

Chapitre I : *Atomistique : Atome, Élément et Molécule*

Objectif global

- Décrire les atomes et comprendre leurs propriétés et leur classification au niveau du tableau périodique, pour comprendre ultérieurement les propriétés chimiques les plus simple des molécules organiques.

Objectifs spécifiques

- Appliquer les notions chimiques de base pour décrire les atomes selon le modèle quantique et déterminer leurs configurations et leurs répartitions électroniques,
- Classer les éléments chimiques dans le tableau périodique,
- Déduire leurs propriétés physico-chimiques à partir de cette classification.

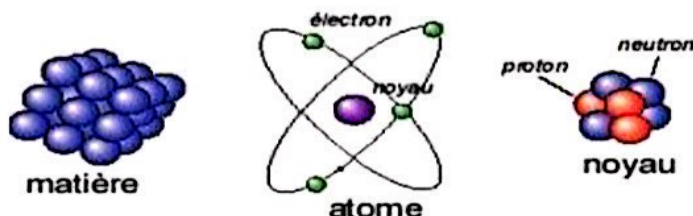
Introduction

Physiquement, la matière se trouve sous trois états : solide, liquide, gaz. Or tout l'univers physique, y compris les organismes vivants, est constitué de matière. Celle-ci est caractérisée par sa masse et son énergie qui mesure sa capacité à produire du travail.

La matière est formée à partir de grains élémentaires appelés **ATOMES** qui diffèrent par leurs structures et leurs masses. Chaque espèce d'atome est appelée élément et désignée par un symbole.

Exemple :

Hydrogène : **H** ; Oxygène : **O** ; Carbone : **C**
Azote : **N** ; Soufre : **S**



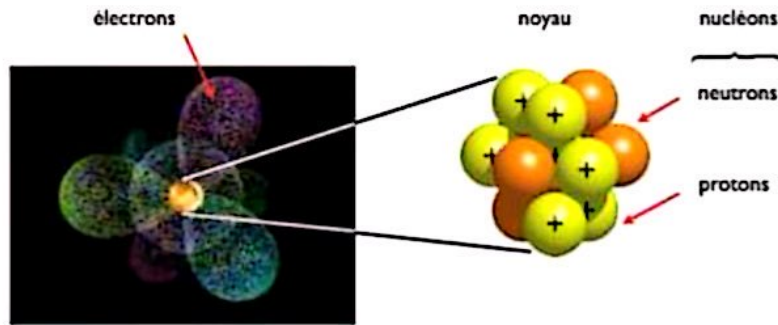
I. Structure de l'atome

L'atome est l'élément fondamental de la matière, à cause de sa grande réactivité, n'existe pratiquement pas à l'état libre dans les conditions expérimentales ordinaires sauf pour les gaz parfaits.

Il est constitué de différentes particules élémentaires, dont trois principales : l'électron, le proton et le neutron.

1. Constituants de l'atome

L'atome est un ensemble électriquement neutre comportant une partie centrale, le **noyau** chargé positivement et constitué de deux types de particules, **protons** et **neutrons**, appelées **nucléons**, ou est centrée pratiquement toute sa masse, et autour duquel gravitent des électrons.



2. Caractéristique de l'atome, l'électron, le proton et le neutron

Les caractéristiques sont :

- Le rayon de l'atome est de l'ordre de quelques angström (Å) 10^{-10} m.
- Le rayon du noyau est de l'ordre de 10^{-15} à 10^{-14} m.
- La masse volumique du noyau est gigantesque par comparaison à celles des masses volumiques usuelles (environ 10^{12} g/cm³).
- Les **électrons** (**e**) (du grec êlektron) sont des particules de charge négative ($-e=1,60218 \cdot 10^{-19}$ C) et de masse $m_e=9,110 \cdot 10^{-31}$ Kg.
- Les **protons** (**p**) (du grec prôtos : premier) sont des particules de charge positive ($+e=1,60218 \cdot 10^{-19}$ C) et de masse $m_p=1,6726 \cdot 10^{-27}$ Kg.
- Les **neutrons** (**n**) sont des particules électriquement neutres et de masse $m_n=1,6749 \cdot 10^{-27}$ Kg. $m_p \approx m_n = 1836 m_e$

3. Représentation d'un atome

Un atome est représenté de la façon suivante

Z détermine l'élément chimique
N détermine l'isotope

X est l'élément considéré

Z est le nombre de proton = Numéro atomique

A = Nombre de masse = Z + N (nombre de neutron)

q = Nombre de charge



4. Notion d'ion

Un ion est une entité chargée, on distingue :

- **Anion** = atome ou groupe d'atomes portant une ou plusieurs charge(s) **négative(s)** (surplus d'électron(s)).
- **Cation** = atome ou groupe d'atomes portant une ou plusieurs charge(s) **positive(s)** (surplus de proton(s)).

NB. Les molécules aussi peuvent avoir un surplus de protons ou d'électrons (**radicaux**).

5. Notion d'élément chimique

Un élément est caractérisé par son nom X et par son numéro atomique Z.

Dans un élément chimique, seul le nombre de protons (Z), est invariable : il représente la signature de l'élément et est directement lié à son nom et à son symbole chimique X. Il y'a 118 éléments naturels connus jusqu'ici (TP de Mendeleïev).

6. Masse atomique

La masse atomique est égale à la somme des masses des constituants de l'atome :

$$m_{at} = Z_{me} + Z_{mp} + N_{mn} \text{ (kg)}$$

L'utilisation de cette unité n'est pas commode, des unités chimiques plus faciles à manipuler ont donc été choisies ; le terme de référence étant le carbone 12. Par définition, l'unité de masse atomique qu'on note u.m.a est le $\frac{1}{12}$ ème de la masse d'un atome de carbone 12 (^{12}C).

$$\text{u.m.a} = \frac{1}{12} m_C$$

7. Mole et masse molaire

A notre échelle, on raisonne sur une certaine quantité de matière appelée mole : La mole est la quantité de matière qui contient autant d'atomes qu'il y a dans 12g de carbone 12. Le nombre est appelé nombre d'**Avogadro** $N = 6,023 \cdot 10^{23}$

Par définition : Une mole d'atomes de carbone 12 pèse 12g. La masse d'un atome vaut 12 u.m.a, donc :

$$12 \text{ g} = N \cdot 12 \text{ u.m.a} \text{ ou encore } 1 \text{ u.m.a} = 1/N = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg.}$$

8. Isotopes

Ce sont des atomes de même numéro atomique Z et de nombre de masse A différent. Un élément peut avoir un ou plusieurs isotopes. Il n'est pas possible de les séparer par des réactions chimiques, par contre cela peut être réalisé en utilisant des techniques physiques notamment la spectroscopie de masse (Exemple : l'hydrogène ou Protium)

