

CHAPITRE I : STRUCTURE DE LA MATIERE

I-1. LES CONSTITUANTS ELEMENTAIRES DE L'ATOME

La matière est de nature discontinue. L'atome est composé d'un nuage électronique de 100 pm (c'est-à-dire 10^{-10} m ou 1 Angstrom). L'atome est le constituant fondamental de la matière. Il est constitué de différentes particules élémentaires, dont les trois principales : l'électron, le proton et neutron. Ces derniers forment le noyau. Le nuage électronique du noyau est de 10^{-3} pm (soit 10^{-15} m) qui correspond à la masse de l'atome.

a) Le noyau

Le noyau renferme deux types de particules massives :

- Le proton qui a une charge de $+1,6 \times 10^{-19}$ C (Coulombs) ce qui correspond à la charge élémentaire pour une masse de $1,673 \times 10^{-27}$ Kg.
- Le neutron qui a, quant à lui, une charge nulle pour une masse de $1,675 \times 10^{-27}$ Kg.

On remarque donc que les protons et les neutrons ont une masse proche mais une charge totalement différente.

Le noyau a donc une charge **positive**. Les protons et les neutrons constituent **les nucléons** qui sont maintenus ensemble par interaction forte.

b) Les électrons

Un **électron** a une charge de $-1,6 \times 10^{-19}$ C et une masse de $9,1 \times 10^{-31}$ Kg. donc il est **1800 moins lourd** que le proton. Sa charge est négative et juste opposée à celle du proton.

L'ensemble des électrons autour du noyau forme un nuage électronique.

Un atome comporte autant d'électrons que de protons (sa charge globale est donc nulle) et l'univers en renferme exactement le même nombre de protons que d'électrons.

Les électrons occupent tout l'espace de la matière. Le noyau contient l'essentiel de la masse de l'atome.

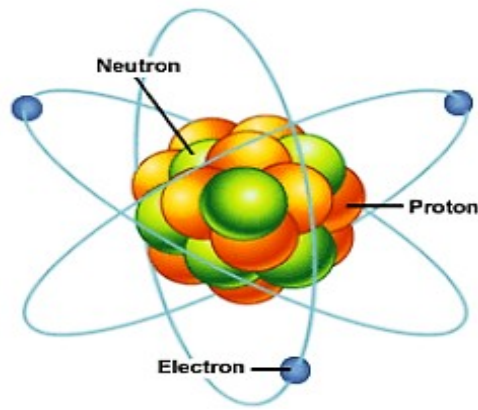


Figure 1. Représentation d'un atome

I-2. REPRESENTATION DE L'ATOME

L'atome est constitué d'électrons et d'un noyau comprenant des protons et des neutrons.

- On appelle **nombre de masse A** , le nombre total de nucléon (protons + neutrons). On en déduit que le nombre de neutrons vaut donc $A - Z$.

$$A = \sum \text{Protons} + \sum \text{neutrons}$$

Comme $\sum \text{protons} = Z$, on pose $\sum \text{neutrons} = N \Rightarrow A = Z + N$

- On appelle **numéro atomique Z , ou nombre de charge**, le nombre de protons que contient le noyau. Dans un atome (qui est neutre, contrairement à l'ion), Z représente aussi le nombre d'électrons. Ce nombre est très important car il caractérise un élément chimique.

Représentation symbolique d'un atome : $\frac{A}{Z}X$ ${}^{24}_{12}\text{Mg} \leftarrow \text{nucléide}$

Exemple: le Silicium ${}^{28}_{14}\text{Si}$

Le nombre de masse : $A = 28$.

Le nombre de charge = nombre de proton : $Z = 14$ donc $N = A - Z = 28 - 14 =$

14.

I-3. ISOTOPES

Les isotopes d'un élément sont nucléides possédant le même numéro atomique et un nombre de masse différent (nombre de neutrons différent).

La plupart des éléments naturels à l'état de corps simples sont constitués d'un mélange d'isotopes.

