

Cours 1 : Généralités

Objectifs : Acquérir les notions de base de la Structure de la matière.

I- Introduction :

La Matière est constituée de plusieurs entités simples qu'on appelle élément, ces éléments naturels qui ont été regroupés dans un tableau, se combinent pour former les minéraux et les organismes vivants.

Chaque élément est composé d'un grand nombre d'entités identiques qu'on appelle atome. Ce terme, en Grec « Atomos » désigne le mot « indivisible », est présente le constituant essentiel de la matière.

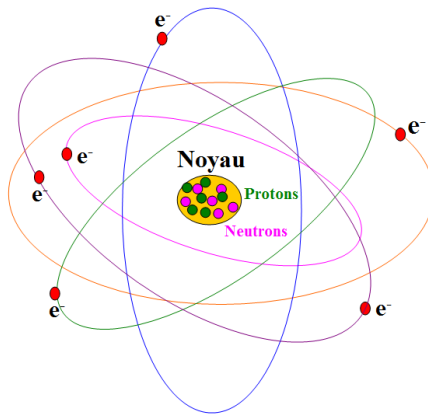
Le carbone par exemple, l'élément principal dans la construction des vivants, n'est composé que de l'atome de carbone.

II- La Structure de L'atome:

1- Représentation d'un élément :

L'atome est le résultat d'un assemblage d'entités encore plus petites appelés les particules subatomique : les **protons**, les **neutrons** et les **électrons**. La nature de l'élément ainsi que son comportement dans les réactions chimiques et les processus biologiques dépendent de la disposition et le nombre de ces particules.

Un atome est constitué d'un **noyau** chargé positivement, entouré par des électrons chargés négativement. Le noyau est constitué de deux types de particules (protons et neutrons) appelées **nucléons**. Il contient le même nombre de protons que celui des électrons.



Le tableau suivant comporte les charges et les masses des protons, neutrons et électrons.

	La charge électrique	La masse
Proton (P)	$+ 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Neutron (N)	0	$1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Electron (e⁻)	$- 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$9,1094 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

Un **nucléide** est une espèce atomique symbolisée par ${}^A_Z\text{X}$ tel que :

- **A** présente le nombre de masse = Nombre des Nucléons.
- **Z** présente le numéro atomique = Nombre des Protons.
- **N** présente le nombre des Neutrons.

$$\text{Donc : } A = Z + N$$

Exemples :

- Pour le nucléide ${}^{12}_6\text{C}$ on a : **A** = 12 et **Z** = 6
- Pour le nucléide ${}^{11}_5\text{B}$ on a : **A** = 11 et **Z** = 5

2- Les Isotopes :

a- Définition :

Les nucléides qui ont le même nombre de protons **Z** correspondent au même élément et ils ont le même nom. Exp : ${}^{24}_{12}\text{Mg}$, ${}^{25}_{12}\text{Mg}$ et ${}^{26}_{12}\text{Mg}$.

Matière : Chimie Générale et Organique
Socle Commun 1^{ère} année Biologie

Les nucléides ayant des numéros Z pareils et des nombres de masses A différents, sont appelés les **isotopes**. Ils ont les mêmes propriétés chimiques. Exp : l'Hydrogène ${}^1_1\text{H}$ et le Deutérium ${}^2_1\text{H}$ symbolisé aussi par **D**, sont des isotopes.

Dans les organismes vivants, les isotopes se diffèrent par leurs vitesses de réaction qui dépend de la différence de masse, de sorte que l'isotope le plus léger réagisse plus rapidement et l'isotope le plus lourd réagisse plus lentement. Par exemple, L'hydrogène normal (${}^1\text{H}$) est deux fois plus léger que le deutérium (${}^2\text{H}$), donc l'hydrogène normal réagit plus rapidement que le deutérium. Et ce dernier est utilisé comme un traceur pour investiguer les voies métaboliques en biochimie en utilisant l'oxyde de deutérium D_2O .

b- L'abondance naturelle des isotopes :

On a dit qu'un atome peut avoir plusieurs isotopes. Parmi eux, un seul isotope est présent dans la nature en quantité appréciable ce qui veut dire qu'il a une grande abondance dans la nature, les autres isotopes ne présentent que des traces. Donc :

L'abondance naturelle est : le pourcentage en nombre d'atomes de chacun des isotopes présents dans le mélange naturel.

