

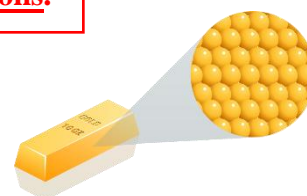
Chapitre 10 : **La quantité de matière****I Electroneutralité de la matière**

Rappel : une espèce chimique est constituée d'un nombre très élevé d'entités chimiques microscopiques identiques.

Les entités microscopiques peuvent être constituées d'atomes, de molécules ou d'ions.

Exemples :

- le sucre est constitué de molécules de saccharose de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$.
- Un lingot d'or est constitué d'atomes d'or.



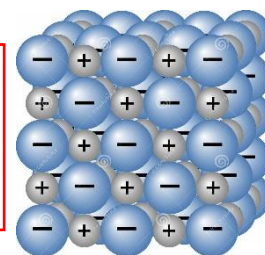
Rappel : Un atome et une molécule (constituée d'atomes) sont électriquement neutres.

Un ion monoatomique est un atome qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons. Il n'est donc pas neutre mais il est chargé soit positivement (cation), soit négativement (anion).

Un composé ionique est une substance constituée de cations et d'anions liés entre eux par interactions électrostatiques.

Écriture du nom d'un composé ionique :

« nom de l'ion négatif » de « nom de l'ion positif ».



Exemple : Composé ionique constitué d'ions aluminium Al^{3+} et d'ions chlorure Cl^{-}

Nom : Chlorure d'aluminium

Un composé ionique est électriquement neutre. Les charges positives des cations doivent compenser les charges négatives des anions.

La proportion des cations et anions est telle que leurs charges s'annulent. Sa formule chimique exprime cette proportion en mettant des indices à côté de chaque formule des ions (sauf pour 1).

Écriture de la formule chimique : Formule de l'ion positif (sans la charge) puis formule de l'ion négatif (sans la charge), avec d'éventuels chiffres en indice, pour respecter l'électroneutralité du composé.

Exemple : Composé ionique constitué d'ions bromure Br^{-} et d'ions cuivre Cu^{2+} , il doit contenir 2 ions bromure pour un ion cuivre.

Nom : Bromure de cuivre

Formule : $CuBr_2$

Exercice :

Ions présents dans le composé ionique	Nom du composé ionique	Formule du composé ionique
Ions chlorure Cl^{-} et ions sodium Na^{+}	chlorure de sodium	$NaCl$
Ions iodure I^{-} et ions potassium K^{+}	iodure de potassium	KI
Ions magnésium Mg^{2+} et ions chlorure Cl^{-}	chlorure de magnésium	$MgCl_2$
Ions sodium Na^{+} et ions sulfure S^{2-}	sulfure de sodium	Na_2S
Ions fluorure F^{-} et ions calcium Ca^{2+}	fluorure de calcium	CaF_2
Ions aluminium Al^{3+} et ions sulfure S^{2-}	sulfure d'aluminium	Al_2S_3

II Relation entre masse et nombre d'entités

1) Masse d'une entité chimique

La masse d'une molécule est égale à la somme des masses des atomes qui la constituent.

Il faut donc connaître la formule de la molécule ainsi que les masses de chaque sorte d'atomes. Ces données seront toujours fournies.

Exemple : Calculer la masse d'une molécule d'éthanol, de formule C_2H_6O .

$$\begin{aligned}m(C_2H_6O) &= 2 \times m(C) + 6 \times m(H) + m(O) \\ &= 2 \times 1,99 \times 10^{-23} + 6 \times 1,67 \times 10^{-24} + 2,66 \times 10^{-23} \\ &= \underline{7,64 \times 10^{-23} \text{ g}}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}m(H) &= 1,67 \times 10^{-24} \text{ g} \\ m(C) &= 1,99 \times 10^{-23} \text{ g} \\ m(O) &= 2,66 \times 10^{-23} \text{ g}\end{aligned}$$

Dans le cas d'un ion, la masse des électrons perdus ou gagnés est négligeable par rapport à la masse de l'atome. La masse d'un ion est donc considérée comme égale à la masse de l'atome correspondant.

Exemple : Calculer la masse de l'ion oxyde de formule O^{2-} : $m(O^{2-}) = m(O) = \underline{2,66 \times 10^{-23} \text{ g}}$

2) Nombre d'entités dans un échantillon

La masse d'un échantillon de matière est proportionnelle au nombre d'entités qu'il contient. Plus un objet est lourd, plus il contient d'entités. S'il est deux fois plus lourd, alors il contient deux fois plus d'entités.

