

Chapitre 8 : Quantité de matière, où l'art du comptage en chimie

Introduction

Une goutte d'eau occupe, en moyenne, un volume de 0.05 mL. Dans cette petite goutte, il y a 1 680 000 000 000 000 molécules d'eau ! C'est un nombre gigantesque.



Il n'est donc **pas pratique** de manipuler des nombres aussi importants. Les chimistes ont donc eu l'idée suivante : créer des « paquets de molécules » qui contiennent tous exactement le même nombre de molécule. Cela permet de faire facilement des comparaisons de nombres acceptables. On ne compte plus que ces paquets qui sont appelés « moles ».

I) Masse et nombre d'entités chimiques

a) Masse d'une molécule (ou d'un ion polyatomique)

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

Atome	C	H	O	Na	Cu	S	Cl	Fe	N
Masse (g)	$1,99 \times 10^{-23}$	$1,66 \times 10^{-24}$	$2,66 \times 10^{-23}$	$3,82 \times 10^{-23}$	$1,05 \times 10^{-22}$	$5,33 \times 10^{-23}$	$5,90 \times 10^{-23}$	$9,27 \times 10^{-23}$	$2,33 \times 10^{-23}$

Exemple

Calculons la masse d'une seule molécule d'eau :

$$m(H_2O) = 2 \times m(H) + m(O)$$

$$m(H_2O) = 2 \times 1.66 \cdot 10^{-24} + 2.66 \cdot 10^{-23}$$

$$m(H_2O) = 2.99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Calculer la masse de l'ion ammonium NH_4^+

b) Nombre d'entité et masses

Le nombre N d'entités chimiques dans un échantillon est donné par :

$$N = \frac{m_{échantillon}}{m_{entité}} = \frac{m_{totale}}{m_{l'entité}}$$

Exemple : Calculer le nombre de molécules d'eau dans un litre d'eau.

II) La mole, unité de quantité de matière

Définition officielle de la mole du 20 mai 2019 :

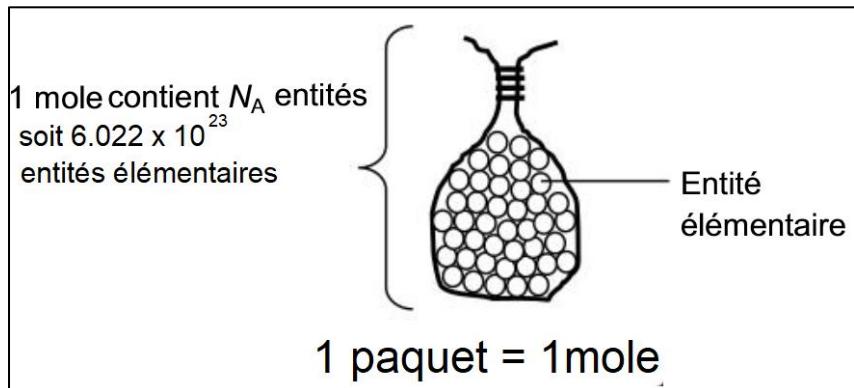
La quantité de matière (ou nombre de moles), symbole n , d'un système représente un nombre d'entités élémentaires spécifiées. Une entité élémentaire peut être un atome, une molécule, un ion, un électron, ou toute autre particule ou groupement spécifié de particules ;

Sa valeur est définie en fixant la valeur numérique du nombre d'Avogadro à exactement $N_A=6,022\,140\,76 \times 10^{23} = 6.022 \times 10^{23}$ quand elle est exprimée en mol^{-1}

Une mole est donc un paquet de matière qui contient exactement N_A « trucs ».

Exemple :

- Dans une mole de cuivre, il y a $6,022 \times 10^{23}$ atomes de cuivre.
- Dans une mole d'eau il y a $6,022 \times 10^{23}$ molécules d'eau.
- Dans une mole d'ions Cu^{2+} , il y a $6,022 \times 10^{23}$ ions Cu^{2+} .



Le nombre d'entités élémentaires notés N contenu dans un échantillon de matière est donc proportionnel à la quantité de matière.

$$N = n \times N_A$$

Annotations for the equation:

- "Nombre de paquets" points to the variable n .
- "Nombre d'entités" points to the variable N .
- "nombre d'entités dans un paquet" points to the term N_A .

Exemples :

- Dans 8 mol d'eau, il y a $N = 8 \times N_A = 8 \times 6,022 \times 10^{23} = 4.82 \times 10^{24}$ molécules d'eau

Autrement dit, dans 8 paquets d'eau qui contiennent chacun $N_A=6,022 \times 10^{23}$ molécules d'eau, il y a au total $N = 4.82 \times 10^{24}$ molécules d'eau.

Exercices :

Calculer le nombre d'atomes de fer dans 17 mol de fer.

Calculer la quantité de matière (nombre de moles) de sucre dans 23×10^{27} molécules de sucre.

III) Déterminer une quantité de matière

La quantité de matière n d'un échantillon est liée à la masse de l'échantillon par la relation :

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

$$m_{\text{échantillon}} = n \times N_A \times m_{\text{entité}}$$

soit

$$n = \frac{m_{\text{échantillon}}}{N_A \times m_{\text{entité}}}$$

Exemple : Calculer la quantité de matière n contenu dans un litre d'eau.

Application : le sucre

La masse m d'un morceau de sucre est estimée en moyenne à 6,0 g. Le sucre est constitué de molécules de saccharose de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$.

- 1.** Calculer la masse d'une molécule de saccharose à l'aide du tableau p. 1
- 2.** Exprimer puis calculer le nombre de molécules de saccharose contenues dans un morceau de sucre.
- 3.** En déduire la quantité de matière de saccharose contenue dans un morceau de sucre.