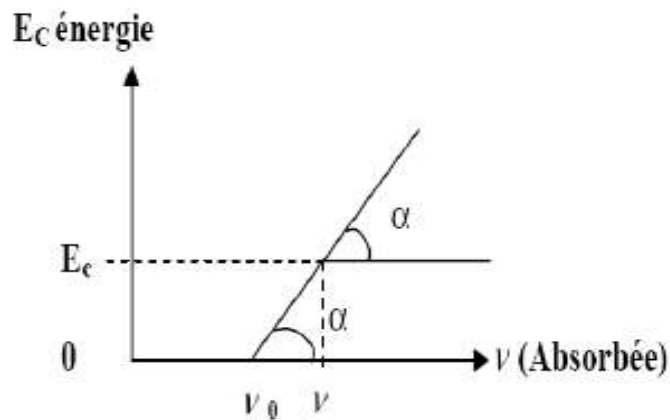
D'après la relation d'équivalence masse – énergie, l'énergie transportée par un photon égal à $m.C^2$ où m représente la masse fictive du photon (dont la masse a repos est nulle), on a :

$$E = h.\nu = m.C^2 = h.\frac{C}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{h}{m.C}$$

Expérience

Si on éclaire une plaque métallique avec une lumière de fréquence ν supérieure à la fréquence de seuil ν_0 le surcroît d'énergie par rapport à l'énergie caractéristique du métal $E_0 = h.\nu_0$ est dissipée sous forme d'énergie cinétique prise par les électrons :

$$E_c = E - E_0 = h.\nu - h.\nu_0 = h(\nu - \nu_0)$$



Remarque :

1. Seule la lumière de fréquence $\nu > \nu_0$ détermine une émission d'électrons.
2. Si un photon d'énergie $E = h \cdot \nu \geq E_0 = h \cdot \nu_0$ est absorbé, l'électron émis atteindra une énergie cinétique maximale :

$$Ec = \frac{1}{2} \cdot m \cdot V^2 = h(\nu - \nu_0)$$

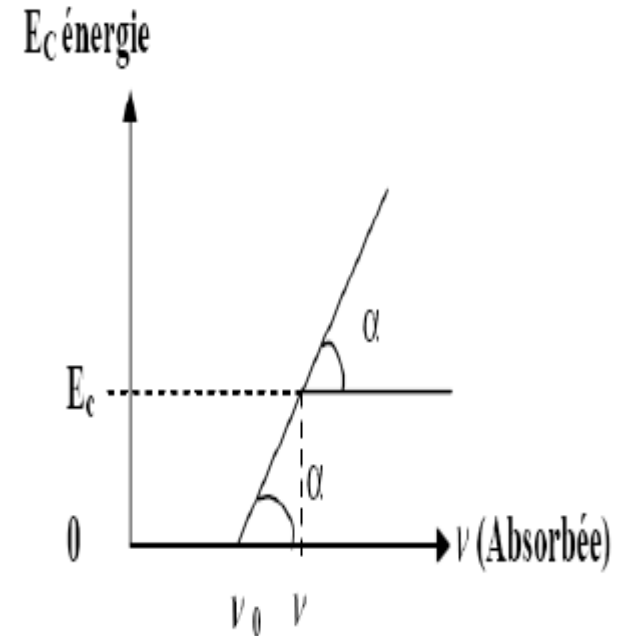
Cette équation montre que la courbe représentant l'énergie en fonction de la fréquence est une droite

de pente (h) : $Tg \alpha = \frac{Ec - 0}{\nu - \nu_0}$; par analogie à

l'équation précédente, on trouve :

$$Tg \alpha = h$$

(h : constante de PLANK).



II. Interaction entre la lumière et la matière

En dessous de photoémission, un atome ou une molécule n'absorbe que certaines fréquences lumineuses. L'ensemble des fréquences absorbées est appelé spectre d'absorption qui constitue un moyen d'identification d'un atome ou d'une molécule donnée.

On exprime les positions de raie (transition électronique) souvent par le nombre d'ondes,

Avec : $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda}$

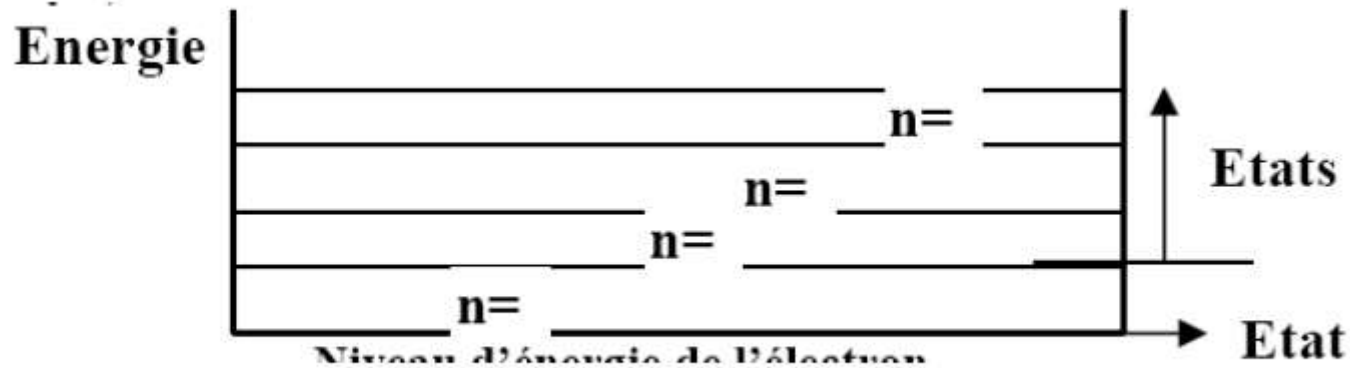
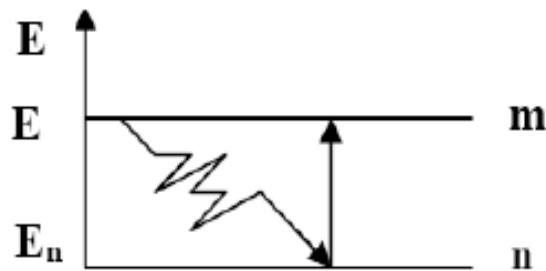


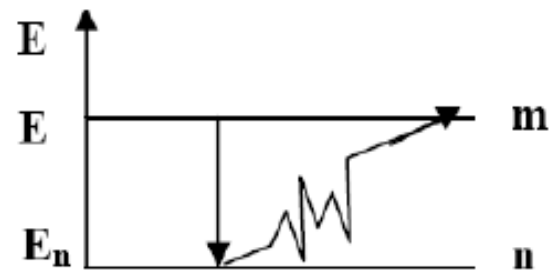
Fig. IV.4. Niveau d'énergie de l'électron

L'atome est à l'état fondamental s'il n'absorbe pas d'énergie du milieu extérieur. Dans le cas contraire, l'électron peut occuper certains niveaux désignés par (n) (nombre quantique). L'électron ne peut occuper que des niveaux 1,2,3,4 ... ce qui signifie que l'énergie est quantifiée et elle ne peut varier que par quanta d'énergie (paquets).

On distingue deux types de spectres : *l'absorption et l'émission.*



Absorption



Émission lumineuse

Absorption lumineuse : Si l'électron saute d'une orbite de rang n à une orbite de rang m ($n < m$) telle que l'atome passe d'une énergie E_n à une énergie E_m alors l'atome absorbe

une radiation de fréquence tel que: $\Delta E = h\nu$

Emission lumineuse : Si l'électron saute d'une orbite de rang m à une orbite de rang n ($m > n$) telle que l'atome passe d'une énergie E_m à une énergie E_n alors l'atome émet une

radiation de fréquence ν tel que: $\Delta E = h \times \nu$.

II.1. Spectre d'émission d'hydrogene

Le spectre d'émission d'hydrogène est obtenu en appliquant une décharge électrique (ddp) au gaz d'hydrogène dans un tube cathodique qui provoque l'excitation des atomes d'hydrogène. Le retour de ces atomes de l'état excité à l'état fondamental, émettent un rayonnement électromagnétique.

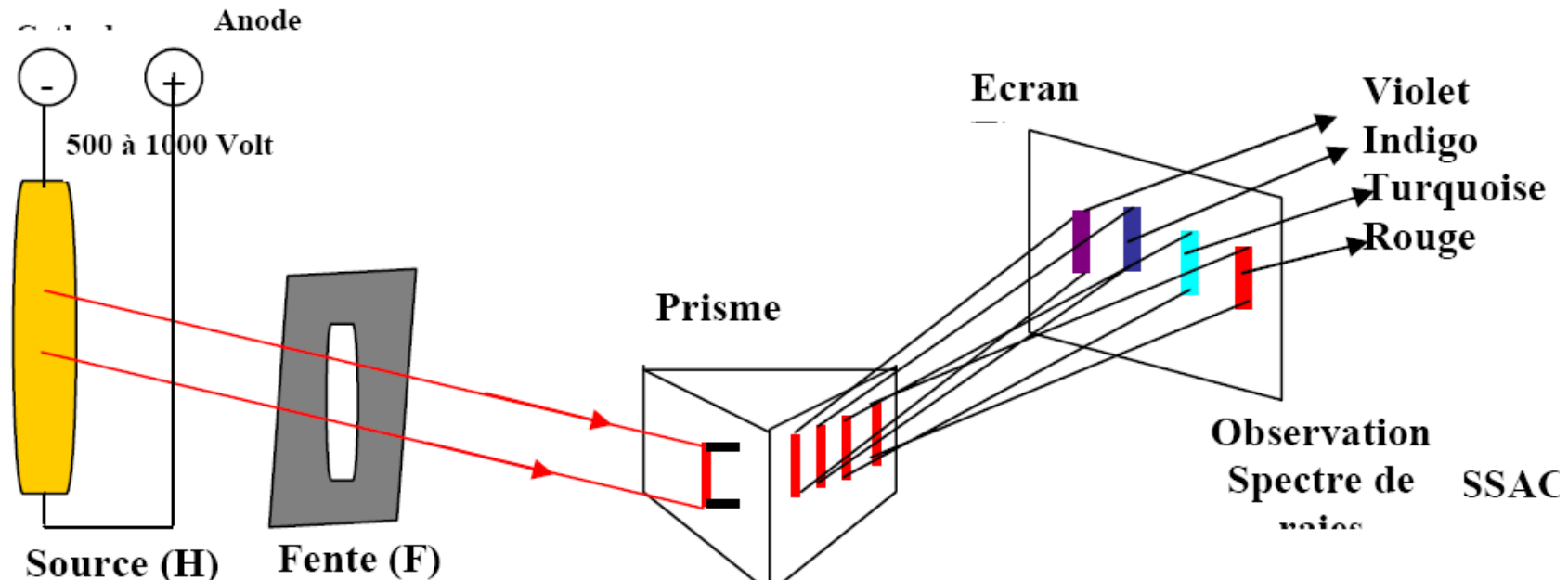


Fig. IV.5. Spectre d'émission de l'Hydrogène

Le rayonnement émis traverse un prisme qui sélectionne les radiations monochromatiques (de même fréquence, même longueur d'onde). Le spectre obtenu, sur la plaque photo, est un spectre constitué de raies très fines de couleurs variées séparées par de larges espaces sombres. Ces spectres ont été découverts par LYMAN (UV), BALMER (Vis), PASCHEN , BRACKETT, PFUND (IR).