Exemple : Le carbone possède deux isotopes stables dans la nature, ^{12}C (98,89%) et ^{13}C (1,11%).

I-3-1. Nombre d'Avogadro

C'est le nombre d'Avogadro N_A (du nom du physicien italien qui l'a défini au début du XIX^{ème} siècle) qui a été choisi afin de transposer l'échelle moléculaire à une échelle mesurable. Sa valeur approximative est :

$$N_A = 6,023 \times 10^{23}$$

I-3-2. Mole

Une mole se définit comme un ensemble constitué de N_A éléments (atomes, molécules ou autres espèces microscopiques telles que les ions ou les radicaux). C'est en passant de la molécule à la mole, grâce au nombre d'Avogadro, que l'échelle microscopique devient macroscopique, donc mesurable. La mole est une grandeur fondamentale et la plupart des raisonnements qui sont faits en chimie le seront sur une mole d'entités microscopiques.

L'importance de la mole est telle qu'elle est devenue une unité au même titre que le mètre, le kilogramme, la seconde ou l'ampère, et dont le symbole est mol. En conséquence, le nombre d'Avogadro s'exprime à l'aide de cette unité :

$$N_A = 6,023 \times 10^{23} \text{mol}^{-1}$$

Exemple : La masse molaire de 1 mole de $^{12}_6\text{C}$, c'est-à-dire la masse de

$$6,023 \times 10^{23} \text{atomes } ^{12}_6\text{C} \approx 12 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

I-3-3. Grandeurs molaires

La mole intervient dans tous les raisonnements en chimie. Quelques grandeurs relatives aux moles sont particulièrement importantes :

a) Masse molaire atomique

C'est la masse atomique relative à l'isotope $^{12}_6\text{C}$ de l'élément carbone. Notée u.m.a son symbole est (u). Par définition la masse atomique du carbone $^{12}_6\text{C}$ est de **12 u**. la valeur absolue de l'u.m.a est :

$$1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{12} \text{masse}(^{12}_6\text{C}) = \frac{1}{12} \frac{12 \times 10^{-3}}{6,02 \times 10^{23}} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ Kg}$$

$$m_p = 1,0073 \text{ u.m.a}, m_N = 1,0086 \text{ u.m.a}, m_e = 0,00055 \text{ u.m.a}.$$

Lorsqu'un élément chimique possède plusieurs isotopes, sa masse atomique moyenne est donnée par l'équation suivant :

$$M = \sum \frac{a_i \times M_i}{100} \text{ avec } \sum_i a_i = 100$$

M_i : Masse de l'isotope **i**. $M_i \cong A_i$: Nombre de masse de l'isotope **i**.

a_i : Abondance relative au % de l'isotope de l'élément.

Exemple : le Chlore naturel possède deux isotopes : $^{35}_{17}\text{Cl}$ (75,4%) et $^{37}_{17}\text{Cl}$ (24,6%)

Avec $m_1 = 34,97 \text{ u.m.a}$ et $m_2 = 36,97 \text{ u.m.a}$.

$$M_{Cl} = \frac{(34,97 \times 75,4) + (36,97 \times 24,6)}{100} = 35,46 \text{ u.m.a}$$

La masse atomique de l'atome de chlore est : **35,46 u.m.a**

La masse molaire du chlore est $M_{Cl} = 35,46 \text{ g}$.

b) Masse molaire moléculaire

Par définition, elle est égale à la masse de $6,023 \times 10^{23}$ molécules identiques. Elle se calcule simplement à partir des masses molaires atomiques (notées M_X) pour un atome **X** dont la masse atomique est notée m_X . Prenons l'exemple du méthanol CH_3OH qui contient un atome de carbone, un d'oxygène et quatre d'hydrogène. Sa masse molaire est :

$$\begin{aligned}
 M_{CH_3OH} &= N_A(m_{CH_3OH}) = N_A(m_C + m_O + 4m_H) \\
 \Rightarrow M_{CH_3OH} &= N_A m_C + N_A m_O + 4N_A m_H \\
 &= M_C + M_O + 4M_H \\
 &= 12 + 16 + 4 \times 1 = \mathbf{32 \text{ g/mol}}.
 \end{aligned}$$

On peut ainsi calculer la masse molaire de n'importe quelle molécule à partir de sa formule et des masses molaires atomiques de ses constituants. Une démarche parfaitement analogue est utilisée pour calculer les masses molaires d'ions ou de radicaux.

