

Atomes et éléments : faire le point

I. Caractéristiques de l'atome

II. Élément chimique

- 1. Définition**
- 2. Mole, Unité de masse atomique**
- 3. Isotopes**
- 4. Masse molaire atomique**

Atomes et éléments : faire le point

I. Caractéristiques de l'atome

L'atome est constitué d'un noyau chargé positivement (association de protons et neutrons) autour duquel se trouvent les électrons (chargés négativement). Le diamètre du noyau est de l'ordre de 10^{-14} m, celui de l'atome est d'environ 10^{-10} m = 0,1 nm = 100 pm.

Caractéristiques des particules subatomiques :

Particule	Masse/kg	Charge/C
Électron	$9,1095 \cdot 10^{-31}$	$-1,602 \cdot 10^{-19}$
Proton	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	$1,602 \cdot 10^{-19}$
Neutron	$1,6749 \cdot 10^{-27}$	0

— $m_{\text{proton}} = 1836 \times m_{\text{électron}} \approx m_{\text{neutron}}$. La masse d'un atome est la masse de son noyau en première approximation.

— Un atome est constitué de vide essentiellement.

Dans le noyau de l'atome il y a : Z protons et N neutrons soit (N+Z) nucléons. Z électrons assurent l'électroneutralité de l'atome.

Définitions :

Le numéro atomique, Z, est le nombre de protons dans le noyau.

Le nombre de masse ou nombre de nucléons, A est tel que $A = Z + N$.

II. Élément chimique

1. Définition

Un élément chimique est un ensemble de nucléïdes qui ont tous le même numéro atomique Z.

Pour l'ensemble de ces nucléïdes, on peut alors utiliser le même symbole littéral.

Cl, Cl⁻

La classification périodique des éléments recense l'ensemble des 118 éléments connus à ce jour.

Pour l'élément chlore, on peut lire . $^{15}_{35,45} \text{Cl}$ Pour l'atome de carbone $^{6}_{12} \text{C}$

2. Mole, unité de masse atomique

— La mole : la mole est l'unité de quantité de matière : symbole : mol

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12 . $^{6}_{12} \text{C}$

Dans 12 g de carbone , $^{6}_{12} \text{C}$ il y a N_a atomes de carbone 12, et N_a est la constante d'Avogadro.

$$N_a = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

— **L'unité de masse atomique : symbole : u ou uma**

L'unité SI de masse le kg, est inadaptée à l'échelle atomique, on définit l'unité de masse atomique :

$$\begin{aligned} 1u &= 1/12 \times (\text{masse d'un atome de } {}^{12}_6\text{C}) \\ 1u &= (1/12) \times 12 \cdot 10^{-3} / N_a = 10^{-3} / N_a \text{ kg} = 1/N_a \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ N_a \cdot u &= 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Ainsi : $m_{\text{proton}} = m_{\text{neutron}} \approx 1 \text{ u}$ et $m_{\text{électron}} = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ u}$

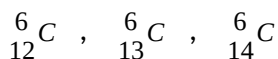
La masse des électrons étant négligeable devant celles des nucléons :

- la masse atomique d'un atome ${}_A^Z X$ est sensiblement égale à A u
- la masse molaire de ${}_A^Z X$ est sensiblement égale à A g.mol⁻¹.

3. Isotopes ${}^{35,45}_{15}\text{Cl}$

Définition : deux isotopes sont deux atomes qui possèdent le même nombre de protons (associés au même élément) mais un nombre de neutrons différent. Ils diffèrent par leur nombre de masse A (c'est à dire par leur nombre de neutrons).

Exemples d'isotopes : ${}_1^1\text{H}$; ${}_2^2\text{H}$ (deutérium) ; ${}_3^3\text{H}$ (tritium)



La teneur en isotopes d'un élément chimique naturel est donnée par l'abondance isotopique (exprimée en pourcentage).

4. Masse molaire atomique

À l'état naturel, les éléments chimiques sont le plus souvent des mélanges d'isotopes dont les proportions restent constantes. La masse molaire d'un élément chimique est la moyenne pondérée par les abondances naturelles des masses molaires des isotopes : $M = \sum_i x_i \cdot M_i$

Chlore naturel	${}^{35}_{15}\text{Cl}$	${}^{37}_{15}\text{Cl}$
x_i	0,758	0,242
M_i	35	37

$$\Rightarrow M = \sum_i x_i \cdot M_i = 35,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$