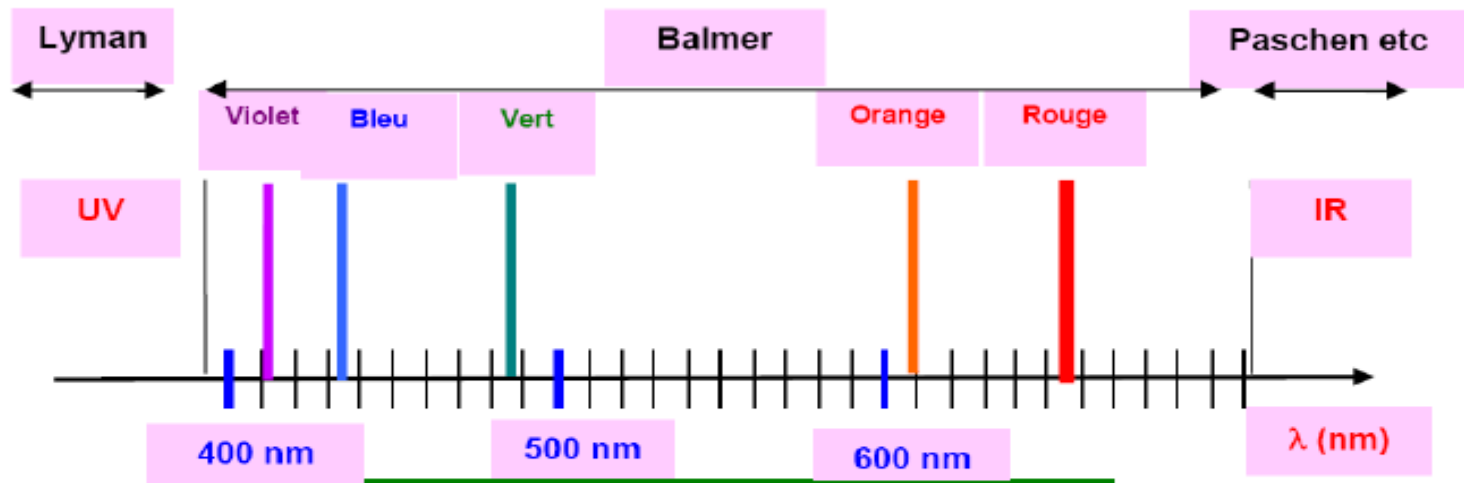


Fig. IV.6. Allure de spectre d'émission d'hydrogène

Raie rouge : $\lambda = 6563 \text{ A}^0$; Raie bleu : $\lambda = 4861 \text{ A}^0$;

Raie Indigo : $\lambda = 4340 \text{ A}^0$; Raie Violet : $\lambda = 4101 \text{ A}^0$

Remarque :

1. Chaque atome a un spectre caractéristique. Pour le spectre étudié précédemment, c'est un spectre de l'atome d'hydrogène et non de la molécule H₂.
2. Les atomes excités émettent des radiations visibles et invisibles
3. Les fréquences émises ont de valeurs bien déterminées.
4. L'ensemble des radiations constitue le spectre.

L'analyse de la lumière émise permet d'observer un spectre discontinu ou spectre de raies dont les longueurs d'ondes peuvent être calculé par une formule empirique : Formule BALMER – RHYDBERG.

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

$\bar{\nu}$: nombre d'onde

λ : longueur d'onde

n : nombre quantique principal

R_H : constante de RHYDBERG : $R_H = 10967757,6 \text{ m}^{-1}$

L'ensemble des raies de BAMER dans le visible constitue la série de BALMER.

Relation de Balmer $\lambda = \frac{B.n^2}{n^2-4}$ avec $n = 3, 4, 5, 6, 7, 8 \dots$ $B = \text{constante}$

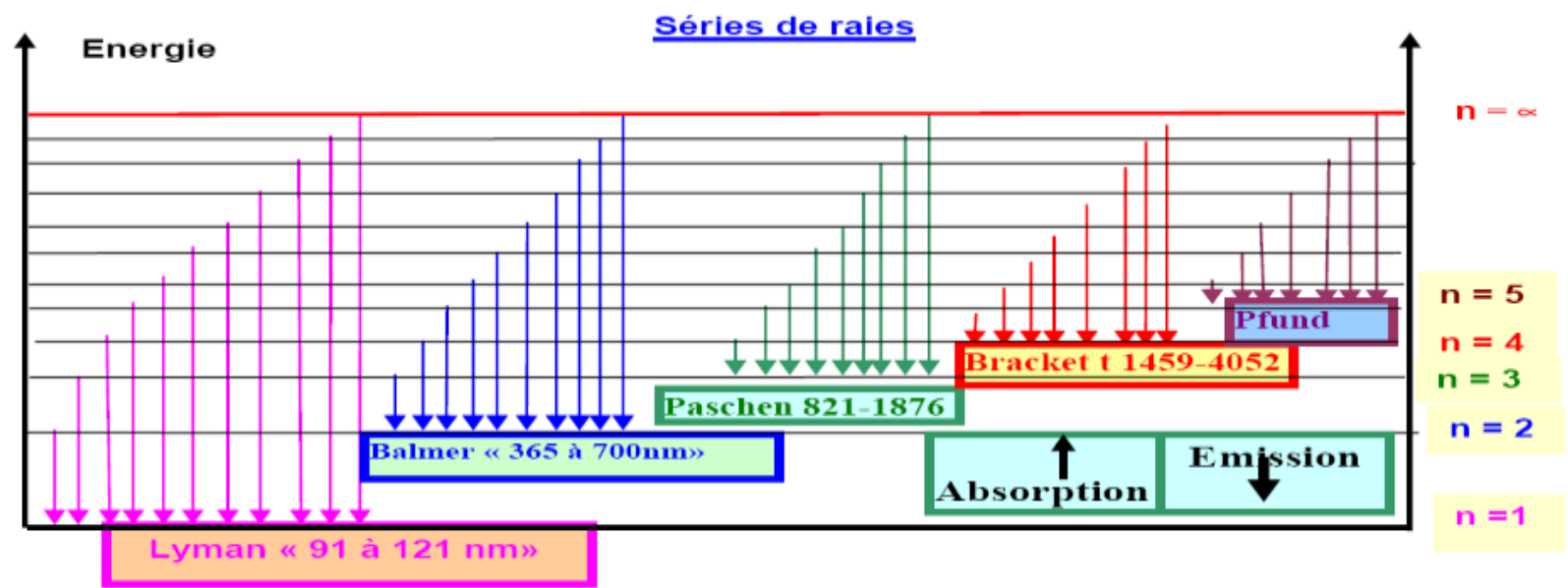
Relation de RYDBERG : $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$

II.2. Notion de serie de raies :

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

Tableau . Série du spectre de l'atome d'hydrogène avec les transitions correspondantes :

Série	Transition	Domaine Spectrale
Lyman	$n_1 = 1$ et $n_2 > 1$	Ultraviolet
Balmer	$n_1 = 2$ et $n_2 > 2$	Visible
Paschen	$n_1 = 3$ et $n_2 > 3$	Infrarouge
Barcket	$n_1 = 4$ et $n_2 > 4$	Proche Infrarouge
PFund	$n_1 = 5$ et $n_2 > 5$	Infrarouge lointain



Remarque : λ_{max} et λ_{min}

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda_{n,m}} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) \Rightarrow \lambda_{n,m} = \frac{1}{R_H} \left(\frac{1}{\frac{1}{n^2}} - \frac{1}{\frac{1}{m^2}} \right)$$

λ_{max} : correspond à la raie maximale : $n=n$ et $m = n+1$

$$\lambda_{max} = \frac{1}{R_H} \left(\frac{n^2 \cdot (n+1)^2}{(n+1)^2 - n^2} \right) = \frac{n^2(n+1)^2}{(2n+1) \cdot R_H}$$

λ_{min} : correspond à la raie limite : $n = n$ et $m \rightarrow \infty$

$$\lambda_{min} = \frac{1}{R_H} \left(\frac{1}{\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2}} \right) \Rightarrow \lambda_{min} = \frac{n^2}{R_H}$$

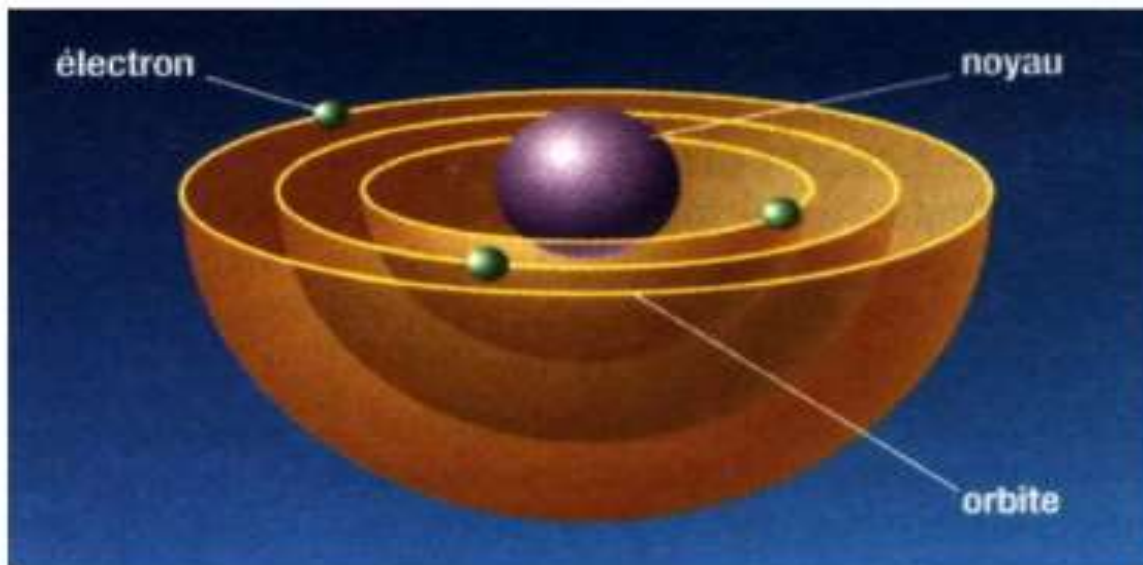
III. MODELES CLASSIQUES DE L'ATOME

III.1. MODELE DE RUTHERFORD

D'après RUTHERFORD, l'électron tourne autour du noyau en parcourant d'un mouvement uniforme une orbite circulaire de rayon (r).

La stabilité mécanique résulte de la compensation des forces électrostatiques par les forces centrifuges dues à la rotation de l'électron autour de noyau.

L'atome selon Rutherford



Forces exercées sur l'électron :

1. Force électrostatique

$$F_1 = -Z.K.\frac{e^2}{r^2} \quad K = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \quad \text{avec : } \epsilon_0 : \text{permittivité du vide}$$

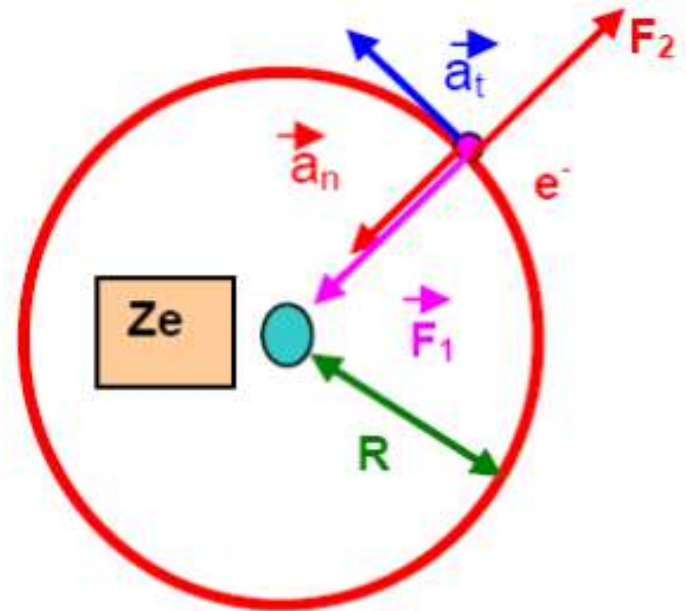
$$K = 9.10^9$$

Pour l'atome d'hydrogène :

$$\begin{aligned} Z = 1 ; \quad F_1 &= -K.\frac{e^2}{r^2} \\ &= -\frac{1}{4\pi\epsilon_0}.\frac{e^2}{r^2} \end{aligned}$$

2. Force centrifuge

$$F_2 = m.\frac{V^2}{r}$$



Pour que l'électron reste sur l'orbite : $F_1 = -F_2$

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{r^2} = m \cdot \frac{V^2}{r} \dots \dots \dots (1)$$

Energie de l'électron :

C'est la somme de son énergie potentielle E_p et de son énergie cinétique E_c

$$E_T = E_p + E_c \text{ avec : } E_c = \frac{1}{2} \cdot mV^2 \dots \dots \dots (2)$$

Energie potentielle

Elle est due à l'attraction du noyau, c'est l'énergie nécessaire pour amener l'électron de l'infini (où son énergie est nulle (par convention)) à la distance \mathbb{R} du noyau.

$$E_p = - \int_{\infty}^r F_1 dr = - \int_{\infty}^r - \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} dr = \left[- \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{r} \right]_{\infty}^r$$

$$E_p = - \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{r} \dots \dots \dots (3)$$

$$E_T = E_P + E_C = \frac{1}{2} \cdot mV^2 - \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 \cdot r}$$

D'après (1) : $\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{r \cdot m_e} = V^2$

$$E_T = \frac{1}{2} \cdot m_e \cdot \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{r \cdot m_e} - \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 \cdot r}$$

$$E_T = \frac{1}{8\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{r} - \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 \cdot r}$$

$$E_T = - \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 \cdot r} \dots \dots \dots (4)$$



E dépend de r
Ça correspond
pas à la réalité
expérimentale

Insuffisance du modèle de Rutherford

Le modèle de Rutherford souffrait de sérieuses faiblesses que la physique classique ne parvenait pas à corriger.

