

<i>Séquence 1</i>	<h2 style="color: #0070C0; margin: 0;">La masse molaire</h2>
-------------------	--------------------------------------------------------------

A. Le modèle de l'atome

A.1. Structure de l'atome	P1
A.2. Le noyau et son symbole	P1
A.3. L'élément chimique	P1
A.4. Les isotopes	P2

B. La masse molaire

B.1. Rappel : la quantité de matière	P2
B.2. La masse molaire atomique	P2
B.3. La masse molaire d'une espèce chimique	P3

A. Le modèle de l'atome

A.1. Structure de l'atome

♦ **L'atome** est composé d'un noyau chargé positivement autour duquel se déplacent des **électrons** chargés négativement.

Le noyau est composé de deux sortes de particules, **les nucléons** :

- **Les protons** chargés positivement
- **Les neutrons** qui sont neutres.

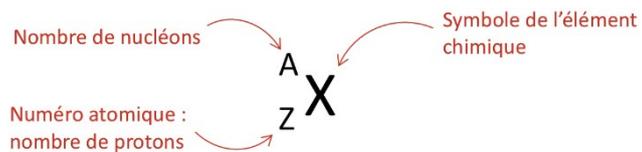
A.2. Le noyau et son symbole

♦ Le nombre de charge **Z** ou **numéro atomique** d'un noyau est le nombre de protons qu'il contient

♦ Le **nombre de masse A** d'un noyau est le nombre de ses nucléons

↳ Le nombre de neutrons (N) est donc $N = A - Z$.

• Le symbole d'un noyau est :



Exemple :

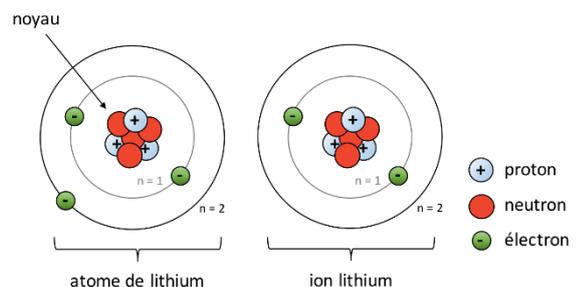
Le noyau de l'atome de lithium possède 3 protons et 7 nucléons. Représentation du noyau : ${}^7_3\text{Li}$.
 On a : $Z = 3$ et $A = 7$. On peut donc en déduire son nombre de neutrons : $A - Z = 7 - 3 = 4$.

A.3. L'élément chimique

♦ **Un élément chimique** est l'ensemble des atomes et des ions dont le noyau possède le même nombre de protons

Exemple :

L'atome et l'ion représentés ci-contre possèdent un noyau ayant trois protons. Ils correspondent donc tous deux au même élément : le lithium.



A.4. Les isotopes

♦ Deux **isotopes** d'un élément chimique possèdent le même nombre de protons mais un nombre de neutrons différent

Isotopes		
Même nombre de protons	↔	Même numéro atomique Z
Nombre de neutrons différent	↔ Nombre de nucléons différents ↔	Nombre de masse A différent

Exemple :

${}^1_1\text{H}$; ${}^2_1\text{H}$ et ${}^3_1\text{H}$ sont les isotopes de l'élément hydrogène et contiennent respectivement 0, 1 et 2 neutrons. Leur point commun est leur numéro atomique $Z = 1$. Les atomes et ions ayant un seul proton appartiennent à l'élément hydrogène.

B. La masse molaire d'un élément chimique

B.1. Rappel : la quantité de matière

• La **mole** est un **lot d'entités** (molécule, ion, atome...) d'une espèce.

♦ 1 mole d'entité contient **$6,02 \times 10^{23}$ entités** de cette espèce.

♦ Le nombre d'entité qui s'exprime en mole (mol en abrégé) est la **quantité de matière n**.

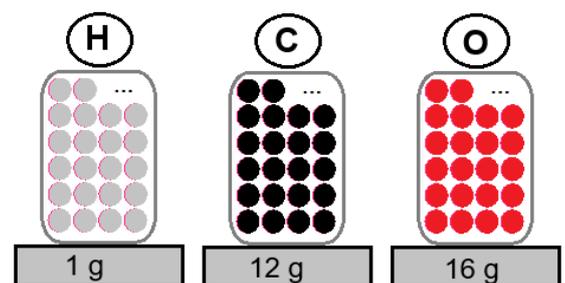
Exemple :

1 mol de glucose correspond à $6,02 \times 10^{23}$ molécules de glucose.

B.2. La masse molaire atomique

♦ La **masse molaire d'un élément chimique** est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Elle est notée M et s'exprime en gramme par mole ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$).

• Plaçons sur une balance un paquet contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes, soit une mole d'atomes :



Le sac contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes d'hydrogène a une masse de 1 g

↪ la masse d'une mole d'atome d'hydrogène est donc de 1 g : on note **$M(\text{H}) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$**

Le sac contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de carbone a une masse de 12 g

↪ la masse d'une mole d'atome de carbone est donc de 12 g : on note **$M(\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$**

Le sac contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes d'oxygène a une masse de 16 g

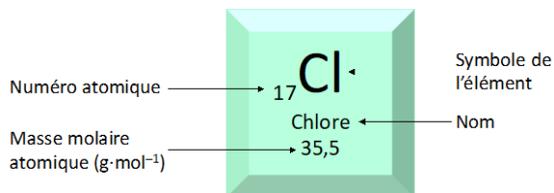
↪ la masse d'une mole d'atome d'oxygène est donc de 16 g : on note **$M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$**

♦ Les masses molaires atomiques sont données dans la classification périodique. Elles sont calculées à partir de la composition isotopique de l'élément chimique considéré

Exemple :

Composition isotopique de l'élément chlore :

Isotope du chlore	^{35}Cl	^{37}Cl
Proportions (%)	75,8 %	24,2 %



La masse molaire de l'élément chlore vaut donc : $M_{\text{Cl}} = 35 \times 75,8/100 + 37 \times 24,2/100 = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

B.3. La masse molaire d'une espèce chimique

• 1 molécule d'eau H_2O est constitué d'1 atome d'oxygène O et de 2 atomes d'hydrogène H.

Dans un paquet contenant $6 \cdot 10^{23}$ molécules d'eau, on aura donc $6 \cdot 10^{23}$ atomes O (qui ont une masse de 16 g) et $12 \cdot 10^{23}$ atomes H (qui ont une masse de 2 g)

↳ La masse du paquet de molécules d'eau sera donc de 18 g

♦ La masse molaire d'une molécule est égale à la somme des masses molaires des atomes qui la composent.

Exemples :

- Le dioxyde de carbone CO_2 est constitué d'un atome de carbone et de deux atomes d'oxygène. La masse molaire du CO_2 vaut donc :

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

- L'acétone possède la formule brute suivante : $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$. Il est donc constitué de trois atomes de carbone, six atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène. La masse molaire de l'acétone vaut donc :

$$M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 3 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 3 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0 = 58,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

♦ Pour un ion monoatomique, la masse molaire est identique à celle de l'atome qui lui a donné naissance.

♦ Pour un ion polyatomique, la masse molaire est égale à la somme des masses molaires des atomes qui composent l'ion

Exemples :

- $M(\text{Cl}^-) = M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- $M(\text{H}_3\text{O}^+) = M(\text{H}_3\text{O}) = 3 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 3 \times 1,0 + 16,0 = 19,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$