III- La mole et le nombre d'Avogadro :

La taille de l'atome est très petite, et cela veut dire qu'il y a un grand nombre d'atome dans une petite quantité de matière. Donc une unité de quantité de matière a été définie pour bien exprimer le nombre des atomes, des ions ou des molécules : la mole (mol). Dont **1 mole présente le nombre d'atomes contenus dans 12 g de carbone-12.**

L'atome est très petite de sorte que 12 g de carbone contiennent $6,023 \times 10^{23}$ atomes. Ce dernier correspond au **nombre d'Avogadro**, qui nous aide à comparer les masses de plusieurs éléments chimiques.

Ce qu'il faut retenir :

- 1 mole d'atome contient $6,023 \times 10^{23}$ atomes.
- 1 mole de molécule contient $6,023 \times 10^{23}$ molécules.
- 1 mole d'électrons contient $6,023 \times 10^{23}$ électrons.

Matière : Chimie Générale et Organique
Socle Commun 1^{ère} année Biologie

Exp :

Combien y a-t-il d'atomes et de molécules dans 2g de dihydrogène H_2 ? (La masse molaire de l'atome d'hydrogène est $M_H = 1 \text{ g/mol}$).

Dans 2 g d'hydrogène on a un nombre de moles $n = m/M = 2 / 2 \cdot 1 = 1 \text{ mole}$

Dans 1 mole de dihydrogène $6,023 \cdot 10^{23}$ de molécules, et comme on a deux atomes d'hydrogène donc on a $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,204 \cdot 10^{24}$

IV- La masse Atomique :

Pour déterminer la masse d'un atome ou bien nommé la masse atomique, il est impossible de peser un atome isolé, vu sa très petite taille dans ce cas il faut toujours revenir au nombre d'Avogadro. Elle s'exprime en kg ou en u.m.a (u) unité de masse atomique.

Une mole de C pèse 12 g, d'une autre part une mole de C contient $6,023 \cdot 10^{23}$ atomes de C,

Donc $6,023 \cdot 10^{23}$ atomes de C pèsent 12 g, alors : un atome de C pèse $\frac{12 \text{ g}}{N} = 1,992363 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

V- L'unité de masse atomique :

Utilisée dans la mesure des objets microscopiques est définie comme étant le douzième de la masse de l'atome de carbone.

$$1 \text{ u} = \frac{\text{la masse d'un atome de C}}{12} = \frac{1,992363 \cdot 10^{-26}}{12} = 1,6603 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

VI- La masse molaire :

La masse molaire d'un élément présente la masse d'une mole de cet élément, elle est symbolisée par M, et mesurée en g/mol.

Pour un composé moléculaire sa masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires de chaque atome constituant cette molécule.

Exp : l'oxygène : $M(O) = 2,657 \cdot 10^{-23} \cdot 6 \cdot 10^{23} = 16 \text{ g/mol}$

L'hydrogène : $M(H) = 1,674 \cdot 10^{-23} \cdot 6 \cdot 10^{23} = 1,0079 \text{ g/mol}$

Matière : Chimie Générale et Organique
Socle Commun 1^{ère} année Biologie

L'eau : $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O}) = 18.02 \text{ g/mol}$

VII- Le défaut de masse et l'énergie de liaison:

La masse du noyau est inférieure à la somme des masses des nucléons le composant (Z protons et (A-Z) neutrons. La différence entre ces deux valeurs est connue sous le terme : **défaut de masse Δm** , tel que :

$$\Delta m = m_{\text{noyau}} - (m_{\text{proton}} \cdot Z + m_{\text{neutron}} \cdot N)$$

Ce défaut de masse correspond à une énergie E appelée **l'énergie de cohésion** ou **l'énergie de liaison** du noyau, c'est l'énergie nécessaire pour dissocier les nucléons du noyau.

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

$C = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ présente la vitesse de la lumière.

Références Bibliographiques :

1. Steven S. ZUMDAHL, Chimie Générale. Ed. De Boeck, Paris.
2. Elisabeth Bardez, 2009- Chimie générale : Exercices et Problèmes. Ed. Dunod, Paris.
3. R. Sutton, B. Rockett, and P. Swindells, 2009- Chimie pour les étudiants en médecine ... et pour tous ceux qui ne seront pas chimistes. Ed. De Boeck.