La théorie électromagnétique exige que l'électron rayonne des ondes électromagnétiques, donc il va perdre de l'énergie et finirait par tomber sur le noyau

Energie lumineuse émise varie de façon continue



Le modèle planétaire de Rutherford (classique) est incapable d'expliquer la présence d'un spectre discontinu, il prévoit que l'énergie lumineuse émise varie de façon continue, mais le spectre de l'hydrogène est discontinu.

Dans le domaine de la lumière visible, ce spectre est constitué de 4 raies

Ces deux conclusions sont en contradiction avec l'expérience

III.2. MODELE DE BOHR

BOHR a repris le modèle de RUTHERFORD mais en se basant sur l'interprétation du spectre de l'atome d'hydrogène (spectre de raies, discontinu) . Ce modèle repose sur la théorie des quantas (PLANCK) selon laquelle l'échange d'énergie entre la matière et le rayonnement ne s'effectue que par des quantités finies. Il ne s'applique qu'aux édifices atomiques les plus simples ne possédant qu'un seul électron qu'on appelle *hydrogénoïde* tels que : H, He^{+1}, Li^{+2}

Pour remédier aux insuffisances de modèle de RUTHERFORD, BOHR fit deux postulats :

1er postulat :

Dans le modèle atomique de BOHR, l'électron tourne autour de noyau en suivant un mouvement circulaire uniforme sur une orbite de rayon (r). En effet, l'électron gravite sur des orbites circulaires privilégiés appelés *orbites stationnaires* sans rayonner ou émettre d'énergie. Son énergie propre reste constante tant qu'il demeure sur l'une de ces orbites. BOHR postulat d'une manière arbitraire que le moment cinétique de l'électron $m_e.V.r$ ne peut prendre que des valeurs discrètes égales à des multiples entiers de $\frac{h}{2\pi}$

$$m_e.V.r = n.\frac{h}{2\pi} \dots\dots\dots (5) ; \quad avec n = 1, 2, 3, 4, 5 \dots..$$

- h : constante de planck. $h = 6,623 \times 10^{-34} \text{ j.s}$
- m : masse de l'électron.
- n : nombre quantique
- V : vitesse de l'électron

Il en résulte que seules certaines valeurs de (r) sont permises.

2^{ème} postulat :

Un tome n'émet ou n'absorbe de rayonnement lumineux que lorsque l'électron passe d'une orbite stationnaire à une autre ; l'énergie correspondante est la différence d'énergie ΔE entre le niveau de départ et le niveau d'arrivée de l'électron :

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

III.2.1. Rayon des orbites stationnaires

$$(1) : K \cdot \frac{e^2}{r^2} = m_e \cdot \frac{V^2}{r} \Rightarrow r = k \cdot \frac{e^2}{m_e \cdot V^2}$$

$$(5) : m_e \cdot V \cdot r = n \cdot \frac{h}{2\pi} \Rightarrow V = \frac{n \cdot h}{2\pi} \cdot \frac{1}{m_e \cdot r}$$

$$V^2 = \frac{n^2 \cdot h^2}{4\pi^2 \cdot m_e^2 \cdot r^2} \Rightarrow r = \frac{K \cdot e^2}{m_e} \cdot \frac{4\pi^2 \cdot m_e^2 \cdot r^2}{n^2 \cdot h^2}$$

$$r = \frac{n^2 \cdot h^2}{4\pi^2 \cdot K \cdot m_e e^2} \dots \dots \dots (6)$$

$$\text{Avec : } K = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}$$

$$r_n = n^2 \cdot \frac{h^2 \cdot 4\pi\epsilon_0}{4\pi^2 \cdot m_e e^2} = n^2 \cdot \frac{h^2 \cdot \epsilon_0}{\pi \cdot m_e e^2}$$

$$r_n = n^2 \cdot a_0 ; \quad \mathbf{r_n = n^2 \cdot 0,529}$$

$$a_0 = \frac{h^2 \cdot \epsilon_0}{\pi \cdot m_e e^2} = 0,529 \text{ \AA} \text{ c'est le rayon de BOHR.}$$

III.2.2. Energie de l'électron sur une orbite :

$$E_T = -\frac{K \cdot e^2}{2 \cdot r} = -\frac{1}{8\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{r} \dots \dots \dots (4)$$

En combinant les équations (4) et (6), on obtient :

$$E_T = -\frac{K \cdot e^2}{2 \cdot r} = -\frac{K \cdot e^2}{2} \cdot \frac{4\pi^2 \cdot K \cdot m_e \cdot e^2}{n^2 \cdot h^2} = -\frac{2 \cdot K^2 \cdot \pi^2 \cdot m_e \cdot e^4}{n^2 \cdot h^2}$$

$$\text{On a : } E_n = \frac{E_1}{n^2}$$

Avec :

$$E_1 = -\frac{2 \cdot K^2 \cdot \pi^2 \cdot m_e \cdot e^4}{h^2} = -21,8 \cdot 10^{-19} \text{ joule} = -13,6 \text{ eV}$$

$$\mathbf{E_n = -\frac{13,6}{n^2} \quad (eV)}$$

III.2.3. Interprétation par la théorie de BOHR du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène (relation entre le nombre d'ondes et les niveaux d'énergie)

Lorsqu'un électron passe d'une orbite (n_1) de niveau d'énergie (E_1) à une orbite (n_2) de niveau d'énergie(E_2), la variation d'énergie ($\Delta E_{1,2}$) est donnée par la relation :

$$\Delta E_{1,2} = E_2 - E_1 = -\frac{2.K^2.e^4.\pi^2.m_e}{h^2.n_2^2} - \left(-\frac{2.K^2.e^4.\pi^2.m_e}{h^2.n_1^2} \right)$$

$$\Delta E_{1,2} = \frac{2.K^2.e^4.\pi^2.m_e}{h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Cette variation d'énergie correspond à une radiation lumineuse de fréquence ν tels que :

$$\Delta E_{1,2} = h.\nu$$

$$\text{D'où : } \nu = \frac{\Delta E_{1,2}}{h} = \frac{2.K^2.e^4.\pi^2.m_e}{h^3} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

En faisant apparaître le nombre d'onde de la radiation lumineuse :

$$C = \lambda.\nu \Rightarrow \bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{C}$$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{2.K^2.e^4.\pi^2.m_e}{h^3.C} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \dots \dots \dots (7)$$

$$\text{Posons : } R_H = \frac{2.K^2.e^4.\pi^2.m_e}{h^3.C} \dots \dots \dots (8)$$

$$\text{On trouve la formule de HERTZ : } \bar{\nu} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \dots \dots \dots (9)$$

$$R_H = 1,097373 . 10^7 \text{ m}^{-1} \text{ (constante de RHYDBERG)}$$

III.2.4. Application aux hydrogénoides

La théorie de BOHR n'est pas générale, elle ne s'applique qu'à l'atome d'hydrogène et aux ions hydrogénoides, constitués par un noyau de charge $(+Ze)$ autour duquel gravite un seul électron.

La force électrique devient : $F_1 = -K.Z.\frac{e^2}{r^2}$

Un calcul analogue à celui de l'hydrogène conduit à :

$$r_n = \frac{n^2 \cdot h^2}{4 \cdot \pi^2 \cdot K \cdot m_e \cdot e^2 \cdot Z}$$
$$r_{\text{hydrogénoïde}} = \frac{r_{\text{hydrogène}}}{Z} \dots \dots \dots (10)$$

Ions hydrogénoides:

On appelle ions hydrogénoides, des cations qui possèdent un seul électron et Z protons. Exemple : He^+ ; Li^{++} ; Be^{+++} ...

$$E_{hydrog\acute{e}noide} = - \frac{2.\pi^2.K^2.m_e.e^4}{n^2.h^2}.Z^2 \Rightarrow$$

$$E_{hydrog\acute{e}noide} = E_{Hydrog\grave{e}ne}.Z^2 \dots\dots\dots (11)$$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_{hydrog\grave{e}ne}.Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$R_{hydrogenoide} = R_{hydrog\grave{e}ne}.Z^2 \dots\dots\dots (12)$$

II.3.5. Spectre des ions hydrogénoïdes:

On appelle ions hydrogénoïdes, des cations qui possèdent un seul électron et Z protons. Exemple : He^+ ;

Li^{++} ; Be^{+++} ...

Le calcul du rayon, de l'énergie et de la vitesse de l'électron d'un ion hydrogénoïde sur une orbite n nous mène aux expressions suivantes:

$$r_n = a_0 \frac{n^2}{Z} = 0,53 \frac{n^2}{Z}$$

$$E_n = E_1 \times \frac{Z^2}{n^2} = -13,6 * \frac{Z^2}{n^2}$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \times Z^2 \times \left[\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right]$$

Important à retenir :

- L'état fondamental de l'électron de l'atome d'hydrogène correspond à $n=1$
- L'énergie d'excitation de l'atome d'hydrogène est l'énergie nécessaire pour faire passer l'électron de l'orbite n à une orbite m ($n < m$).
- L'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène est l'énergie nécessaire pour faire passer l'électron de l'orbite $n = 1$ à $m = \infty$. Ce phénomène correspond à l'arrachement de l'électron de l'atome.
- L'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène est : $\Delta E = +h\nu = E_{\infty} - E_1 = +13,6\text{eV}$
- Lorsque $n_1 = n$ et $n_2 = n+1$ cela représente la **première raie qui correspond à λ_{\max} et E_{\min}**
- Lorsque $n_1 = n$ et $n_2 = \infty$ cela représente la **raie limite qui correspond λ_{\min} et E_{\max}**

III.2.5. Insuffisance de modèle de BOHR

Le modèle de BOHR (prix Nobel en 1922) ne permet pas de décrire avec succès les spectres des atomes poly-électroniques.

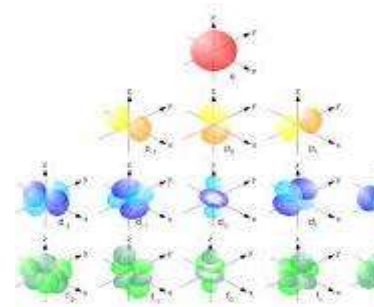
Alors on chercha à l'améliorer ; SOMMERFIELD proposa de compliquer le modèle en faisant intervenir des orbites elliptiques au lieu de simples orbites circulaires de BOHR (on retrouve l'analogie du système solaires avec les orbites elliptiques de KEPLER). Cette modification entraine l'apparition de deux nombres quantiques (l, m), mais ne permet pas non plus de décrire correctement les gros atomes. Ce modèle fut abandonné et remplacé par le *modèle quantique (ou ondulatoire)*.



