



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 g.mL^{-1} (car la masse volumique de l'eau est de 1 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 mol.L^{-1} .

- Quel volume de cette solution faut-il prélever pour disposer de 0.0020 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** :

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



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 $P=1\text{ bar}$) 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