



# Chapitre 1 : Pourquoi et comment mesurer des quantités de matière ?

## I Nécessité de la mesure en chimie :

### *Activité documentaire*

Comme nous l'avons vu en classe de seconde, une **quantité de matière** est exprimée **en moles** (mol). Dans la vie de tous les jours, on préfère utiliser la notion de **concentration**, qui s'exprimera avec différentes unités y compris la mole.

La connaissance des quantités de matières est importante dans des domaines variés :

- Afin de connaître la composition de l'atmosphère, la qualité de l'air (pollution).
- Pour connaître la composition d'une eau.
- Pour vérifier la composition des produits alimentaires.

## II Comment déterminer des quantités de matière ?

Rappel : la mole :

C'est l'unité de quantité de matière.

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12,00 g de carbone 12.

Le nombre d'Avogadro définit le nombre d'entité dans une mole :  $6.023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

### 1) A partir de la masse d'un produit :

On utilise la formule :  $n = \frac{m}{M}$   $\left\{ \begin{array}{l} n : \text{Quantité de matière en moles (mol).} \\ m : \text{Masse de l'échantillon (g).} \\ M : \text{Masse molaire de l'espèce chimique (g}\cdot\text{mol}^{-1}\text{).} \end{array} \right.$

### Remarques :

- L'échantillon peut être aussi bien solide, que liquide, que gazeux.
- Si l'espèce chimique en question est constituée d'atomes, M est la masse molaire atomique.

Si l'espèce chimique en question est constituée de molécule, on calculera la masse molaire moléculaire :

$$\text{Ex : } M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O})$$

Si elle est constituée d'ions, on calcule masse molaire ionique de la même manière que la masse molaire moléculaire.

### Application :

Calculer la quantité de matière contenue dans 0.92 g d'éthanol (formule  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ).

On trouve  $n(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 0.020 \text{ mol}$ .

**Attention aux unités !!!**

### 2) A partir du volume d'un liquide :



- Rappel : la masse volumique : On a  $\rho = \frac{m}{V}$   $\left\{ \begin{array}{l} \rho : \text{Masse volumique en kg.m}^{-3}. \\ m : \text{Masse du liquide en kg.} \\ V : \text{Volume du liquide en m}^3. \end{array} \right.$
- Calcul de la quantité de matière :

De la formule de la masse volumique, on en tire que  $m = \rho * V$

On insère cette expression dans la formule vu en 1) d'où  $n = \frac{\rho * V}{M}$

- Rappel : la densité :

La densité d'un liquide est égale au quotient de la masse  $m_l$  d'un volume  $V$  de ce liquide par la masse  $m_e$  d'un même volume d'eau.

$$d = \frac{m_l}{m_e} = \frac{\rho_l}{\rho_e} \quad \text{C'est une grandeur sans unité.}$$

Rq :

La densité d'un liquide est numériquement égale à sa masse volumique exprimée en  $\text{g.mL}^{-1}$  (car la masse volumique de l'eau est de  $1 \text{ g.mL}^{-1}$ )

### 3) A partir de la concentration molaire :

On considère une solution contenant une **espèce moléculaire ou ionique A**.

Sa concentration molaire est la quantité de matière de cette espèce dans un litre de solution.

On peut donc écrire :  $[A] = \frac{n_A}{V}$

On en déduit aisément :  $n_A = [A] * V$   $\left\{ \begin{array}{l} n_A : \text{Quantité de matière de A en mol.} \\ [A] : \text{Concentration molaire de A en mol.L}^{-1}. \\ V : \text{Volume de la solution en L.} \end{array} \right.$

Application :

On dispose d'une solution de diiode de concentration  $0.10 \text{ mol.L}^{-1}$ .

- Quel volume de cette solution faut-il prélever pour disposer de  $0.0020 \text{ mol}$  de diiode ?
- Quelles verreries pourra-t-on choisir pour prélever ce volume ?

$V = 20 \text{ mL}$  prélevé à l'aide d'une éprouvette graduée, d'une pipette jaugée ou bien d'une burette graduée.

Exercices n° 7 et 10 p21

### 4) Comment procéder avec un gaz ?

- A partir de son volume :

Souvent en chimie, **on considèrera les gaz utilisés comme parfaits** afin de mener les calculs. De ce fait, nous pouvons remonter à la quantité de matière d'un gaz par l'intermédiaire de **l'équation des gaz parfait** :

$$P * V = n * R * T$$

$$\left\{ \begin{array}{l} P : \text{Pression du gaz en pascals (Pa).} \\ V : \text{Volume du gaz en m}^3. \\ n : \text{Quantité de matière en mol.} \\ T : \text{Température absolue en Kelvin (K).} \\ R : \text{Constante des gaz parfait} = 8.31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1} \end{array} \right.$$



Pour avoir accès à la quantité de matière, il nous faut connaître trois paramètres : P,T et V.

➤ A partir de son volume molaire :

Définition : Le volume molaire d'un gaz ( $V_m$ ) est le volume occupé par une mole de ce gaz dans des conditions données (dépend de la pression et de la température).

Pour des conditions usuelles ( $\theta=20^\circ\text{C}$  et  $P=1$  bar) ce volume est voisin de  $24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Il est le même pour tous les gaz.

Application au calcul d'une quantité de matière :

On a :  $n = \frac{V}{V_m}$        $\left\{ \begin{array}{l} n : \text{Quantité de matière en mol.} \\ V_m : \text{Volume molaire du gaz.} \\ V : \text{Volume du gaz.} \\ V \text{ et } V_m \text{ sont pris dans les mêmes conditions (P,T).} \end{array} \right.$       ***Attention aux unités !!!***

Exercices n° 13 et 19 p 22 et 23