

THEME 1 : CONSTITUTION DE LA MATIERE A L'ECHELLE MICROSCOPIQUE ET MACROSCOPIQUE

Chapitre 3 : Dénombrer les entités

I. CONSTITUTION DE LA MATIERE

A. A l'échelle microscopique

Depuis le début de XX^{ème} 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 noté *Fe*).
- La structure moléculaire (par exemple le saccharose de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$).
- La structure ionique avec des ions positifs appelés cations et des ions négatifs appelés anions (Na^+ et Cl^- dans une eau salée par exemple).

B. A l'échelle macroscopique

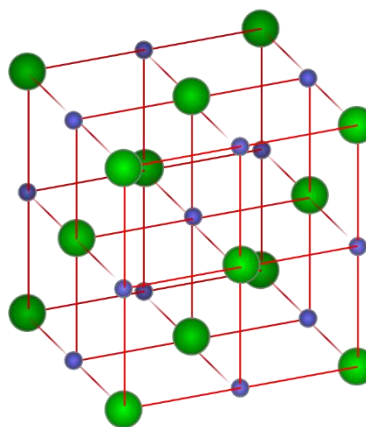
La masse d'une entité chimique est en général de l'ordre de 10^{-26} kg. On en compte des milliards de milliards dans le moindre échantillon de matière (environ 30 millions de milliards de milliards de molécules d'eau dans 1 L, par exemple).

Ce qui définit une espèce chimique au niveau macroscopique, c'est-à-dire à notre échelle, dépend directement de l'entité microscopique qui la compose.

Des paramètres physiques permettent de caractériser ce corps au niveau **macroscopique** : son état physique, à une température donnée, sa couleur, sa masse volumique etc.

Ces paramètres sont directement liés aux interactions au niveau **microscopique** des entités chimiques qui constituent cette espèce chimique.

Exemple : ce qui définit le sel de cuisine, c'est l'entité $NaCl$. Sa structure cristalline au niveau microscopique permet d'expliquer ses caractéristiques macroscopiques observées : son aspect, son état physique etc.



C. Cas particulier des composés ioniques

On appelle composés ioniques des corps constitués d'ions liés entre eux par des interactions électrostatiques. Lorsqu'on met en solution des composés ioniques, ils se dissocient et forme des cations et des anions dissous dans l'eau.

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

Exemple :

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

Remarque : dans une solution ionique, il n'y a pas toujours autant de cations que d'anions mais il y a toujours autant de charges positives que de charges négatives car une solution est toujours électriquement neutre.

II. LA QUANTTE DE MATIERE

A. Détermination de la masse d'une entité

La masse des molécules est calculée en faisant la somme des masses des atomes qui constituent cette molécule.

Exemple : La masse d'une molécule d'eau H_2O est égale à la masse de deux atomes d'hydrogène plus celle de l'atome d'oxygène.

De même pour les ions polyatomiques, leur masse est la somme des masses des atomes les constituant.

Exemple : La masse d'un ion sulfate SO_4^{2-} est égale à la masse d'un atome de soufre plus 4 atomes d'oxygène. En effet, la masse des électrons est largement négligeable devant la masse de la molécule.

B. Nombre d'entités et quantité de matière

La proportionnalité entre la masse de l'échantillon $m_{éch}$ et le nombre N d'entités chimiques qu'il contient, permet de calculer N à partir de la masse m d'une entité :

- 1 entité $\rightarrow m$
- N entités $\rightarrow m_{éch}$
- D'où : $N = \frac{m_{éch}}{m}$

N étant très élevé (des milliards de milliards), il est plus simple d'imaginer des paquets de ces entités. En chimie, ces paquets s'appellent des moles.

La quantité de matière s'exprime donc en moles de symbole mol .

Chaque mole contient un nombre bien précis d'espèces chimiques :

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Ce nombre s'appelle le nombre d'Avogadro. On obtient alors la formule :

$$N = n \times N_A$$

- N est le nombre d'entités chimiques
- n est le nombre de moles
- N_A est la constante d'Avogadro

Application :

Calculer la quantité de matières n en moles correspondant à une masse $m = 10 \text{ g}$ de sucre de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Données :

- $m(H) = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$
- $m(C) = 1,99 \times 10^{-26} \text{ kg}$
- $m(O) = 2,66 \times 10^{-26} \text{ kg}$