Orbites elliptiques



Orbites circulaires



Modèle quantique ondulatoire

IV . MODELE BASE SUR LA MECANIQUE ONDULATOIRE

IV.1. Dualité onde-corpusule et relation de DE BROGLIE

Par analogie avec la lumière, DE BROGLIE (1924) a postulé que toute particule matérielle animée d'une vitesse (V) ayant une masse (m) pouvait être associée à une onde telle que sa longueur d'onde :

$$\lambda = \frac{h}{m.V} \dots \dots \dots (13)$$

$$h.v = E_0 + \frac{1}{2} mV^2 = hv_0 + \frac{1}{2} mV^2 \Rightarrow h(v - v_0) = \frac{1}{2} mV^2$$

$$\frac{v}{c} = \frac{1}{\lambda} \Rightarrow h.c \left(\frac{1}{v} - \frac{1}{v_0} \right) = \frac{1}{2} mV^2$$

$$\Delta E = m.c^2, \quad h.v = m.c^2$$

$$v = m.\frac{c^2}{h} = m.\frac{c}{h} \Rightarrow \frac{v}{c} = \frac{1}{\lambda} = m.\frac{c}{h} \Rightarrow \lambda = \frac{h}{m.c}$$

Ce postulat est à la base d'une nouvelle mécanique : *mécanique ondulatoire* qui a permis de résoudre les contradictions et les difficultés de la mécanique classique.

Remarques :

1. L'onde DE BROGLIE n'est pas en général une onde électromagnétique. Elle n'est électromagnétique que si la particule est un photon.
2. La particule peut être petite ou grande, chargée ou non (un électron, un noyau, une balle, un satellite...)

IV.2. Principe d'incertitude d'HEISENBERG

Ce principe affirme qu'il est impossible de mesurer simultanément et avec précision la position et la quantité de mouvement d'un corpuscule.

$$\Delta P_x = m. \Delta V \quad (P : \text{quantité de mouvement} = m.V)$$

$$\text{Il s'écrit : } \Delta(m.V). \Delta x \geq \bar{h} \dots \dots \dots (14)$$

$$\text{Avec : } \bar{h} = \frac{h}{2\pi}$$

Cette relation signifie que si on peut mesurer théoriquement (x) avec précision ($\Delta x \rightarrow 0$),

alors (ΔV) deviendra grand car :
$$\Delta V \geq \frac{\bar{h}}{m \cdot \Delta x}$$

Exemple :

Calculer pour deux particules l'incertitude sur l'abscisse Δx . L'erreur relative sur la vitesse étant supposée égale à $10^{-5} V$, l'incertitude (ΔV) et (ΔP) sera de $10^{-5} m \cdot V$

Solution :

D'après la relation : $m \cdot \Delta V \cdot \Delta x \geq \bar{h} \Rightarrow \Delta x = \frac{\bar{h}}{10^{-5} \cdot m \cdot V}$

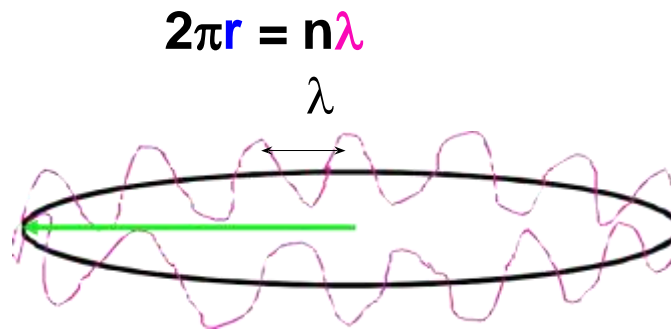
Echelle macroscopique	Echelle microscopique
<p><u>Un plomb de chasse</u></p> <p>Masse : 1 g Vitesse : 30 m/s Précision : 10^{-5}</p> $\Delta x = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{10^{-5} \cdot 10^{-3} \cdot 30 \cdot 2,3,14}$ $= 0,0351 \cdot 10^{-21} m$ <p>Résultat inappreciable</p>	<p><u>L'électron</u></p> <p>Masse : $9,11 \cdot 10^{-31}$ kg Vitesse : $3 \cdot 10^6$ m/s Précision : 10^{-5}</p> $\Delta x = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{10^{-5} \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \cdot 3 \cdot 10^6 \cdot 2,3,14}$ $= 0,39 \cdot 10^{-4} m$ <p>Résultat important</p>

Donc le principe d'incertitude d'HEISENBERG est important à l'échelle atomique.

III.4.3. Mouvement ondulatoire de l'électron :

L'électron est une onde (De Broglie) dont l'énergie est quantifiée (Bohr)

Dans un mouvement périodique (circulaire oscillant autour d'un point d'équilibre), sous l'action d'un champ de forces duquel la particule ne peut s'échapper: **une onde doit retourner à son état initial** au bout d'un nombre entier de longueur d'onde λ (**onde stationnaire**)



Et comme $\lambda = h/m_0 v$ on retrouve la quantification de Bohr ($m_0 v r = nh/2\pi$)

III.4.4. Équation de Schrödinger :

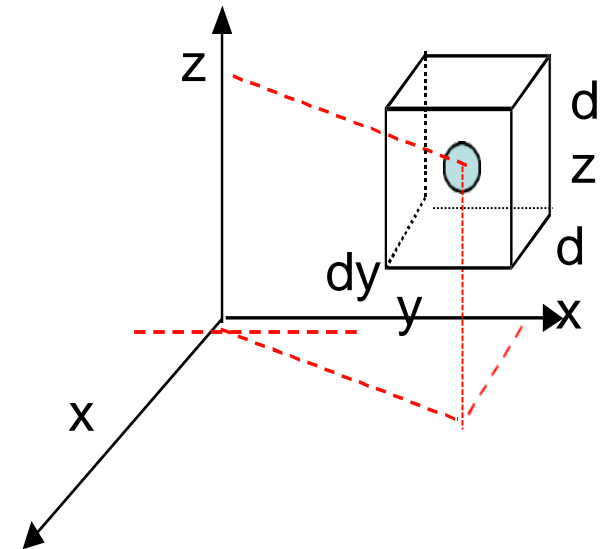
Dans la représentation quantique: chaque électron est une onde et son état est représenté par une fonction d'onde : $\Psi(x,y,z,t)$ (orbitale atomique) qui est solution de l'équation de Schrödinger (E énergie totale du système, V énergie potentielle).

$$-\hbar^2/(8\pi^2m_0)\Delta\Psi + V\Psi = E\Psi$$

A la notion classique de localisation on substitue la notion statistique de **probabilité de présence**.

Ψ n'a pas de signification physique mais elle contient toute l'information accessible concernant la particule. Elle permet ainsi de calculer l'énergie de l'électron et sa probabilité de présence dans une région donnée de l'espace selon les coordonnées spatiales (x,y,z) à un instant t .

Le carré de la fonction d'onde ($\Psi^2(x,y,z,t)$) désigne une densité de probabilité de présence de l'électron.



Orbitales Atomiques:

En **Mécanique classique** on parle d'**Orbite** (L'électron se trouve à une distance d du noyau, il ne peut en aucun cas se trouver ailleurs) et en **Mécanique quantique** on parle d'**Orbitale** (on ne connaît que des densités de probabilités dans une certaine région de l'espace autour du noyau).

La fonction d'onde Ψ dépend en fait de 3 nombres quantiques n , l , m qui décrivent l'électron ($\Psi_{n,l,m}$).

On définit comme **Orbitale Atomique** une zone de l'espace où la probabilité de trouver un électron autour du noyau est de 95%.

Pour une même valeur de E_n , il y a plusieurs orbitales atomiques qui diffèrent par la valeur des nombres quantiques, n , l , m . Ceci implique que le niveau d'énergie E_n est dégénéré.

IV.5 LES NOMBRES QUANTIQUES ET NOTION D'ORBITALE ATOMIQUE

IV.5.1. LES NOMBRES QUANTIQUES

L'état quantique de l'électron est défini par quatre nombres quantiques

a. Nombre quantique principal (n)

Il caractérise le niveau occupé par l'électron ou la couche qu'il occupe. Cette couche, elle est parfois désignée par une lettre majuscule.

$$n = 1 \quad \rightarrow \text{couche } K$$

$$n = 2 \quad \rightarrow \text{couche } L$$

$$n = 3 \quad \rightarrow \text{couche } M$$

$$n = 4 \quad \rightarrow \text{couche } N$$

b. Nombre quantique secondaire (ou azimutal) (l) :

Il caractérise la sous couche occupée par l'électron. Avec $0 \leq l \leq n - 1$

$l = 0 \rightarrow$ sous couche s

$l = 1 \rightarrow$ sous couche p


$l = 2 \rightarrow$ sous couche d

$l = 3 \rightarrow$ sous couche f

c. Nombre quantique magnétique (m) :

Il caractérise la case quantique occupée par l'électron et fixe son orientation dans le champ magnétique. Sa valeur est fonction de la valeur du nombre quantique secondaire (l).


$$-l \leq m \leq +l ; \text{ soit } 2l + 1 \text{ Valeurs différentes.}$$

Graphiquement, ce nombre est représenté par un *rectangle* :  on représente autant de rectangle qu'il y a de valeurs possibles de (m)

Ces trois nombres quantiques définissent une case quantique et celle-ci contient deux électrons. Pour distinguer entre les deux électrons, on introduit un quatrième nombre quantique de *spin (s)*.

d. Nombre quantique de spin (s) :

Il caractérise le mouvement de l'électron sur lui-même et peut prendre seulement deux valeurs différentes $\left(\pm \frac{1}{2}\right)$

Par convention : $S = +\frac{1}{2} :: \uparrow$; $S = -\frac{1}{2} :: \downarrow$; 

IV.5.2.1. Description des orbitales atomiques :

a- Orbitale S : $l = m = 0$

Indépendance par rapport à θ et φ . Ceci définit une sphère de rayon (r) et centrée sur le noyau.



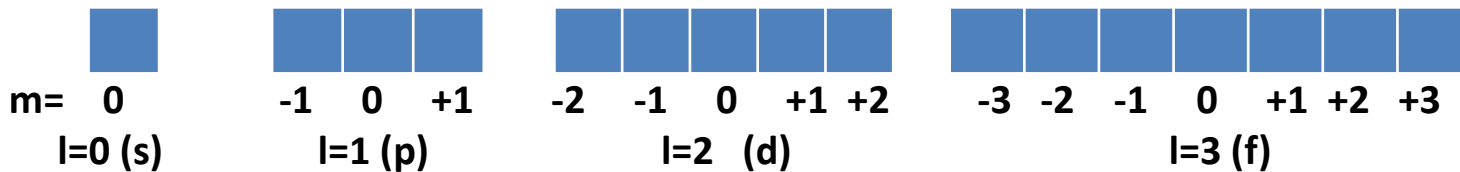
Orbitale 1S



Orbitale 2S

b- Orbitale p : $l = 1$; $m = -1, 0, +1$: (p_{-1}, p_0, p_{+1})

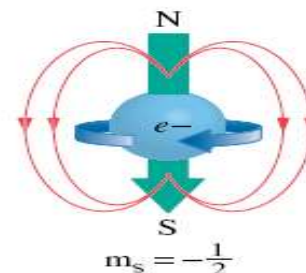
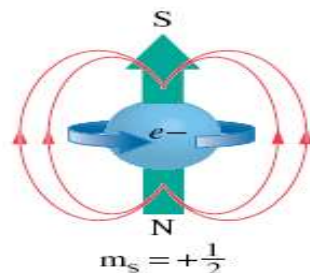
Pour un électron dans un état décrit par l'orbitale (p_x) : la probabilité est maximale selon (x), nulle selon les axes (y et z) sur le noyau.



