

<i>Séquence 2</i>	Masse et quantité de matière
-------------------	-------------------------------------

A. Masse volumique et densité d'un échantillon

- A.1. La masse volumique P1
- A.2. La densité P2

B. Calcul d'une quantité de matière

- B.1. Quantité de matière et masse P3
- B.2. Pureté d'un échantillon P4

A. Masse volumique et densité d'un échantillon

A.1. La masse volumique

♦ La masse volumique ρ d'un échantillon (liquide ou solide) est le rapport de sa masse m sur son volume V :

$$\rho = \frac{m_{\text{échantillon}}}{V_{\text{échantillon}}}$$

• Dans le système international, m s'exprime en kg, V en m^3 et ρ en $kg.m^{-3}$ (équivalent à kg/m^3)

Remarque :

La masse volumique est souvent exprimée dans d'autres unités, plus pratiques dans certains cas :

- le $g.mL^{-1}$ (équivalent à g/mL) : m s'exprime alors en g et V en mL
- le $g.L^{-1}$ (équivalent à g/L) : m s'exprime alors en g et V en L
- le $kg.L^{-1}$ (équivalent à kg/L) : m s'exprime alors en kg et V en L

Exemples :

- À 20 °C, la masse volumique de l'eau est de 1000 g par litre. $\rho_{\text{eau}} = 1000 g.L^{-1}$
Cela signifie, qu'à cette même température, 1 L d'eau a une masse de 1000 g.
- À 20 °C, $\rho_{\text{acétone}} = 790 g.L^{-1}$: À 20 °C, 1 L d'acétone pèse a une masse de 790 g.

La formule de la masse volumique permet de calculer :	
La masse de l'échantillon (connaissant son volume)	Le volume de l'échantillon (connaissant sa masse)
$m_{\text{échantillon}} = \rho \times V_{\text{échantillon}}$	$V_{\text{échantillon}} = \frac{m_{\text{échantillon}}}{\rho}$

Exemples :

- une solution de glucose a une masse volumique de $1200 g.L^{-1}$; la masse de 100 mL de cette solution est :
 $m_{\text{solution}} = \rho \times V_{\text{solution}} = 1200 \times 100.10^{-3} = 120 g$
 La masse volumique est en $g.L^{-1}$, il faut donc mettre le volume en L



● : molécule de solvant
● : molécule de soluté



Ne pas confondre masse volumique et concentration en masse...

On considère la solution suivante de volume $V_{solution}$:

Masse volumique de la solution	Concentration en masse de soluté dans la solution
Pour connaître la masse volumique de la solution, il faut connaître la masse de la solution (<i>mesurée par une balance</i>) et le volume de la solution (<i>donné par le volume de la fiole contenant la solution</i>)	Pour connaître la concentration en masse de soluté dans la solution, il faut connaître la masse de soluté introduit dans la solution (<i>mesurée par une balance</i>) et le volume de la solution (<i>donné par le volume de la fiole contenant la solution</i>)
$\rho = \frac{m_{solution}}{V_{solution}}$	$C_m = \frac{m_{soluté}}{V_{solution}}$

A.2. La densité

♦ La **densité** d d'un échantillon (liquide ou solide) est définie comme le rapport de la masse volumique de cet échantillon sur la masse volumique de l'eau :

$$d = \frac{\rho_{\text{échantillon}}}{\rho_{\text{eau}}}$$

avec $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1} = 1000 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1} = 1 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1} = 1000 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$

• Les masses volumiques de l'échantillon considéré et de l'eau étant exprimées dans la même unité, la densité d est toujours sans unité.

Remarques :

- La densité de l'eau est donc de 1

- Lorsqu'un liquide est non miscible avec l'eau :

- Si $d < 1$: le liquide est plus léger que l'eau. Dans un récipient contenant l'eau et le liquide, ce dernier sera au-dessus de l'eau
- Si $d > 1$: le liquide est plus lourd que l'eau. Dans un récipient contenant l'eau et le liquide, ce dernier sera en-dessous de l'eau

♦ La valeur de la densité d d'un échantillon permet donc de connaître la masse volumique de l'échantillon :

$$d = \frac{\rho_{\text{échantillon}}}{\rho_{\text{eau}}} \rightarrow \rho_{\text{échantillon}} = d \times \rho_{\text{eau}}$$

Exemples :

La densité d'une huile est de **0,9** :

$$\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g.mL}^{-1} \rightsquigarrow \rho_{\text{huile}} = d \times \rho_{\text{eau}} = 0,9 \times 1 = \mathbf{0,9 \text{ g.mL}^{-1}}$$

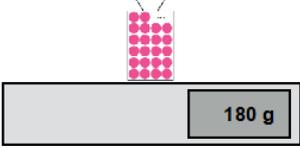
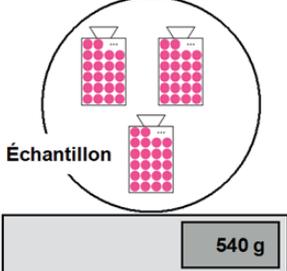
$$\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ kg.L}^{-1} \rightsquigarrow \rho_{\text{huile}} = d \times \rho_{\text{eau}} = 0,9 \times 1 = \mathbf{0,9 \text{ kg.L}^{-1}}$$