I-4. ENERGIE ET MASSE DES NOYAUX

I-4-1. Energie de liaison

Comme nous l'avons vu, le noyau d'un atome est un édifice stable très dense (très petit) dans lequel les protons et les neutrons sont liés par l'interaction forte. Pour séparer les nucléons les uns des autres, il faut leur apporter de l'énergie.

L'énergie de liaison, notée E_L , est l'énergie qu'il faut apporter à un noyau d'atome au repos pour le dissocier en ses nucléons isolés et au repos. C'est une grandeur toujours positive.

I-4-2. Défaut de masse

Prenons un exemple : le noyau d'hélium ${}^4_2\text{He}$ ($Z = 2, A = 4$) contient **2 protons** et **2 neutrons**.

En laboratoire, on a mesuré la masse de ${}^4_2\text{He}$, $m({}^4_2\text{He}) = 6,645 \times 10^{-27} \text{ kg}$.

Pour calculer la masse d'un atome c'est la somme de ses constituants (Protons+ Neutrons+ électrons) :

$$m_{\text{atome}} = Zm_p + (A - Z)m_N + Zm_e$$

Mais pour un nucléon (noyau) :

$$m_{\text{nucléon}} = Zm_p + (A - Z)m_N$$

Donc, si on pèse les constituants du noyau d'hélium ${}^4_2\text{He}$ séparément

$$m_{\text{noyau}} = 2 \times m_p + 2 \times m_N = 2 \times 1,673 \cdot 10^{-27} + 2 \times 1,675 \cdot 10^{-27} = \mathbf{6,696 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}$$

On peut observer que : $m({}^4_2\text{He}) < m(2\text{protons} + 2\text{neutrons})$.

Le défaut de masse d'un noyau de symbole A_ZX est la différence entre la masse des nucléons isolés et au repos et la masse du noyau au repos.

$$\begin{aligned} \text{défaut de masse } (\Delta m) &= m_{\text{théorique}} - m_{\text{expérimentale}} \\ m_{\text{théorique}} &= Zm_p + Nm_N \\ m_{\text{expérimentale}} &= m_{\text{noyau}} \end{aligned}$$

Comme on l'a vu avec l'équivalence masse énergie, **l'énergie de liaison d'un noyau est en rapport avec son défaut de masse :**

$$E_L = \Delta m \times c^2$$

Cette énergie est positive puisqu'elle est reçue par le système considéré (noyau).

$$E_L > 0$$

I-4-3. Relation d'équivalence entre la masse et l'énergie

Dans le cadre de la théorie de la relativité restreinte, Albert Einstein (1879–1955) postule au début du XX^{ème} siècle qu'à toute masse correspond une énergie dite **énergie de masse**.

Un système au repos de masse m possède une énergie de masse E telle que :

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

Où ΔE est en joules (J) si m est en kilogramme (kg) et c (la vitesse de la lumière) = $3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

Si ΔE est en MeV donc $\Delta E \text{ (MeV)} = \Delta m \text{ (u.m.a)} \times 931,5$

- **Energie de liaison par nucléon**

Elle est égale à l'énergie de liaison du noyau divisée par le nombre de nucléons présents dans ce noyau :

$$\frac{E_L}{A}$$

On l'exprimera généralement en **J/nucléon** ou bien **Mev/nucléon**.

Dr. SELLAM Manel