➤ **Le spin (s)** Le spin représente le sens de rotation de l'électron et ne peut prendre que deux valeurs : $s = +1/2$ ou $-1/2$ et il est représenté symboliquement par:

➤ une flèche vers le haut (\uparrow): un électron dans l'état de spin $s = +1/2$

➤ une flèche vers le bas (\downarrow): un électron dans l'état de spin $s = -1/2$



Exemple récapitulatif :

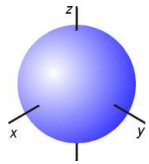
n	l	sous-couche	m	Fonction d'onde	nombre d'orbitales	nombre d'électrons
1	0	1s	0	$\Psi_{1,0,0}$	1	2
2	0	2s	0	$\Psi_{2,0,0}$	1	2
	1	2p	-1, 0, +1	$\Psi_{2,1,-1}, \Psi_{2,1,0}, \Psi_{2,1,1}$	3	6
3	0	3s	0	$\Psi_{3,0,0}$	1	2
	1	3p	-1, 0, +1	$\Psi_{3,1,-1}, \Psi_{3,1,0}, \Psi_{3,1,1}$	3	6
	2	3d	-2, -1, 0, +1, +2	$\Psi_{3,2,-2}, \Psi_{3,2,-1}, \Psi_{3,2,0}, \Psi_{3,2,1}, \Psi_{3,2,2}$	5	10
4	0	4s	0	$\Psi_{4,0,0}$	1	2
	1	4p	-1, 0, +1	$\Psi_{4,1,-1}, \Psi_{4,1,0}, \Psi_{4,1,1}$	3	6
	2	4d	-2, -1, 0, +1, +2	$\Psi_{4,2,-2}, \Psi_{4,2,-1}, \Psi_{4,2,0}, \Psi_{4,2,1}, \Psi_{4,2,2}$	5	10
	3	4f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$\Psi_{4,3,-3}, \Psi_{4,3,-2}, \Psi_{4,3,-1}, \Psi_{4,3,0}, \Psi_{4,3,1}, \Psi_{4,3,2}, \Psi_{4,3,3}$	7	14

III. 6. Représentation spatiale des orbitales atomiques

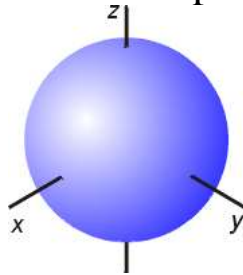
Il est important pour comprendre la formation des molécules de représenter spatialement les OA.

Orbitale type s

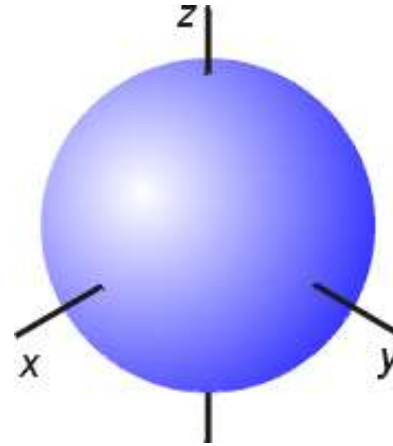
Les fonctions d'ondes 1s et 2s ne dépendent que du rayon r



$n = 1$

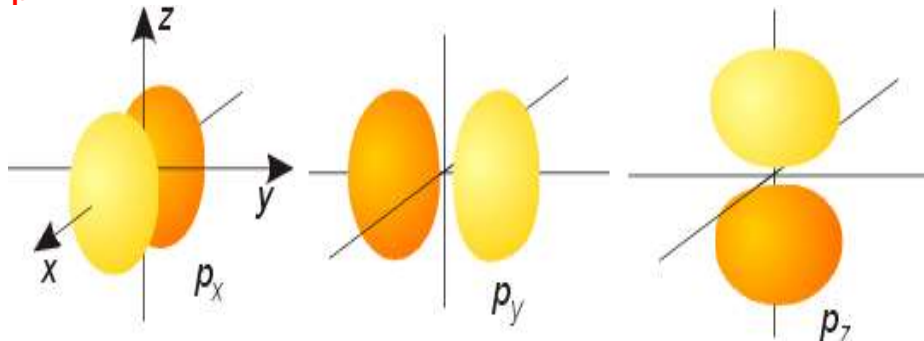


$n = 2$

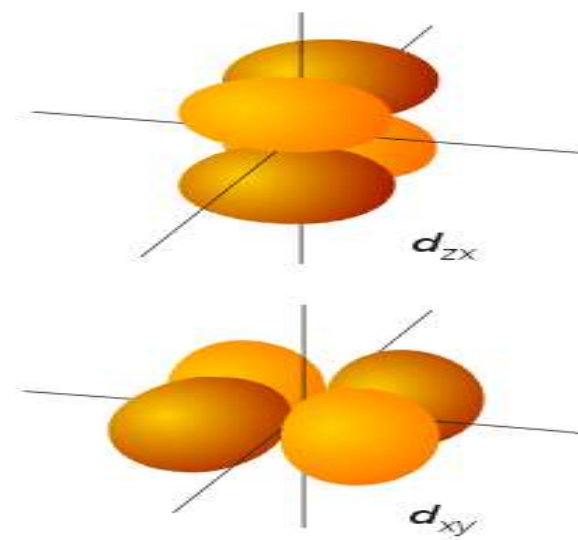
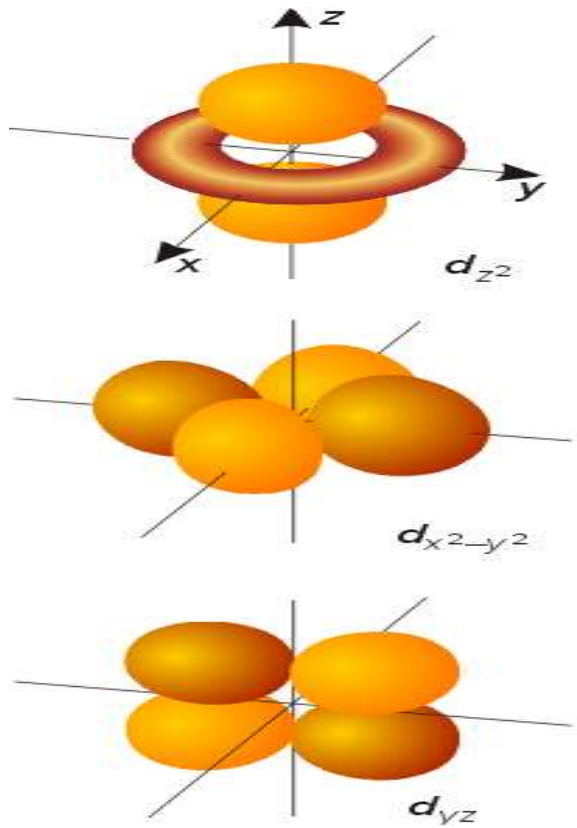


$n = 3$

Orbitale type p



Orbitale type d



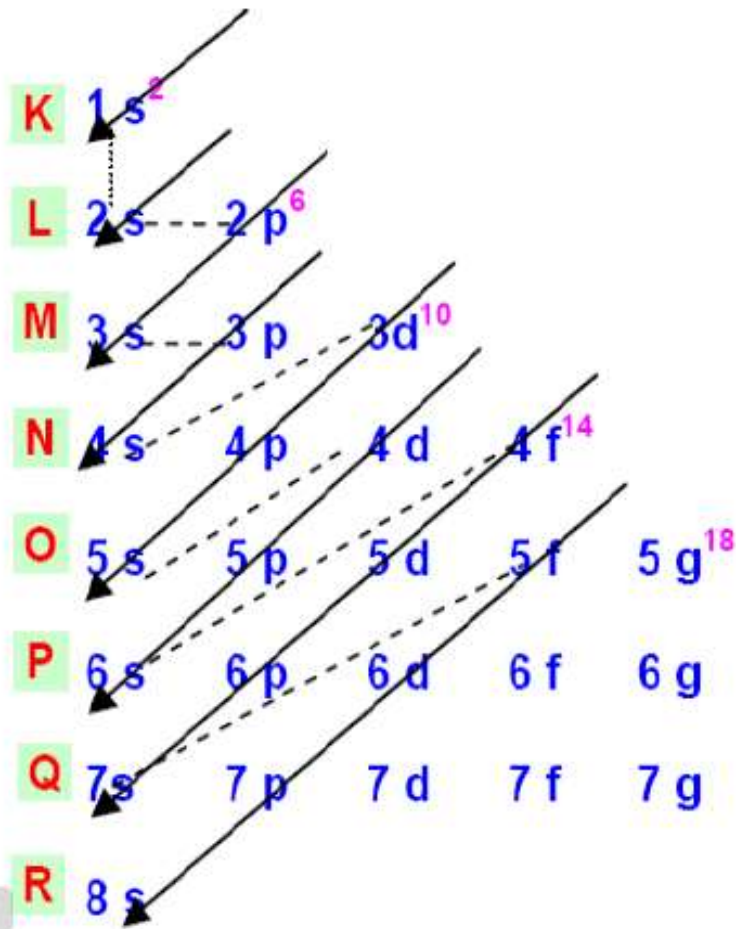
V. ATOMES POLYELECTRONIQUES EN MECANIQUE ONDULATOIRE

Soit un atome poly-électronique dont les orbitales atomiques sont définies par $\psi_{n,l,m}$ auxquelles correspondent des énergies $E_{n,l,m}$. Le remplissage de ces orbitales par les Z électrons suit les règles suivantes :

1. Chaque sous couche a un niveau d'énergie associée qui lui est propre
2. Les cases quantiques de la même sous couche ont la même énergie indépendamment de m et de s
3. L'ordre des niveaux d'énergie des sous couches est donné par la règle de ***KLECHOWSKI***

V.a Règle de *KLECHOWSKI*

L'ordre de remplissage des diverses couches et sous couches se fait par ordre croissant d'énergie ($n + l$). D'où : 1s / 2s 2p / 3s 3p / 4s 3d 4p / 5s 4d 5p / 6s 4f 5d 6p / 7s 5f 6d 7p



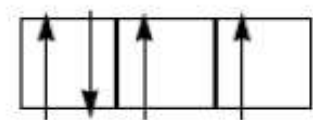
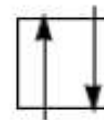
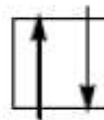
Exemple : comparaison entre E_{4s} et E_{3d}

$$E_{4s} : n + l = 4 + 0 = 4$$

$$E_{3d} : n + l = 3 + 2 = 5$$

$$E_{3d} > E_{4s}$$

Exemple : ${}_{80}\text{O}$ ($z = 8$): $1s^2$ $2s^2$ $2p^4$



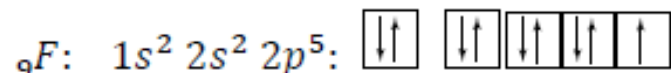
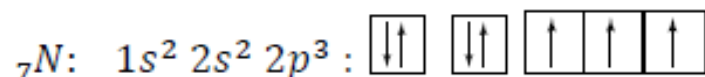
V.3. Règles de remplissages des orbitales atomiques:

Lorsqu'on désire obtenir la configuration électronique de l'état fondamental, il faut savoir combien d'électron qui doivent être distribués mais aussi comment et où il faut les placer.

Cette construction est régie par le principe d'édification qui utilise les règles suivantes :

- Principe de la stabilité** : le remplissage des orbitales atomiques se fait par ordre croissant de leur énergie, c-à-d, de la plus basse énergie à la plus élevée.
- Principe de PAULI** : deux électrons d'un atome ne peuvent pas avoir les mêmes nombres quantiques (n,l,m,s), c-à-d, ne peuvent pas avoir le même état quantique.
- Règle de HUND** : dans une même sous couche, les électrons occupent le maximum de cases quantiques.

