

Atome: Généralités

La matière est constituée de particules élémentaires appelées atomes (*le mot dérive de "atomos" qui signifie l'indivisible en Grecque*). La masse et le rayon d'une telle particule sont respectivement de l'ordre de 10^{-26} kg et 10^{-10} m.

L'atome, à son tour, est composé de particules dont les principales sont : protons, neutrons et électrons. Les protons et les neutrons, appelés *nucléons*, sont constitués chacun de 3 quarks, et forment *le noyau* de l'atome.

La charge et la masse des principales particules subatomiques sont données dans le tableau suivant.

Particules	Électron (e^-)	Proton (p)	Neutron (n)
Masse (m) en kg	$9,109 \cdot 10^{-31}$	$1,672 \cdot 10^{-27}$	$1,675 \cdot 10^{-27}$
Charge (q) en coulombs (C)	$- 1,602 \cdot 10^{-19}$	$+ 1,602 \cdot 10^{-19}$	0

Remarques :

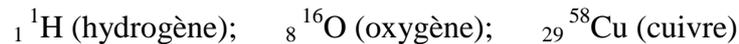
- $m_p \approx m_n \approx 1836 m_e$
- $|q_e| = |q_p|$
- La masse de l'atome est pratiquement égale à celle du noyau.

- Le diamètre du noyau est de l'ordre de 10^{-14} m, et sa masse volumique avoisine 10^{12} g/cm³. Cette valeur est gigantesque par comparaison à celles des masses volumiques usuelles.

Représentation symbolique de l'atome

Par convention, l'atome d'un élément X est représenté par le symbole A_ZX , où Z est le numéro atomique qui est égal au nombre de protons. Z est aussi égale au nombre d'électrons dans le cas d'un atome neutre. A est le nombre de masse ; il est égal au nombre des nucléons (protons + neutrons).

Exemples:



Unité de masse atomique (uma)

L'unité de la masse (kg) adoptée dans le cas des objets macroscopiques ne convient pas dans le cas des particules subatomiques, dont la masse est de l'ordre de 10^{-27} kg.

Pour définir une nouvelle unité plus adaptée, il a été convenu de considérer que l'isotope ${}^6_{12}\text{C}$ soit la référence pour tous les éléments et que sa masse est égale à 12 uma. Il en découle :

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{N} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

N est le nombre d'Avogadro ($6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)

Dans ce cas les masses des nucléons et de l'électron exprimées en uma sont :

$$m_p = 1,0071 ; \quad m_n = 1,0089 ; \quad m_e = 5,486 \cdot 10^{-4}$$

Il peut être remarqué que le nombre de masse (A) représente la masse de l'atome en uma.

La masse molaire d'un élément, exprimée en gramme, correspond à la masse de N atomes de cet élément, soit une mole.

Isotopes

Les atomes d'un élément ${}_Z X$ possédant des nombres de masse différents, sont appelés isotopes.

Exemple :

${}_6^{12}\text{C}$, ${}_6^{13}\text{C}$ et ${}_6^{14}\text{C}$ sont les isotopes du carbone (C).

Isotopes de l'hydrogène: ${}_1^1\text{H}$ (hydrogène), ${}_1^2\text{H}$ (deutérium D) et ${}_1^3\text{H}$ (tritium T)

La masse atomique (M) d'un élément est reliée à la masse des atomes (M_i) de ses isotopes par la relation $M = \sum X_i M_i$; où X_i est la fraction atomique de l'isotope i . X_i est appelée abondance relative (ou abondance naturelle) de l'isotope i .

$X_i = n_i / \sum n_i$; $\sum X_i = 100\%$, avec n_i : nombre d'atomes ou de moles de l'isotope i , et $\sum n_i = n_T$: nombre total d'atomes ou de moles des isotopes de l'élément.

Exemple :

Dans la nature, l'azote N se trouve sous la forme de ${}_7^{14}\text{N}$ et ${}_7^{15}\text{N}$. La masse atomique de l'isotope ${}_7^{14}\text{N}$ est égale à 14,003 uma et son abondance naturelle est de 99,63 %. Quant à l'isotope ${}_7^{15}\text{N}$ de masse atomique 15,00109 uma, son abondance naturelle n'est que de 0,37%. Ainsi, la masse atomique de l'azote naturel est :

$$M = \frac{14,003 \times 99,63 + 15,00109 \times 0,37}{100} = 14,00668 \text{ uma}$$

Cette valeur est plus proche de la masse de l'isotope le plus abondant.

Énergie de cohésion du noyau

La masse des nucléons, pris séparément, est toujours supérieure à celle du noyau. Le défaut de masse (Δm) :

$$\Delta m = | m_{\text{noyau}} - (\Sigma m_p + \Sigma m_n) | \approx | m_{\text{atome}} - (\Sigma m_p + \Sigma m_n) |$$

est transformé en énergie selon la relation $E = \Delta m C^2$ où C est la vitesse de la lumière (3×10^8 m/s). E représente l'énergie de cohésion du noyau.

Remarques :

- L'énergie correspondante au défaut de masse de 1 u.m.a., soit $1,66 \cdot 10^{-24}$ g, est :
 $E = 1,6610^{-27} \times (310^8)^2 = 1,49410^{-10}$ J ; soit $E = 933,7510^6$ eV = 933,8 MeV

- La comparaison de la stabilité des noyaux se fait sur la base des rapports E/A . A étant la somme des nucléons.

Exemples:

$${}_1^3\text{H} \quad E/A = 2,71 \text{ MeV/nucléon}$$

$${}_{92}^{238}\text{U} \quad E/A = 7,57 \text{ MeV/nucléon}$$

(Le noyau de ${}_{92}^{238}\text{U}$ est plus stable que celui de ${}_1^3\text{H}$)