Partie I : LA MATIÈRE

- *Différencier atome, molécule, ion (cation,anion}*
- *Exploiter l'électroneutralité pour écrire des formules de composés ioniques*
- *Connaitre la définition de la mole pour calculer une quantité de matière*
- *Calculer un nombre d'entités dans un échantillon*

Chapitre 3

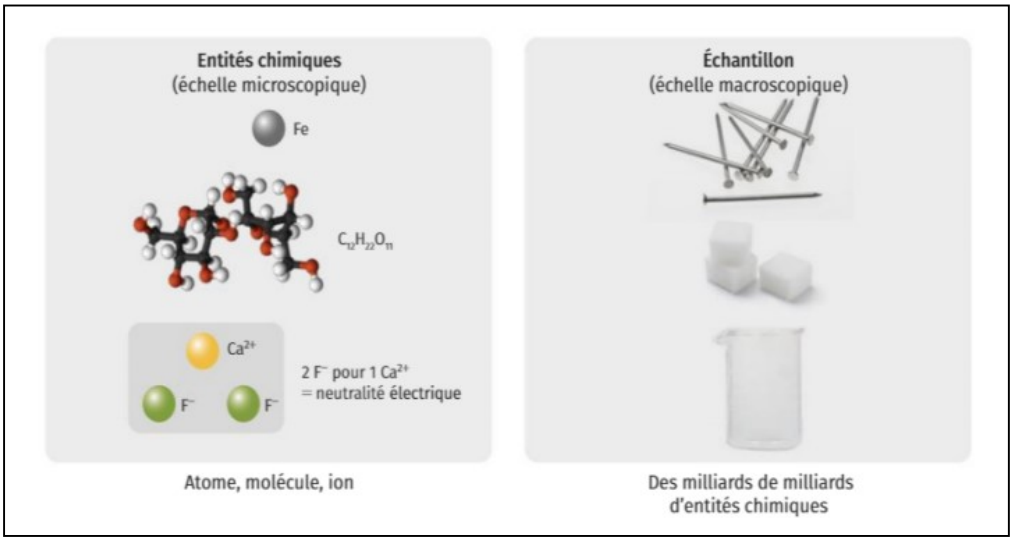
Quantité de matière

I. Constitution de la matière

1. A l'échelle micro/macroscopique

Depuis le début du XXe siècle, l'existence des atomes est confirmée. Ils ont même pu être visualisés dès les années 1950. A l'échelle microscopique, il faut considérer différents types de structures chimiques s'appuyant sur la notion d'atome:

- La structure atomique (par exemple le fer : Fe) ;
- La structure moléculaire (par exemple le saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$) ;
- La structure ionique (par exemple Na^{+} et Cl^{-} dans une eau salée) ;



2. Cas des composés ioniques

On appelle **composés ioniques** des corps constitués d'ions liés entre eux par des interactions électrostatiques.

L'**électroneutralité** est vérifiée en permanence. Un composé ionique apporte donc en solution **autant de charges positives que de charges négatives.**

Exemple de quelques composés ioniques:

- NaCl (sel de cuisine) se dissocie dans l'eau en Na+ et Cl-
- $Al_2(SO_4)_3$ (sulfate d'aluminium) se dissocie dans l'eau en 2 Al^{3+} et $3SO_4^{2-}$.

II. La mole

Lorsqu'on désire acheter des bonbons, on doit les prendre par paquets. Il n'est guère possible et peu pratique de les acheter à l'unité.
Pour la même raison, on quantifie les atomes ou les molécules par paquets car il est impossible de considérer de telles entités une à une.

Si par exemple les TicTac® sont vendus par paquets de 80 pièces (= **une boite**), les atomes ou les molécules sont eux comptés par paquets de 602 mille milliards de milliards de pièces (= **une mole**).

Définition

La mole est un « paquet » de 6,02 x 10^{23} entités chimiques identiques.

Exemples

- Une mole d'atomes de carbone correspond donc à 6,02 x 10^{23} atomes
- Une mole de molécules d'eau correspond donc à 6,02 x 10^{23} molécules d'eau
- Deux moles de molécules de dioxyde de carbone correspond à 2 x 6,02 x 10^{23} =1,204 x 10^{24} molécules de dioxyde de carbone.

La **mole** est une unité notée **n** de symbole **mol**.

La mole est une unité qui a été définie par le chimiste italien Amedeo Avogadro et le nombre d'entités auquel elle correspond a été appelé le nombre d'Avogadro (noté N_A).