A retenir :

La valeur de la densité d'un échantillon donne la valeur de sa masse volumique en g.mL^{-1} (ou en kg.L^{-1})

B. Calcul d'une quantité de matière

B.1. Quantité de matière et masse

La masse molaire M du glucose est de 180 g.mol^{-1}	
	
Si on place une mole de glucose sur une balance, la masse indiquée sera donc de 180 g	Si on place 3 moles de glucose sur une balance, la masse indiquée sera donc de $3 \times 180 \text{ g} = 540 \text{ g}$
La masse est donc proportionnelle au nombre de moles de l'échantillon :	
$m_{\text{échantillon}} = n_{\text{échantillon}} \times M_{\text{échantillon}}$	

♦ La quantité de matière « n » d'une espèce chimique est calculée par la formule :

$$n = \frac{m}{M}$$

avec n : quantité de matière en mol,

m : masse de l'échantillon en g

M : masse molaire de l'espèce chimique considérée en g.mol^{-1} .

Exemple :

La vanilline est l'arôme naturel le plus important et le plus caractéristique de la vanille.

Une gousse de vanille peut contenir jusqu'à 60 mg de vanilline. $M_{\text{vanilline}} = 152 \text{ g.mol}^{-1}$

Quantité de matière de vanilline contenue dans la gousse: $m_{\text{vanilline}} = 60 \text{ mg} = 60 \cdot 10^{-3} \text{ g}$

$$n_{\text{vanilline}} = \frac{m_{\text{vanilline}}}{M_{\text{vanilline}}} = \frac{60 \cdot 10^{-3}}{152} = 3,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Exemple :

Pour réaliser une synthèse organique on a besoin de prélever 12 mL d'alcool benzylique

Densité de l'alcool benzylique : $d_{\text{alcool}} = 1,04$

Masse molaire de l'alcool benzylique : $M_{\text{alcool}} = 108 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Masse volumique de l'alcool :

la valeur de la densité de l'alcool donne la valeur de la masse volumique en g/mL : $\rho_{\text{alcool}} = 1,04 \text{ g/mL}$

Masse d'alcool prélevée :

$$\rho_{\text{alcool}} = \frac{m_{\text{alcool}}}{V_{\text{alcool}}} \leftrightarrow m_{\text{alcool}} = \rho_{\text{alcool}} \times V_{\text{alcool}} = 1,04 \times 12 = 12,48 \text{ g}$$

Quantité de matière d'alcool prélevée :

$$n_{\text{alcool}} = \frac{m_{\text{alcool}}}{M_{\text{alcool}}} = \frac{12,48}{108} = 1,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

B.2. Pureté d'un échantillon

- Un échantillon solide ou liquide n'est pas forcément pur et peut contenir d'autres espèces chimiques non désirées appelées impuretés.

Exemple :

Un solide contient du glucose à 90 % :

Cela signifie que dans 100 g de solide, il y a 90 g de glucose pur et 10 g d'impuretés.

- Lorsque l'on calcule la quantité de matière de l'espèce pure dans l'échantillon impur, il faut donc tenir compte de ce pourcentage

Exemple 1 :

On pèse 5,0 g de glucose pur à 90%.

$M(\text{glucose}) = 180 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La masse de glucose pur prélevé est réellement :

$$m_{\text{glucose}} = \frac{90}{100} \times m_{\text{échantillon}} = 0,9 \times 5 = 4,5 \text{ g}$$

La quantité de matière de glucose dans l'échantillon est : $n_{\text{glucose}} = \frac{m_{\text{solide}}}{M_{\text{glucose}}} = \frac{4,5}{180} = 0,025 \text{ mol}$

Exemple 2 :

On prélève 5,0 mL d'une solution d'acide sulfurique ; sur la bouteille on note les renseignements suivants :

- Acide sulfurique : H_2SO_4 ; masse molaire $98,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- Densité de la solution : $d = 1,82$; pureté 90%

↳ $d = 1,815 \rightarrow$ la masse volumique de la solution est de $\rho_{\text{solution}} = 1,82 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$

Masse de la solution prélevée: si on prélève 5 mL de la solution

$$m_{\text{solution}} = \rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}} = 1,82 \times 5 = 9,1 \text{ g}$$

Masse d'acide H_2SO_4 dans la solution :

la pureté de 90% signifie que dans la masse prélevée, il n'y a que 90% d'acide H_2SO_4 :

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{90}{100} \times m_{\text{solution}} = 0,9 \times 9,1 = 8,2 \text{ g}$$

Quantité de matière de H_2SO_4 dans la solution :

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{8,2}{98,1} = 0,084 \text{ mol}$$