Exemple :



Utilisation des cases quantiques :

- Le nombre de case quantiques pour une sous couche donnée est égal à (m)

Exemple : sous couche p : $l = 1$; $m = -1, 0, +1$ dont 03 orbitales : ☐☐☐

- Pour un (n) donné , le nombre d''électron maximale est égal : **$2.n^2$**

Exemple : $n = 3$, $l = 2$, $m = 2l+1 = 5$ valeurs : -2,-1,0,+1,+2

Configuration électronique simplifiée

<i>Configuration du gaz rare + couche externe</i>

Avec : gaz rare : c'est le gaz dont le numéro atomique est le plus proche possible du numéro atomique de l'élément considéré tout en lui restant inférieur. Le tableau récapitule quelques gaz rares :

Gaz rare	Symbole	Nombre d'électrons	
Helium	He	2	$2 < Z < 10$
Néon	Ne	10	$10 < Z < 18$
Argon	Ar	18	$18 < Z < 36$
Krypton	Kr	36	$36 < Z < 54$
Xénon	Xe	54	$54 < Z < 86$
Radon	Rn	86	$Z > 86$

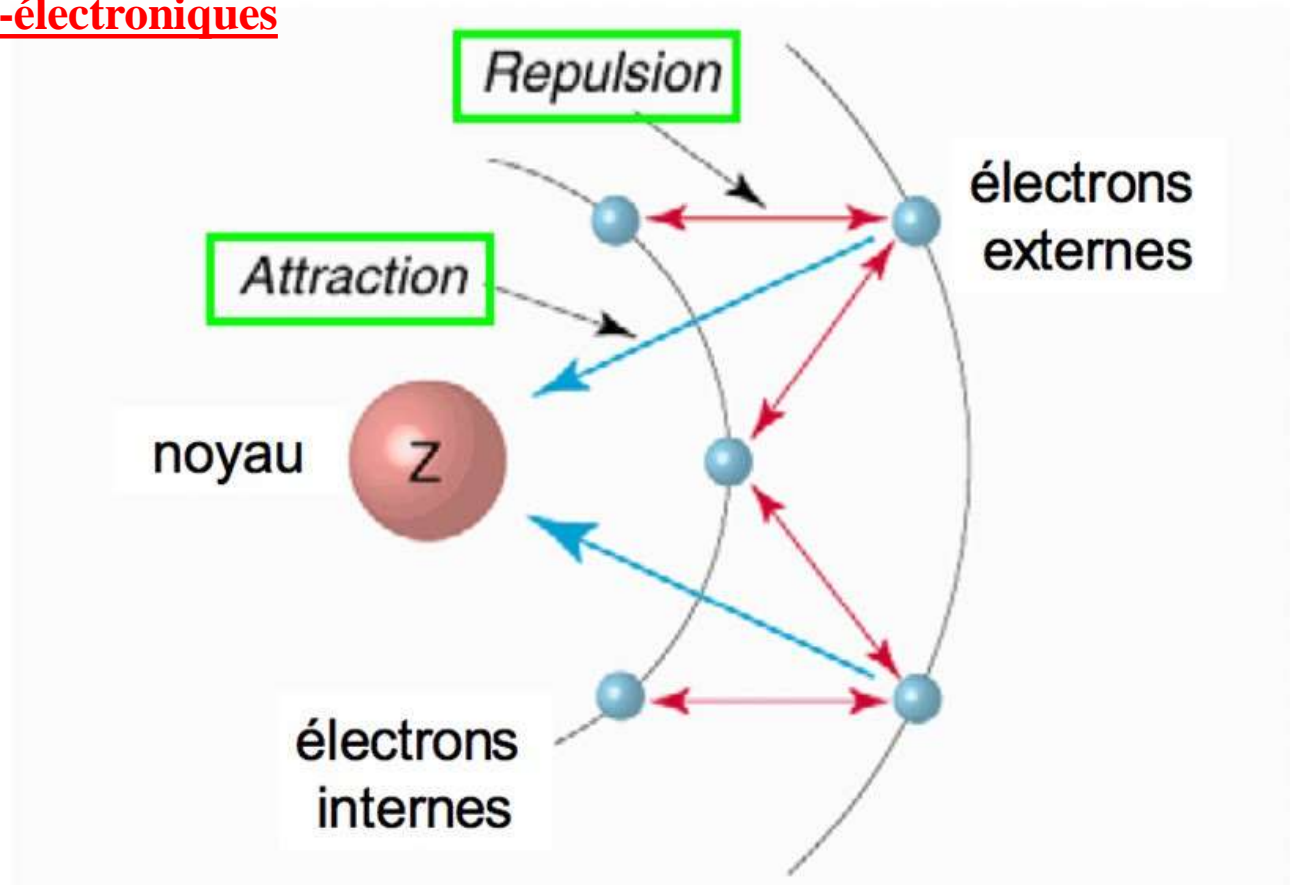
Exemple :

Pour : $Z = 53$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$

On écrira simplement : $_{36}[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^5$

III.7.-Energie électronique des atomes : cas général (à voir en détail en TD)

Atomes Poly-électroniques



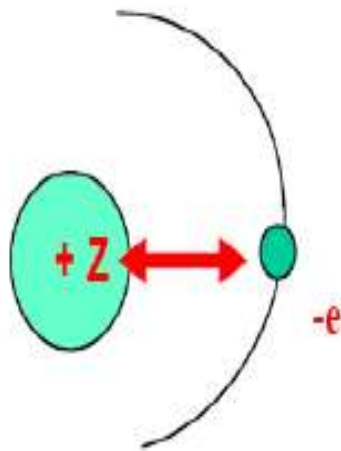
$$Z^* = Z - \sigma$$

$$E_n = \frac{E_1 \cdot Z^{*2}}{n^2}$$

Z = numéro atomique et σ = constante d'écran.

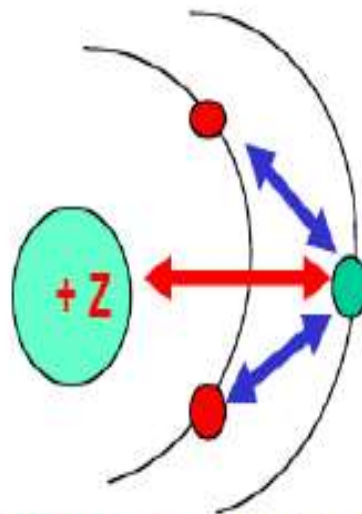
Les règles de SLATER permettent d'appliquer les résultats du modèle de BOHR aux atomes poly-electroniques .

Atome Hydrogénoïde



Attraction

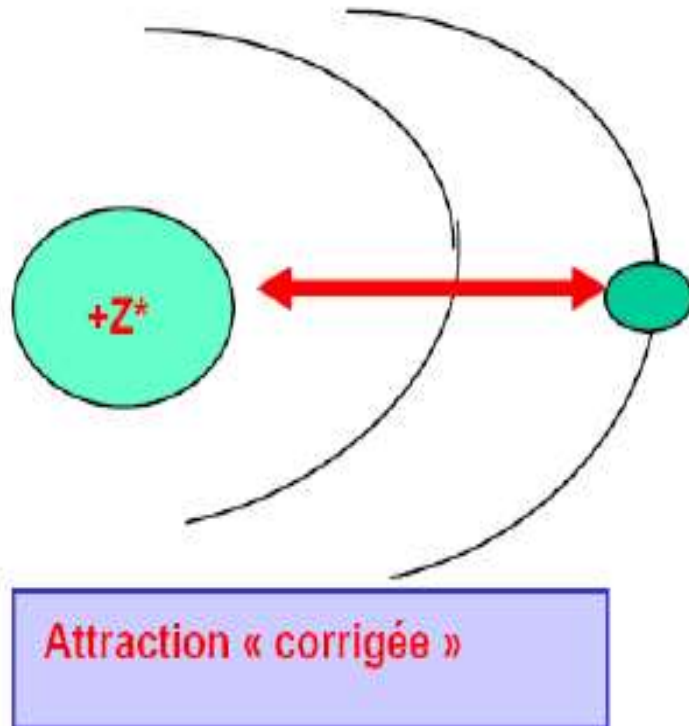
Atome polyélectronique



Attraction et répulsion

Les autres électrons font écran entre le noyau et l'électron étudié.

Modèle de SLATER :



La charge réelle Z est remplacée par une charge hypothétique (Z^*).

La charge nucléaire effective (Z^*) tient compte à la fois de l'attraction *noyau – électron* et des répulsions *électron – électron* (effet d'écran).

Avec :

$$Z^* = Z - \sum \sigma$$

σ : constante d'écran .

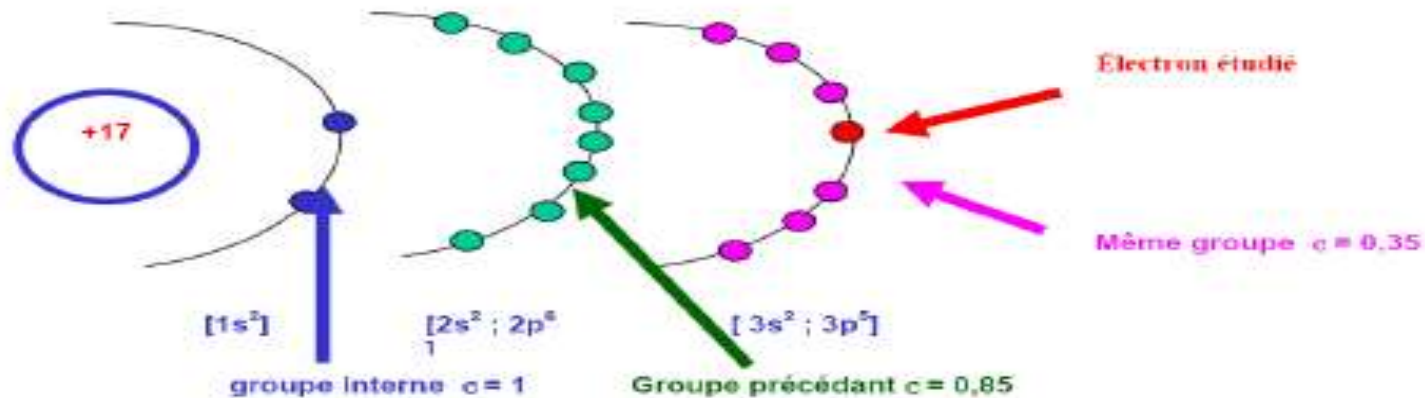
- Les électrons de tous les groupes plus internes (n-1), (n-2), (n-3)... ont un effet d'écran : $\sigma = 1$

Résumé des constantes d'écran

Constantes d'écran

Electron d'origine	Contribution des autres électrons					
	n-2, n-3...	n-1	n			n+1, n+2...
			s, p	d	f	
s, p	1	0,85	0,35	0	0	0
d	1	1	1	0,35	0	0
f	1	1	1	1	0,35	0

Exemple 1 : Cl : Z = 17 : $1s^2$; $2s^2 2p^6$; $3s^2 3p^5$



$$Z^* = 17 - (6 * 0,35) - (8 * 0,85) - (2 * 1) = 6,1$$

Pour un hydrogénoïde :

$$\text{BOHR} : r = a_0 \cdot \frac{n^2}{Z} \text{ avec : } a_0 = 0,529 \text{ \AA}$$

Pour les atomes poly-electroniques, on remplace (Z) par (Z^*) et (n) par (n^*) :

$$r = a_0 \cdot \frac{n^{*2}}{Z^*}$$

Avec :

$$n^* = 1 \text{ pour } n = 1$$

$$n^* = 2 \text{ pour } n = 2$$

$$n^* = 3 \text{ pour } n = 3$$

$$n^* = 3,7 \text{ pour } n = 4$$

$$n^* = 4 \text{ pour } n = 5$$

$$n^* = 4,2 \text{ pour } n = 6$$

Rayon ionique :

L'ajout d'un ou plusieurs électrons augmente l'effet d'écran et diminue (Z^*) ce qui fait augmenter le rayon. Les anions sont donc toujours plus gros que leurs atomes neutres d'origines. Inversement, si on enlève des électrons, l'effet d'écran diminue donc (Z^*) augmente ce qui fait diminuer le rayon. Les cations sont donc toujours plus petits que leurs atomes d'origine.