Nombre d' Avogadro : $\mathbf{N_A = 6{,}02 \times 10^{23}}$

Ainsi pour indiquer le nombre d'entités chimiques (N) à partir d'une quantité de matière exprimée en mol (n) on peut utiliser la relation suivante :

$$N = n \times N_A$$

Exemple

Si un échantillon de matière est constitué de 2,5 mol de Glucose alors le nombre N de molécules de glucose est:
$N = n \times N_A = 2{,}5 \times 6{,}02 \times 10^{23} = 1{,}50 \times 10^{24}$ molécules

On peut exprimer n par la relation :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Exemple

Si un échantillon comporte 1,806 x 10^{24} molécules de glucose alors la quantité de matière correspondante est:

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{1{,}806 \times 10^{24}}{6{,}02 \times 10^{23}} = 3 \text{ mol}$$

Exercice 1 :

a. Si une boite de TicTac® contient 80 bonbons, combien de bonbons trouve-t-on dans 3 boites ?
b. Sachant qu'une mole de fer contient 6,022 × 10^{23} atomes de fer, combien trouve-t-on d'atomes de fer dans 3 moles ?
c. Si une personne veut disposer de 400 TicTac®, combien de boites doit-elle acheter ?
d. Si une personne veut disposer de 3,2 × 10^{24} atomes de fer, combien de moles de fer doit-elle prendre ?
e. Combien de molécules trouve-t-on dans une mole de molécules de dioxygène ? Combien d'atomes ?

Exercice 2 :

a. Sachant qu'un litre d'eau pure contient 55,6 *mol* de molécules d'eau, en déduire la masse d'une mole de molécules d'eau.
b. Combien de molécules d'eau trouve-t-on dans ce litre ?
c. Sachant qu'un atome d'hydrogène a une masse de $m_H = 1{,}661 \times 10^{-24}$ *g* et qu'un atome d'oxygène a une masse de $m_O = 2{,}657 \times 10^{-23}$ *g*, déterminer la masse d'une molécule d'eau.
d. En déduire la masse d'une mole de molécules d'eau. Ce résultat est-il en accord avec la question a. ?

III. La quantité de matière

Comme déterminé précédemment, la masse d'une mole d'eau vaut 18,0 *g*.
On écrira donc que la **masse molaire** (= masse d'une mole) notée ***M*** de l'eau vaut : M_{H2O} = 18,0 *g/mol*

Ainsi, on peut écrire que :	**1** *mol* de H_2O	a une masse de	$m = \mathbf{1} \times 18{,}0 = 18{,}0$ *g*
On en déduit donc que :	**2** *mol* de H_2O	ont une masse de	$m = \mathbf{2} \times 18{,}0 = 36{,}0$ *g*
Et donc :	**3** *mol* de H_2O	ont une masse de	$m = \mathbf{3} \times 18{,}0 = 54{,}0$ *g*

D'où, d'une manière générale : ***n*** *mol* de H_2O ont une masse de $m = \mathbf{n} \times 18{,}0$ *g*

A retenir :

La masse *m* que représente une quantité *n* d'une espèce chimique de masse molaire *M* est donnée par la relation :

$$m =$$

Remarque :
« ***Déterminer la quantité de matière...*** » signifie « ***Déterminer le nombre de moles...*** ».

Exercice 3 :

a. Sachant que 2,5 *mol* de saccharose ont une masse de 855 *g*, déterminer la masse molaire *M* du saccharose.
b. Déterminer la quantité de matière présente dans 100 *g* de saccharose.

Exercice 4 : ***Vrai ou faux ?***

V	F	
☐	☐	Il y a le même nombre d'atomes dans une mole de fer que dans une mole d'hydrogène.
☐	☐	Les atomes et les molécules sont toujours des entités électriquement neutres.
☐	☐	Une solution ionique est neutre car elle contient toujours autant de cations que d'anions.
☐	☐	Dans une mole d'eau on retrouve 2 moles d'atomes d'oxygène et une mole d'atomes d'hydrogène.
☐	☐	Un ensemble de $2{,}4 \times 10^{23}$ atomes de soufre représente une quantité d'environ 0,4 *mol*.
☐	☐	L'unité *mol* est l'abréviation de « molécule ».
☐	☐	La population humaine sur Terre totalise plusieurs dizaines de moles d'individus.
☐	☐	Dans une mole de saccharose $C_6H_{12}O_6$ il y a 12 moles d'atomes d'hydrogène.