Le nombre d'entités, noté N , que contient un échantillon de masse notée « $m_{\text{échantillon}}$ » se calcule à partir de la masse d'une entité, notée « $m_{\text{entité}}$ » :

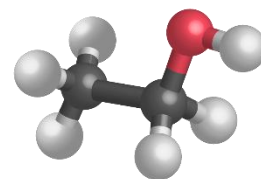
$$N = \frac{m_{\text{échantillon}}}{m_{\text{entité}}}$$

Nombre d'entité(s)	Masse correspondante (en gramme)
1 entité	$m_{\text{entité}}$
N entités	$m_{\text{échantillon}}$

N est un nombre d'entités, il est donc sans unité. Ce nombre est forcément très grand ! Les deux masses doivent être dans la même unité (g ou kg).

Exemple : Calculer le nombre N de molécules d'éthanol contenues dans 10 g d'éthanol.

$$N = \frac{m_{\text{échantillon}}}{m_{\text{entité}}} = \frac{10}{7,64 \times 10^{-23}} = \underline{1,31 \times 10^{23} \text{ molécules d'éthanol.}}$$



III Qu'est-ce que la mole ?

Un échantillon de matière à notre échelle contient un très grand nombre d'atomes.

Par exemple, 6 g d'aluminium contiennent environ $1,34 \times 10^{23}$ atomes (134 000 milliards de milliards d'atomes). Pour éviter d'utiliser d'aussi grands nombres, les chimistes ont créé une unité de mesure plus adaptée : la **mole**.

1) Définition de la mole

La mole est une unité (comme le mètre ou le litre). Le symbole de mole est « mol ».

C'est l'unité d'une grandeur appelée « quantité de matière ». La quantité de matière se note « n ».

Comme la mole est une unité, on peut définir des multiples ou des sous-multiples. Comme le millimètre, il existe la millimole ($1 \text{ mmol} = 0,001 \text{ mol} = 10^{-3} \text{ mol}$) ou la micromole ($1 \text{ } \mu\text{mol} = 10^{-6} \text{ mol}$). Les autres multiples sont rarement utilisés.

Un petit tableau pour récapituler :

Grandeur	Notation de la grandeur	Unité de mesure	Symbole de l'unité	Exemple
masse	m	gramme	g	m = 500 g
volume	V	litre	L	V = 2,5 L
quantité de matière	n	mole	mol	n = 3,6 mol

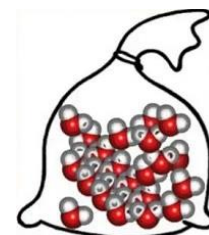
Demander la quantité de matière présente dans un échantillon revient donc à calculer le nombre de mole(s) qu'il contient (tout comme demander la masse d'un objet revient à calculer son nombre de gramme).

Une **mole d'entités chimiques (atomes, molécules, ions)** est la quantité de matière d'une espèce contenant $6,02 \times 10^{23}$ entités.

Exemples :

- Dans 1 mole d'atomes d'aluminium (de symbole Al), il y a $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'aluminium. Cela se note : $n(\text{Al}) = 1 \text{ mol}$.
- Dans 2,6 moles d'atomes de fer (de symbole Fe), il y a $2,6 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,6 \times 10^{24}$ atomes de fer. Cela se note : $n(\text{Fe}) = 2,6 \text{ mol}$.

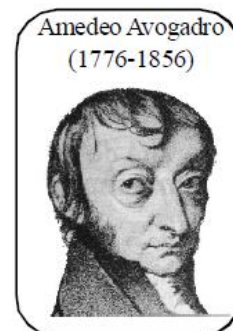
La mole est donc une unité de comptage au même titre que la centaine, la douzaine ou la ramette de feuilles, sauf que cette unité est immense (environ 600 000 milliards de milliards d'unités !).



De la même manière qu'il y a autant d'éléments dans une douzaine de pommes que dans une douzaine d'œufs, **il y a le même nombre d'atomes dans une mole de carbone que dans une mole de plomb.**

Ce nombre est appelé constante d'Avogadro. Il est noté N_A .

Il s'agit du nombre d'entités pour une mole, donc par mole. Son unité est donc « atomes/mol », soit « atomes.mol⁻¹ ». Or « atomes » n'est pas une unité. L'unité de la constante d'Avogadro est donc « mol⁻¹ ».



Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

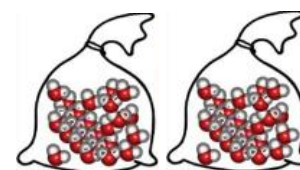
Remarque : Bonne nouvelle, la valeur de cette constante n'est pas à apprendre. Elle fait partie des constantes importantes de la physique et **sera toujours donnée dans les exercices.**

2) Relation entre quantité de matière et nombre d'entités

Par définition, **une mole** d'entités contient $6,02 \times 10^{23}$ ($= N_A$) atomes.