Ajout d'électrons \rightarrow effet d'écran $\uparrow \Rightarrow Z^ \downarrow \Rightarrow r \uparrow$*

Retrait d'électrons \rightarrow effet d'écran $\downarrow \Rightarrow Z^ \uparrow \Rightarrow r \downarrow$*

V.4.3. ENERGIE D'IONISATION



$$EI_1 = E_{A^+} + E_{e^-} - E_A$$

L'énergie de l'électron est nulle puisqu'il y a eu ionisation et que l'électron est à l'infini et n'a plus d'interaction avec le noyau

$$E_{e^-} = 0 \text{ (pas d'interaction avec le noyau).}$$

$$EI_1 = E_{A^+} - E_A$$

En évaluant l'énergie de (A) et de (A⁺) on pourra évaluer l'énergie d'ionisation par la différence entre les deux. L'énergie totale de l'atome va être évaluée par la somme des énergies individuelles des électrons.

Energies orbitales

$$\text{Selon BOHR : } E_n = -13,6 \cdot \frac{Z^2}{n^2}$$

$$\text{Selon SLATER : } E_{n,l} = -13,6 \cdot \frac{Z^{*2}}{n^{*2}}$$

L'énergie de l'atome = somme des énergies orbitales de tous les électrons.

1. Classification Périodique Moderne

La classification moderne organise les éléments par numéro atomique (Z) croissant, suivant la règle de Klechkowski (ordre de remplissage des électrons). Les éléments partageant la même configuration électronique de leur couche externe sont placés dans une même colonne.

2. Le Tableau Périodique

Le tableau périodique comporte 7 lignes (périodes) et 18 colonnes. Il est structuré en sous-groupes (A et B), 8 groupes principaux, 4 blocs (s, p, d, f) et plusieurs familles chimiques (comme les alcalins, les halogènes, les gaz rares, etc.).

Bloc S		Bloc D										Bloc P						
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
ns^1	ns^2	$n'd^1$ ns^2	$n'd^2$ ns^2	$n'd^3$ ns^2	$n'd^4$ ns^2	$n'd^5$ ns^2	$n'd^6$ ns^2	$n'd^7$ ns^2	$n'd^8$ ns^2	$n'd^9$ ns^2	$n'd^{10}$ ns^2	ns^2 np^1	ns^2 np^2	ns^2 np^3	ns^2 np^4	ns^2 np^5	ns^2 np^6	
1 H		$n' = n - 1$																2 He
2 Li	4 Be	valeurs de n										5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6 Cs	56 Ba	57 La	58 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7 Fr	88 Ra	89 Ac																
Bloc F																		
		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			

2.1 Lignes (Périodes)

Les 7 lignes du tableau correspondent aux périodes. Le numéro de période d'un élément est égal au nombre quantique principal (n) le plus élevé dans la configuration électronique de ses électrons. Chaque période représente donc un nouveau niveau d'énergie (couche électronique).

Exemple :

${}_8\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$ (la période est 2)
 ${}_{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ (la période est 3).

Bloc S		Bloc D										Bloc P					
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
ns^1	ns^2	$n'd^1$ ns^2	$n'd^2$ ns^2	$n'd^3$ ns^2	$n'd^4$ ns^2	$n'd^5$ ns^2	$n'd^6$ ns^2	$n'd^7$ ns^2	$n'd^8$ ns^2	$n'd^9$ ns^2	$n'd^{10}$ ns^2	ns^2 np^1	ns^2 np^2	ns^2 np^3	ns^2 np^4	ns^2 np^5	ns^2 np^6
1 1H	$n' = n - 1$																2He
2 3Li 4Be	valeurs de n																5B 6C 7N 8O 9F 10Ne
3 11Na 12Mg																	13Al 14Si 15P 16S 17Cl 18Ar
4 19K 20Ca	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn	31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr	
5 37Rb 38Sr	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd	49In	50Sn	51Sb	52Te	53I	54Xe	
6 55Cs 56Ba	57La	58Ce	59Pr	60Nd	61Pm	62Sm	63Eu	64Gd	65Tb	66Dy	67Ho	68Er	69Tm	70Yb	71Lu		
7 87Fr 88Ra	89Ac	90Th	91Pa	92U	93Np	94Pu	95Am	96Cm	97Bk	98Cf	99Es	100Fm	101Md	102No	103Lr		

3.2 Bloc

Ce tableau périodique est constitué de 4 types des blocs comme le montre la figure 1.

3.2.1 Bloc s : concerne les éléments chimiques qui possèdent une structure électronique de ns^1 et ns^2 .

3.2.2 Bloc p : correspond aux atomes possédant une structure électronique suivante : ns^2np^x avec x varie de 1 à 6.

3.2.3 Bloc d : regroupe tous les atomes qui ont une structure électronique de type $3d^x$, $4d^x$ et $5d^x$ avec x varie entre 1- 10.

3.2.4 Bloc f : ce bloc apparaît lorsque l'orbitale atomique 6s est complètement rempli. Concerne les éléments Lanthanides et Actinides.

[illegible]

3.3 Colonne : On peut déterminer le numéro de colonne d'un élément dans le tableau périodique (qui comporte 18 colonnes) en se basant sur le nombre d'électrons de sa couche de valence (Nv). Voici la règle énoncée :

- **Bloc s (Groupes 1 & 2), Règle : Colonne = Nv :** Électrons de la sous-couche s la plus externe.
Exemple : Potassium (¹⁹K) : [Ar] 4s¹ Nv = 1 (l'électron 4s), **Colonne = 1**
- **Bloc p (Groupes 13 à 18), Règle : Colonne = Nv + 10 :** Électrons des sous-couches s + p de la couche externe (n). **Exemple : Chlore (¹⁷Cl) :** [Ne] 3s² 3p⁵ Nv = 2 (3s²) + 5 (3p⁵) = 7 **Colonne = 10 + 7 = 17**
- **Bloc d (Groupes 3 à 12) Règle : Colonne = Nv, Exemples : Fer (⁵⁶Fe) :** [Ar] 4s² 3d, Nv = 2 (4s²) + 6 (3d⁶) = 8, **Colonne = 8**

Bloc S		Bloc D										Bloc P						
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
ns^1	ns^2	$n'd^1$ ns^2	$n'd^2$ ns^2	$n'd^3$ ns^2	$n'd^4$ ns^2	$n'd^5$ ns^2	$n'd^6$ ns^2	$n'd^7$ ns^2	$n'd^8$ ns^2	$n'd^9$ ns^2	$n'd^{10}$ ns^2	ns^2 np^1	ns^2 np^2	ns^2 np^3	ns^2 np^4	ns^2 np^5	ns^2 np^6	
1	$1H$	$n' = n - 1$											$2He$					
2	$3Li$	$4Be$											$5B$	$6C$	$7N$	$8O$	$9F$	$10Ne$
3	$11Na$	$12Mg$											$13Al$	$14Si$	$15P$	$16S$	$17Cl$	$18Ar$
4	$19K$	$20Ca$	$21Sc$	$22Ti$	$23V$	$24Cr$	$25Mn$	$26Fe$	$27Co$	$28Ni$	$29Cu$	$30Zn$	$31Ga$	$32Ge$	$33As$	$34Se$	$35Br$	$36Kr$
5	$37Rb$	$38Sr$	$39Y$	$40Zr$	$41Nb$	$42Mo$	$43Tc$	$44Ru$	$45Rh$	$46Pd$	$47Ag$	$48Cd$	$49In$	$50Sn$	$51Sb$	$52Te$	$53I$	$54Xe$
6	$55Cs$	$56Ba$	$57La$	$58Ce$	$59Pr$	$60Nd$	$61Pm$	$62Sm$	$63Eu$	$64Gd$	$65Tb$	$66Dy$	$67Ho$	$68Er$	$69Tm$	$70Yb$	$71Lu$	
7	$87Fr$	$88Ra$	$89Ac$	$90Th$	$91Pa$	$92U$	$93Np$	$94Pu$	$95Am$	$96Cm$	$97Bk$	$98Cf$	$99Es$	$100Fm$	$101Md$	$102No$	$103Lr$	

$n' = n - 1$

valeurs de n

Bloc F

3.4 Groupe :

Les colonnes forment des groupes chimiques aux propriétés analogues, c-à-d, ayant la même structure externe. Ils sont notés par des chiffres romains de I à VIII.

On distingue deux types de sous-groupes : A et B tels que :

3.4.1. Sous groupe A: Présente une structure externe ($ns\ np$) (les électrons de valence sont les électrons des sous couches s et p). Dans ce cas, les groupes chimiques sont notés : *IA* à *VIIIA*. Dans ce groupe, on trouve les familles suivantes :

- La famille des alcalins de structure électronique ($ns1$) excepté l'hydrogène (colonne 1).
- La famille des alcalino-terreux de structure électronique ($ns2$) (colonne 2).
- La famille des chalcogènes de structure électronique ($ns2np4$) (colonne 16).
- La famille des halogènes de structure électronique ($ns2np5$) (colonne 17).

IA	IIA											13	14	15	16	17	18
												IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	1s ²											2p ¹	2p ²	2p ³	2p ⁴	2p ⁵	2p ⁶
2s ¹		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	3p ¹	3p ²	3p ³	3p ⁴	3p ⁵	3p ⁶
	3s ²	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	4p ¹	4p ²	4p ³	4p ⁴	4p ⁵	4p ⁶
4s ¹	4s ²	3d ¹	3d ²	3d ³	3d ⁴	3d ⁵	3d ⁶	3d ⁷	3d ⁸	3d ⁹	3d ¹⁰	5p ¹	5p ²	5p ³	5p ⁴	5p ⁵	5p ⁶
5s ¹	5s ²	4d ¹	4d ²	4d ³	4d ⁴	4d ⁵	4d ⁶	4d ⁷	4d ⁸	4d ⁹	4d ¹⁰	6p ¹	6p ²	6p ³	6p ⁴	6p ⁵	6p ⁶
6s ¹	6s ²	5d ¹	5d ²	5d ³	5d ⁴	5d ⁵	5d ⁶	5d ⁷	5d ⁸	5d ⁹	5d ¹⁰	7p ¹	7p ²	7p ³	7p ⁴	7p ⁵	7p ⁶
7s ¹		6d ¹	6d ²	6d ³	6d ⁴	6d ⁵	6d ⁶	6d ⁷	6d ⁸	6d ⁹	6d ¹⁰						
		4f ¹	4f ²	4f ³	4f ⁴	4f ⁵	4f ⁶	4f ⁷	4f ⁸	4f ⁹	4f ¹⁰	4f ¹¹	4f ¹²	4f ¹³	4f ¹⁴		
		5f ¹	5f ²	5f ³	5f ⁴	5f ⁵	5f ⁶	5f ⁷	5f ⁸	5f ⁹	5f ¹⁰	5f ¹¹	5f ¹²	5f ¹³	5f ¹⁴		

3.4.2. Sous groupe B : la structure de la couche externe est : $(ns^2(n-1)dx)$. Ce sont les éléments appartenant aux colonnes 3 à 7 et 11 et 12. Ils sont appelés les *éléments de transitions*.

Remarque :

- Les éléments des colonnes 8 à 10 (bloc d) appartiennent au groupe (VIII). On les appelle : *les triades*.
- *Particularité dans les éléments de transitions* : Certains éléments dans le bloc d dont la structure externe est sous la forme : $(ns^1 (n-1)dx)$ où $(x=5 \text{ ou } 10)$ (sous-couche d est partiellement ou complètement remplie) ; cette structure leur confère une plus grande stabilité.

