

ATOMISTIQUE

I- Constituants de l'atome :

a- **L'électron** : C'est une particule de charge négative et de masse très faible. Le rapport e / m a été déterminé par les expériences de THOMSON, la charge e par l'expérience de MILLIKAN.

Symbole	Charge électrique	masse
e^-	$-e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$

b- **Le proton** : C'est une particule de charge positive. Sa masse est 1836 fois plus grande que celle de l'électron.

Symbole	Charge électrique	masse
p	$+e = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} = 1836 m_e$

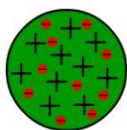
c- **Le neutron** : C'est une particule de charge électrique nulle. Les neutrons sont présents dans le noyau des atomes, liés avec des protons par une forte interaction.

Symbole	Charge électrique	masse
n	0	$m_n \approx m_p$

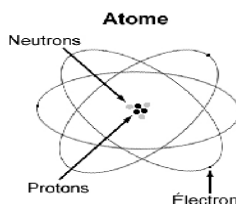
II- Structures simplifiées de l'atome :

Il existe plusieurs modèles atomiques.

a- **Le modèle de THOMSON** : L'atome est une sphère électriquement neutre remplie d'une charge positive dans laquelle s'incrument des électrons. Le nombre des électrons doit suffire pour compenser la charge positive \Rightarrow modèle inexact.



b- **Le modèle de RUTHERFORD** : Son modèle montre que la charge électrique positive, ainsi que l'essentiel de la masse de l'atome est concentrée en un noyau quasi-punctuel. Les électrons de l'atome se déplacent autour de ce noyau telles des planètes autour du Soleil, et la force électrique attractive (la charge - de l'électron attirant la charge + du noyau) joue le rôle de la force de gravitation pour les planètes; d'où le nom de **modèle d'atome planétaire**.



Conclusion : L'atome est donc constitué essentiellement de vide et sa masse est rassemblée au centre \Rightarrow Structure atomique lacunaire.

$$\left. \begin{array}{l} r_{\text{noyau}} = 10^{-14} \text{ m} \\ r_{\text{atome}} = 10^{-10} \text{ m} \end{array} \right\} \Rightarrow r_{\text{noyau}} / r_{\text{atome}} = 10^{-14} / 10^{-10} = 10^{-4}.$$

III- Caractéristiques de l'atome :

a- Numéro atomique Z : Appelé aussi nombre de charge, il désigne le nombre de protons. L'atome étant électriquement neutre, Z peut être également le nombre des électrons planétaires. A chaque numéro atomique Z correspond un élément.

b- Nombre de masse A : C'est le nombre de nucléons, c'est-à-dire la somme des protons et des neutrons

Un atome est représenté par le symbole: ${}^A_Z\text{X}$

Où : A = nombre de nucléons = numéro de masse.

Z = numéro atomique = nombre de charge = nombre de protons.

A - Z = nombre de neutrons.

Ex: ${}^{209}_{83}\text{Bi}$: Z = 83 = nombre de protons;
A - Z = 209 - 83 = 126 = nombre de neutrons.

c- Isotopie: Les isotopes sont des éléments possédant le même numéro atomique Z et différent par leurs nombres de neutrons c'est à dire par leurs nombres de masse A.

Ex: ${}^{37}_{17}\text{Cl}$; ${}^{35}_{17}\text{Cl}$, ${}^{15}_8\text{O}$; ${}^{16}_8\text{O}$; ${}^{17}_8\text{O}$.

* Masse moyenne : C'est la moyenne des masses isotopiques pondérée par leurs abondances relatives.

$\bar{M} = \sum A_i M_i / 100$. Cette masse est appelée aussi masse naturelle, masse du mélange isotopique ou encore masse réelle

$\sum A_i = 100\%$. Equation qui relie les abondances.

Ex: L'antimoine Sb se présente comme un mélange de deux isotopes ${}^{121}\text{Sb}$, ${}^{123}\text{Sb}$ dont les pourcentages respectifs sont: 57,69 % et 42,31 %. Calculer sa masse moyenne.

La masse moyenne de Sb est:

$$\bar{M} = (121 \times 57,69 + 123 \times 42,31)/100 = 121,75.$$

Remarque :

Deux nucléides possédant le même nombre de neutrons N sont appelés **isotones**.

Deux nucléides possédant le même nombre de masse A sont appelés **isobares**.

(Le nucléide est le noyau de l'atome)

IV- Masse atomique d'un élément : La masse atomique d'un élément chimique est la masse d'une mole d'atomes, appelée masse molaire atomique soit la masse de N atomes. N étant le nombre d'Avogadro égale à $6,023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

On distingue deux échelles:

