



Fiche de synthèse n° 2.b

Détermination de masses et de quantités de matière

1. Détermination de la masse d'un échantillon

1.1. À partir de sa masse volumique

Définition de la masse volumique

La masse volumique ρ d'une espèce chimique représente la masse *par unité de volume* de cette espèce.

La **masse volumique** ρ d'un échantillon, liquide ou solide, de masse m et de volume V s'obtient de la façon suivante :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Dans le système international, m s'exprime en kg, V en m³ et ρ en kg·m⁻³.

La masse volumique est cependant souvent exprimée dans d'autres unités (plus pratiques dans certains cas), comme le g·mL⁻¹ (m s'exprime alors en g et V en mL), le g·L⁻¹ (m en g et V en L) ou le kg·L⁻¹ (m en kg et V en L).

Remarque :

La masse volumique est une grandeur qui caractérise une espèce chimique. Elle dépend de l'état physique de cette espèce (solide ou liquide ici) et de la température.

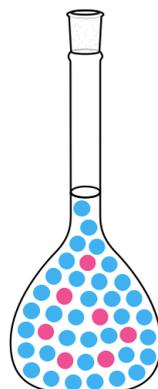
Exemples :

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



Il ne faut pas confondre masse volumique et concentration en masse...

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

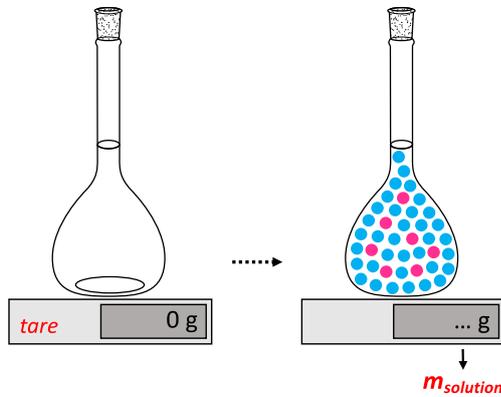


● : molécule de solvant
● : molécule de soluté



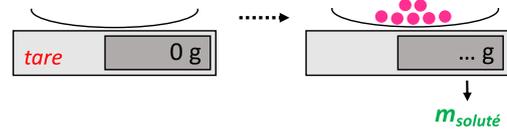
Sa masse volumique ρ est la suivante :

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



Sa concentration en masse c_m :

$$c_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$



Détermination de la masse

Il est possible de déterminer la masse d'un liquide à partir de la donnée de sa masse volumique, connaissant son volume.
D'après l'expression précédente :

$$m = \rho \times V$$

Exercice d'application :

Une bouteille contient un volume $V_{\text{éther}} = 1,5 \text{ L}$ d'éther diéthylique.

- Exprimer puis calculer la masse d'éther diéthylique $m_{\text{éther}}$ contenue dans la bouteille.

Donnée : $\rho_{\text{éther}} = 714 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

Réponse : $\rho_{\text{éther}} = \frac{m_{\text{éther}}}{V_{\text{éther}}} \leftrightarrow m_{\text{éther}} = \rho_{\text{éther}} \times V_{\text{éther}}$

$$\text{AN : } m_{\text{éther}} = 714 \times 1,5 = 1,1 \cdot 10^3 \text{ g} = 1,1 \text{ kg}$$

1.2. À partir de sa densité

Définition de 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 :

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

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

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

Détermination de la masse

À partir de la donnée de la densité d'un échantillon liquide ou d'un solide, il est possible de calculer sa masse volumique : $\rho = d \times \rho_{\text{eau}}$

La masse de l'échantillon peut alors être déduite de l'expression de la masse volumique obtenue précédemment :

$$m = \rho \times V = d \times \rho_{\text{eau}} \times V$$

**Exercice d'application :**

On souhaite prélever un volume de propan-2-ol $V_{\text{propan-2-ol}}$, égal à 25 mL, pour la réalisation d'une solution hydro-alcoolique.

- Exprimer puis calculer la masse de propan-2-ol $m_{\text{propan-2-ol}}$.

Donnée : $d_{\text{propan-2-ol}} = 0,786$

Réponse : $\rho_{\text{propan-2-ol}} = \frac{m_{\text{propan-2-ol}}}{V_{\text{propan-2-ol}}}$

$$\leftrightarrow m_{\text{propan-2-ol}} = \rho_{\text{propan-2-ol}} \times V_{\text{propan-2-ol}} = d_{\text{propan-2-ol}} \times \rho_{\text{eau}} \times V_{\text{propan-2-ol}}$$

$$\text{AN : } m_{\text{propan-2-ol}} = 0,786 \times 1000 \times 25 \cdot 10^{-3} = 20 \text{ g}$$