Deux moles d'entités contiennent deux fois plus d'entités. Elles contiennent donc $2 \times 6,02 \times 10^{23} = 12,04 \times 10^{23}$ entités.

La quantité de matière (le nombre de moles) est donc proportionnelle au nombre d'entités correspondant.



On peut donc établir un tableau de proportionnalité entre le nombre d'entités et la quantité de matière.

Cela permet de calculer le nombre N d'entités contenues dans n mole(s) de matière.

Nombre d'entités	Quantité de matière
$N_A (= 6,02 \times 10^{23})$ entités	1 mole
N entités	n mole(s)

On obtient une relation de proportionnalité entre la **quantité de matière n** d'un échantillon et le **nombre N d'entités** qu'il comporte :

$$\boxed{N = N_A \times n} \quad \text{ou} \quad \boxed{n = \frac{N}{N_A}} \quad \text{Avec } n : \text{ quantité de matière de l'échantillon en mole (mol)}$$

N : nombre d'entités dans l'échantillon (sans unité)
 $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Remarque : attention, il ne faut pas confondre « petit n » : quantité de matière et « grand N » : nombre d'entités.

Exercice 1 :

a) Combien y a-t-il d'atomes de zinc (de symbole Zn) dans 4,8 moles de zinc ?

$$N = N_A \times n(\text{Zn}) = 6,02 \times 10^{23} \times 4,8 = \underline{2,9 \times 10^{24} \text{ atomes de zinc.}}$$

b) Combien y a-t-il de molécules d'eau (de formule H₂O) dans 0,30 mol d'eau ?

$$N = N_A \times n(\text{H}_2\text{O}) = 6,02 \times 10^{23} \times 0,30 = \underline{1,8 \times 10^{23} \text{ molécules d'eau.}}$$

c) Quelle quantité de matière de chlorure correspond à $2,107 \times 10^{24}$ ions chlorure ?

$$n(\text{Cl}^-) = \frac{N}{N_A} = \frac{2,107 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23}} = \underline{3,5 \text{ mol de chlorure.}}$$

Exercice 2 :

Le trophée de la coupe du monde de football est composé de 3 727,5 g d'or pur.

a) Sachant que la masse d'un atome d'or est égale à $3,27 \times 10^{-22}$ g, calculer le nombre N d'atomes d'or présents dans ce trophée.

$$N = \frac{m_{\text{échantillon}}}{m_{\text{entité}}} = \frac{3727,5}{3,27 \times 10^{-22}} = \underline{1,14 \times 10^{25} \text{ atomes d'or.}}$$

b) En déduire la quantité de matière d'or (de symbole Au) correspondante.

$$n(\text{Au}) = \frac{N}{N_A} = \frac{1,14 \times 10^{25}}{6,02 \times 10^{23}} = \underline{18,9 \text{ mol d'or.}}$$



Exercice 3 :

La masse d'un morceau de sucre est estimée en moyenne à 6,0 g. Le sucre est constitué de molécules de saccharose de formule C₁₂H₂₂O₁₁.

Données :

$$m(\text{H}) = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$m(\text{C}) = 1,99 \times 10^{-23} \text{ g}$$

$$m(\text{O}) = 2,66 \times 10^{-23} \text{ g}$$

a) Calculer la masse d'une molécule de saccharose.

$$\begin{aligned} m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) &= 12 \times m(\text{C}) + 22 \times m(\text{H}) + 11 \times m(\text{O}) \\ &= 12 \times 1,99 \times 10^{-23} + 22 \times 1,67 \times 10^{-24} + 11 \times 2,66 \times 10^{-23} \\ &= \underline{5,68 \times 10^{-22} \text{ g}} \end{aligned}$$

b) Calculer le nombre de molécules de saccharose contenues dans un morceau de sucre.

$$N = \frac{m_{\text{échantillon}}}{m_{\text{entité}}} = \frac{6,0}{5,68 \times 10^{-22}} = \underline{1,05 \times 10^{22} \text{ molécules de saccharose.}}$$

c) En déduire la quantité de matière de saccharose contenue dans un morceau de sucre.

$$n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = \frac{N}{N_A} = \frac{1,05 \times 10^{22}}{6,02 \times 10^{23}} = \underline{1,74 \times 10^{-2} \text{ mol (0,0174 mol) de saccharose.}}$$