Ainsi pour le chrome : ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 / 4s^1 3d^5$ au lieu de $4s^2 3d^4$

Le cuivre : ${}_{29}\text{Cu}: 1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 / 4s^1 3d^{10}$ au lieu de $4s^2 3d^9$

En toute rigueur, le chrome et le cuivre ne sont pas des éléments de transition.

3.4.2. Sous groupe B : la structure de la couche externe est : $(ns^2(n-1)dx)$. Ce sont les éléments appartenant aux colonnes 3 à 7 et 11 et 12. Ils sont appelés les *éléments de transitions*.

Remarque :

- Les éléments des colonnes 8 à 10 (bloc d) appartiennent au groupe (VIII). On les appelle : *les triades*.
- *Particularité dans les éléments de transitions* : Certains éléments dans le bloc d dont la structure externe est sous la forme : $(ns^1 (n-1)dx)$ où $(x=5 \text{ ou } 10)$ (sous-couche d est partiellement ou complètement remplie) ; cette structure leur confère une plus grande stabilité.

Familles	Colonne	Groupes	Configuration
Métaux alcalins	1	I_A	ns^1
Alcalino-terreux	2	II_A	ns^2
Chalognes	13	III_A	ns^2np^1
Halogènes	17	VII_A	ns^2np^5
Gaz rares	18	$VIII_A$	ns^2np^6

- Famille des métalloïdes (semi-conducteurs), ces éléments forment une frontière qui sépare entre les métaux et non métaux (concerne tous les éléments de la colonne 13 à 17). Malgré que ces éléments ne possèdent pas la même couche valence et fait partir aux colonnes différentes mais ils font partir aux même groupe $VIII_B$. Ces atomes sont nommés par des éléments des triades. éléments qui font partir de la 13ème colonne jusqu'à 18ème colonne). Ces éléments rassemblent par leurs propriétés aux non métaux, mais ils conduisent à divers degrés le courant électriques tels que : Si, Ge, As et Sb ;
- Famille des éléments de transition (colonne de 3 à 11), ce sont des éléments qui possèdent les orbitales (d) incomplètement remplies.

D. Gaz rares ou nobles :

Se sont des éléments se trouvant sur la colonne 18 ($VIII_A$). Ces éléments sont présents en très faible quantité dans l'atmosphère et très peu réactifs. Ils sont caractérisés par des sous couches (*s et p*) complètement remplies qui leur donne une meilleure stabilité.

Bloc S		Bloc S		Bloc P						Bloc P					
1	2	1	2	13	14	15	16	17	18	13	14	15	16	17	18
ns^1	ns^2	ns^1	ns^2	ns^2 np^1	ns^2 np^2	ns^2 np^3	ns^2 np^4	ns^2 np^5	ns^2 np^6	ns^2 np^1	ns^2 np^2	ns^2 np^3	ns^2 np^4	ns^2 np^5	ns^2 np^6
1 $1H$		1 $1H$							$2He$						$2He$
2 $3Li$ $4Be$		2 $3Li$ $4Be$													
3 $11Na$ $12Mg$		3 $11Na$ $12Mg$		$5B$ $6C$ $7N$ $8O$	$9F$	$10Ne$				$5B$ $6C$ $7N$ $8O$	$9F$	$10Ne$			
4 $19K$ $20Ca$		4 $19K$ $20Ca$		$13Al$ $14Si$ $15P$ $16S$	$17Cl$	$18Ar$				$13Al$ $14Si$ $15P$ $16S$	$17Cl$	$18Ar$			
5 $37Rb$ $38Sr$		5 $37Rb$ $38Sr$		$31Ga$ $32Ge$ $33As$ $34Se$	$35Br$	$36Kr$				$31Ga$ $32Ge$ $33As$ $34Se$	$35Br$	$36Kr$			
6 $55Cs$ $56Ba$		6 $55Cs$ $56Ba$		$49In$ $50Sn$ $51Sb$ $52Te$	$53I$	$54Xe$				$49In$ $50Sn$ $51Sb$ $52Te$	$53I$	$54Xe$			
7 $87Fr$ $88Ra$		7 $87Fr$ $88Ra$		$81Tl$ $82Pb$ $83Bi$ $84Po$	$85At$	$86Rn$				$81Tl$ $82Pb$ $83Bi$ $84Po$	$85At$	$86Rn$			

E. Métaux et non-métaux :

La majorité des éléments du tableau périodique sont des métaux. Ils occupent la partie gauche du tableau.

- *Les métaux* ont tendance à former des cations (céder des électrons)



Et



- *Les non-métaux* occupent la partie droite du tableau. Ils ont tendance à former des anions (capter des électrons).

Entre les deux types, il existe les métalloïdes qui à la fois présentent un comportement métallique et non-métallique ; on les appelle semi-conducteurs (bore, silicium, arsenic, antimoine, tellure, astate)..

II. Evolution des propriétés dans le tableau périodique

II.1. Energie d'ionisation d'un atome (EI)

L'énergie d'ionisation EI correspond à l'énergie nécessaire pour arracher un électron périphérique à un atome X neutre et à l'état gazeux. Cette énergie est toujours de signe positif.

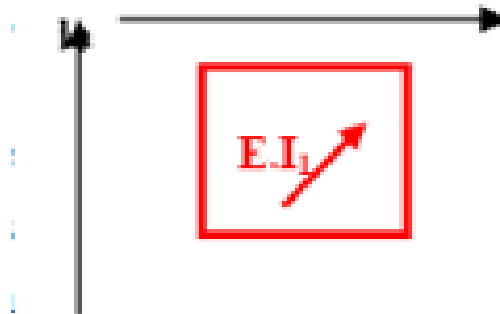


Dans une colonne (groupe) : Quand Z augmente, l'énergie d'ionisation **diminue**.

→ Cause : **L'effet d'écran** des couches internes augmente, l'électron externe est moins attiré.

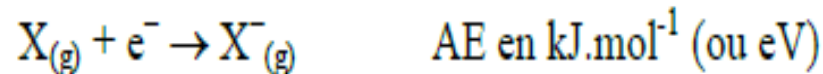
Dans une ligne (période) : Quand Z augmente, l'énergie d'ionisation **augmente**.

→ Cause : La **charge nucléaire (Z)** augmente plus fortement que l'effet d'écran, l'électron externe est plus attiré.



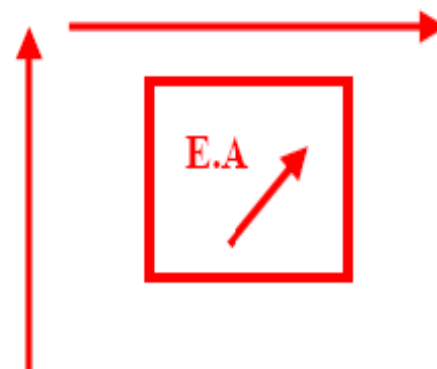
II.2. Affinité électronique (AE)

L'affinité électronique (AE) mesure la capacité d'un atome à capter un électron supplémentaire pour former un anion. Cette énergie est souvent négative (réaction exothermique).



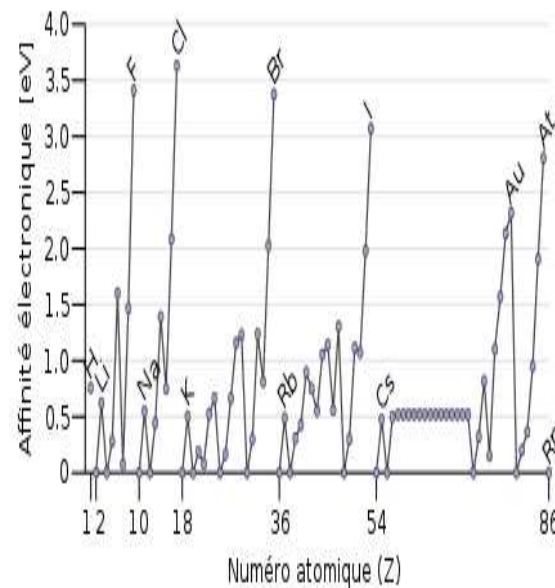
Variation dans le tableau périodique :

- **Dans une période (de gauche à droite) :** L'AE **augmente** (devient plus négative). La raison est l'augmentation de la charge nucléaire effective, qui rend l'ajout d'un électron plus favorable.
- **Dans un groupe (de haut en bas) :** L'AE **reste relativement constante** (avec une légère tendance à diminuer). L'effet d'écran compense en grande partie l'augmentation de la taille de l'atome.



Éléments les plus électronégatifs :

Les **halogènes** (comme le chlore, Cl) ont les affinités électroniques les plus élevées. C'est parce que l'anion formé (ex. : Cl^{-}) acquiert une configuration électronique particulièrement stable, identique à celle du gaz rare qui le suit dans le tableau (ex. : Cl^{-} est isoélectronique de l'argon, Ar).



4.1. Rayon atomique (R) :

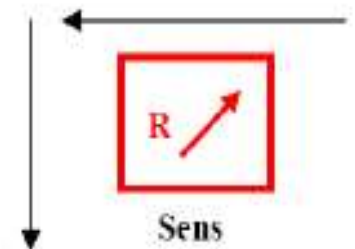
- Suivant une période, le rayon diminue de gauche vers la droite ($I_A \longrightarrow VIII_A$)

car : $Z \uparrow \sim F_{att} \uparrow \sim$ rapprochement des électrons du noyau $\Rightarrow R \downarrow$

- Suivant une colonne, $R \uparrow$ de haut en bas car $n \uparrow$ (éloignement des électrons du noyau).

- Le cation (perte d'électron) a un rayon plus petit que l'atome neutre.

- L'anion (gain d'électron) a un rayon plus grand que celui de l'atome neutre.



II.5. Électronégativité (χ)

L'électronégativité correspond, pour un atome lié, à sa tendance à attirer vers lui les électrons des autres atomes avec lesquels il est engagé dans des liaisons de covalence.

Il existe plusieurs échelles d'électronégativité (Pauling, Mulliken, Parr, Allred et Rochow) qui conduisent toutes au même classement.

Nous limiterons notre étude à *l'échelle de Pauling* qui est toujours la plus employée par les chimistes.

L'électronégativité χ entre les éléments A et B est défini dans l'échelle de *Pauling* par la formule suivante :

$$\Delta\chi_{AB} = 0,102 \times \sqrt{E_{AB} - \sqrt{E_{AA} \times E_{BB}}}$$

Avec : E_{A-B} , E_{A-A} - E_{B-B} sont les énergies de liaison $A - B$, $A - A$ et $B - B$ respectivement exprimé en (eV). L'élément de référence est le fluor (F) auquel PAULING a attribué une électronégativité $\chi_F = 4$.

IV.4. *Electronégativité :*

Elle représente l'aptitude d'un élément dans une molécule, à acquérir une charge négative. C'est un concept qui permet de décrire d'une manière qualitative le partage d'électrons dans une liaison chimique entre deux atomes différents.

L'électronégativité d'un atome ne se manifeste pas lorsqu' il est isolé, mais seulement quand il participe à une liaison chimique avec un autre élément.

Trois échelles différentes sont utilisées pour mesurer cette tendance des atomes à attirer plus ou moins fortement les électrons :

- *Echelle de PAULING* : c'est la plus utilisée. Dans cette échelle, la différence d'électronégativité entre deux éléments est évaluée par la relation :

$$(\chi_A - \chi_B)^2 = \Delta_{(eV)} = E_{A-B} - \sqrt{(E_{A-A} - E_{B-B})}$$

Avec : E_{A-B} , E_{A-A} et E_{B-B} sont les énergies de liaison $A - B$, $A - A$ et $B - B$ respectivement exprimé en (eV). L'élément de référence est le fluor (F) auquel PAULING a attribué une électronégativité $\chi_F = 4$.