

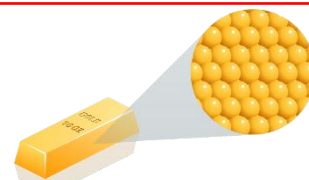
I Electroneutralité de la matière

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

Les entités microscopiques peuvent être constituées

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.

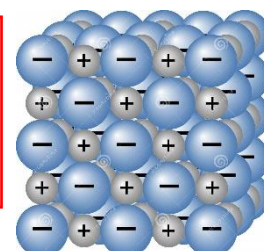


Rappel : Un atome et une molécule (constituée d'atomes) sont électriquement

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 (.....), soit (.....).

.....

Ecriture du nom d'un composé ionique :
 « nom de l'ion » de « nom de l'ion ».



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

Nom :

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

La des cations et anions est telle que leurs charges

Sa formule chimique exprime cette proportion des ions (sauf pour 1).

Ecriture de la formule chimique : Formule de l'ion (sans la charge) puis formule de l'ion (sans la charge), avec d'éventuels , pour respecter 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** : **Formule** :

Exercice :

Ions présents dans le composé ionique	Nom du composé ionique	Formule du composé ionique
Ions chlorure Cl^- et ions sodium Na^+		
Ions et ions	iodure de potassium	
Ions et ions		$MgCl_2$
Ions sodium Na^+ et ions sulfure S^{2-}		
Ions et ions	fluorure de calcium	
Ions aluminium Al^{3+} et ions sulfure S^{2-}		

II Relation entre masse et nombre d'entités

1) Masse d'une entité chimique

La masse d'une molécule est égale à

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 .

.....
.....
.....

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

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

Exemple : Calculer la masse de l'ion oxyde de formule O^{2-} :

2) Nombre d'entités dans un échantillon

La masse d'un échantillon de matière est 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.

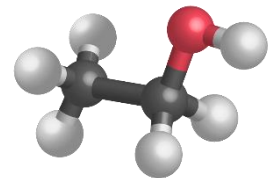
Le nombre d'entités, noté N , que contient un échantillon de masse notée « $m_{\text{échantillon}}$ » se calcule à partir de la masse d'une entité, notée « $m_{\text{entité}}$ » :

Nombre d'entité(s)	Masse correspondante (en gramme)
1 entité	
N entités	

N est un nombre d'entités, il est donc Ce nombre est forcément très grand !
Les deux masses doivent être dans la

Exemple : Calculer le nombre N de molécules d'éthanol contenues dans 10 g 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 (comme le mètre ou le litre). Le symbole de mole est « ».
C'est l'unité d'une grandeur appelée « ». La quantité de matière se note « ».

Comme la mole est une unité, on peut définir des multiples ou des sous-multiples. Comme le millimètre, il existe la (..... = =) ou la (..... =). 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 = 500 g
volume				V = 2,5 L
quantité de matière				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).

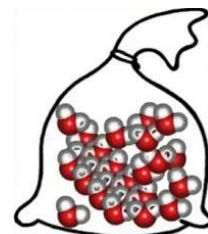
.....

.....

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 :
- 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 :

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 Il est noté

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 ».

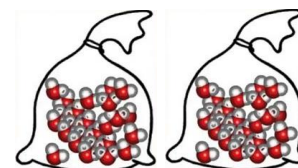


Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

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 d'entités. Elles contiennent donc entités.
 La quantité de matière (le nombre de moles) est donc 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	
N entités	

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

ou

n : 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 ?

.....

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

.....

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

.....
.....

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

.....
.....



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



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

.....
.....
.....

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

.....
.....

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

.....
.....