

CHAP 7 : LA MOLE, UNE UNITÉ POUR LA CHIMIE

1. Compter les entités chimiques dans un échantillon

1.1 Activité 1

1.2 Activité 2

1.3 Bilan : Peser pour compter

Pour compter le nombre de petits objets, il est commode de passer par leur masse.

De manière générale, quand on connaît la masse d'une entité chimique (microscopique) et la masse d'un échantillon de produit pur constitué par cette entité chimique (macroscopique), on peut trouver le nombre d'entités présentes :

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

Avec les deux masses dans la même unité (g ou kg), et N nombre sans unité

Rappels importants

- Comment se calcule la masse d'un atome connaissant sa composition A_ZX ?
La masse de l'atome est quasiment égale à la masse de son noyau qui contient A nucléons.

$$m_{\text{atome}} = A \times m_{\text{nucléons}}$$

- Comment se calcule la masse d'une molécule connaissant sa formule brute ?

$$m_{\text{molécule}} = \text{somme des masses de tous les atomes présents}$$

$$\text{Exemple : } m_{\text{NH}_3} = m_N + 3 \times m_H$$

- Comment se calcule la masse d'un ion connaissant sa formule chimique ?

La masse d'un ion est la même que celle de l'espèce chimique non chargée

$$\text{Exemple : } m_{\text{Na}^+} = m_{\text{Na}} \text{ ou } m_{\text{SO}_4^{2-}} = m_S + 4 \times m_O$$

Exercices : 3, 5 p 91

2. Définition de la mole : unité pour compter

2.1. Présentation du problème :

Dans n'importe quel échantillon de matière, le nombre d'atomes ou de molécules présents est très grand. Quand on veut les dénombrer et indiquer la quantité d'espèces chimiques présentes on doit utiliser des puissances de 10 positives (de l'ordre de 10^{20} à 10^{25} entités dans des échantillons à notre échelle). Ce n'est pas pratique. On préférerait utiliser des nombres proches de l'unité (1, 10, 100 ou 0,1 ...)

Méthode usuelle de comptage

Dans la vie courante on utilise souvent des unités pour compter les objets

Exemple : *La douzaine* pour compter les œufs ou les huitres

La ramette pour compter les feuilles (paquet de 500 feuilles)

Le pack pour compter les bouteilles d'eau (1 pack c'est 6 bouteilles)

Et ainsi de suite

Pour dénombrer les entités chimiques, les chimistes ont créé une unité de quantité appelée "**LA MOLE**". Chaque fois qu'on dit une mole, on parle d'un "paquet" qui contient toujours le même nombre d'entités chimiques.

2.2. Définition

Une mole d'entités chimiques (atomes- ions-molécules) est un échantillon contenant toujours le même nombre d'entités : $6,02 \times 10^{23}$ entités (602000000000000000000000 602 puis 21 zéros !)

On l'appelle la constante d'Avogadro et on la note N_A

C'est un nombre très grand car les entités chimiques sont très petites et donc très nombreuses dans le moindre échantillon.

Cette valeur correspond au nombre d'atomes présents dans un échantillon de 12 grammes de carbone ${}^{12}_6\text{C}$.

Quand on compte les entités chimiques, 1 mole ce n'est pas si impressionnant :
1 mole d'eau c'est 18g d'eau (un fond de verre)
1 mole de cuivre c'est 63,5 g de cuivre (une poignée de tournure de cuivre)
1 mole de sucre c'est 342 g (masse habituelle dans un gâteau maison)

Par contre, la mole n'est pas du tout adaptée au comptage des objets à l'échelle humaine (par exemple vous avez calculé dans l'activité 1 qu'il faut plusieurs millions d'années pour produire 1 mole de grains de riz en considérant la production mondiale actuelle)

À retenir :

- La mole est l'unité de quantité de matière. Son symbole est **mol**.
- Le nombre de moles est une grandeur chimique appelée la **quantité de matière**, notée par la lettre **n**
- Le nombre d'entités par mole est une constante appelée la constante d'Avogadro notée N_A
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Ainsi, quand on écrit $n = 2 \text{ mol}$, ça signifie que le nombre réel d'entités est $N = 2 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 12,04 \times 10^{23}$

Le nombre d'entités est tellement grand qu'on peut sans problème obtenir des quantités inférieures à 1 mol et utiliser des nombres décimaux, des multiples et sous-multiples :

Par exemple :

Nombres décimaux : $n = 3,5 \text{ mol}$ (3 moles et demi)

$n = 0,2 \text{ mol}$ (2 dixièmes de mole)

Sous-multiples : $n = 4,8 \text{ mmol}$ (4,8 "millimol" soit 0,0048 mol)

$n = 7 \text{ } \mu\text{mol}$ (7 micromol, soit $7 \times 10^{-6} \text{ mol}$)

Multiples : $n = 5,9 \text{ kmol}$ (5,9 kilomol = 5900 mol) ...etc

Formule générale pour passer de N à n

$$N = n \times N_A \text{ ou encore } n = \frac{N}{N_A}$$

avec **n** la quantité de matière **en mol** (quantité de matière = nombre de "paquets" = nombre de moles)

N nombre d'entités **sans unité** (nombre d'entités en les comptant individuellement)

et pour une relation homogène **N_A** la constante d'Avogadro **en mol⁻¹**

(mol⁻¹ signifie "par mol", c'est le nombre d'objets "par mole")

2.3. S'entraîner

- Faire l'activité 3 distribuée

- Compléter avec les exercices suivants

Exercices du manuel : 8, 9, p 92 et les résolutions de problèmes : ex 13, 14 p 96 et 94 (corrigés)