2. Détermination de la quantité de matière d'un échantillon**2.1. À partir de sa masse**

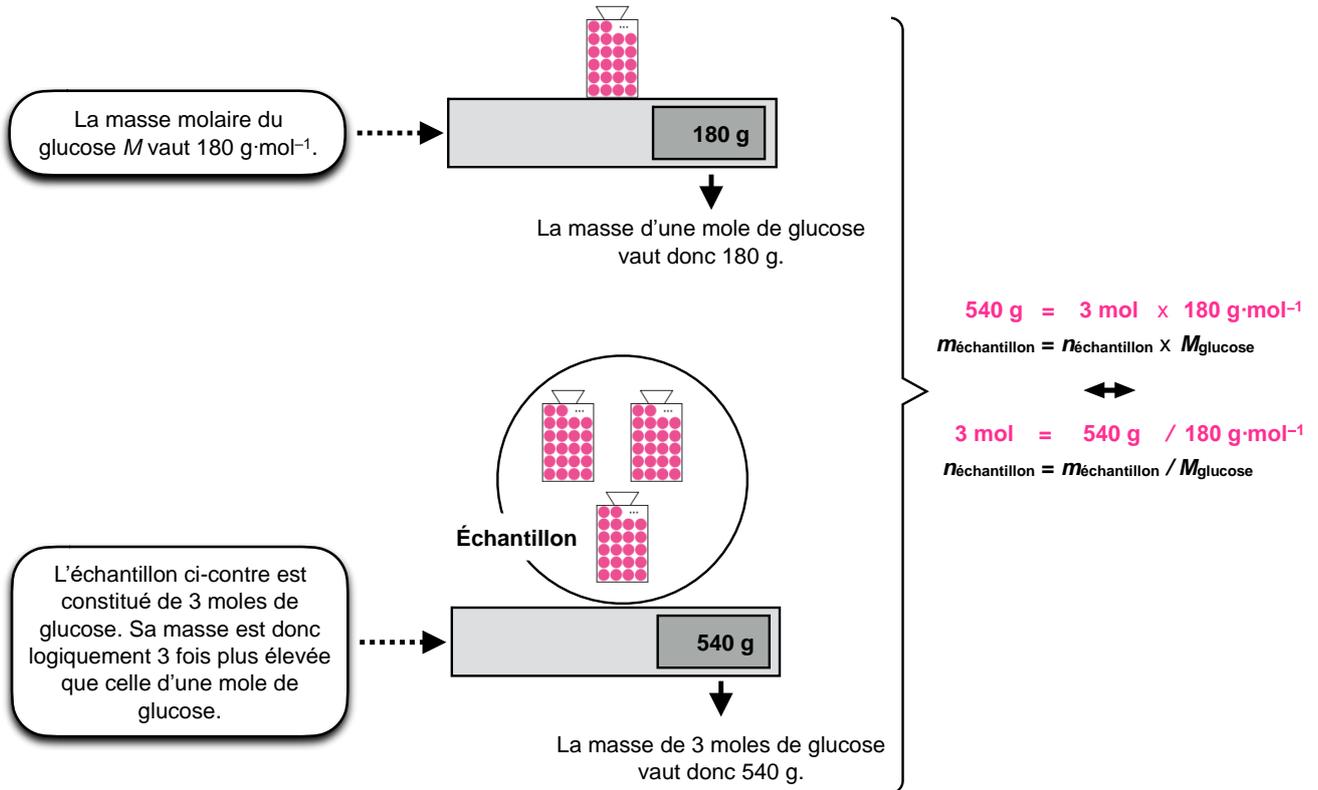
La quantité de matière d'une espèce chimique, notée n , est proportionnelle à sa masse m selon la relation :

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

avec n en mol, m en g et M la masse molaire de l'espèce chimique considérée en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Illustration de la formule précédente dans le cas d'un échantillon de glucose :

- représente une molécule de glucose.

**Exercice d'application :**

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

Une gousse de 3 g peut contenir jusqu'à 60 mg de vanilline.

- Exprimer puis calculer la quantité de matière maximale de vanilline, $n_{\text{vanilline}}$, contenue dans une gousse de 3 g.

Donnée : $M_{\text{vanilline}} = 152 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$



$$\text{Réponse : } n_{\text{vanilline}} = \frac{m_{\text{vanilline}}}{M_{\text{vanilline}}}$$

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

2.2. À partir de son volume

En ayant connaissance de sa masse volumique

Dans les protocoles expérimentaux, il n'est pas rare d'avoir accès au volume V d'un échantillon, lorsque ce dernier est liquide, plutôt qu'à sa masse m . Pour déterminer la quantité de matière de l'échantillon considéré, on relie alors son volume à sa masse grâce à l'expression de sa masse volumique :

$$\rho = \frac{m}{V} \leftrightarrow m = \rho \times V$$

$$\text{On a alors : } n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M}$$

avec n en mol, ρ en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$, V en L et M en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice d'application :

On souhaite réaliser la synthèse de l'éthanoate de benzyle, un ester présent dans l'huile essentielle de jasmin, à partir d'alcool benzylique et d'acide éthanoïque.

On prélève, dans un premier temps, un volume d'alcool benzylique V_{alcool} égal à 12 mL.

- Exprimer puis calculer la quantité de matière d'alcool benzylique n_{alcool} prélevée.

Données :

- Masse volumique de l'alcool benzylique : $\rho_{\text{alcool}} = 1040 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$;
- Masse molaire de l'alcool benzylique : $M_{\text{alcool}} = 108 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$$\text{Réponse : } \rho_{\text{alcool}} = \frac{m_{\text{alcool}}}{V_{\text{alcool}}} \leftrightarrow m_{\text{alcool}} = \rho_{\text{alcool}} \times V_{\text{alcool}}$$

$$n_{\text{alcool}} = \frac{m_{\text{alcool}}}{M_{\text{alcool}}} = \frac{\rho_{\text{alcool}} \times V_{\text{alcool}}}{M_{\text{alcool}}}$$

$$\text{AN : } n_{\text{alcool}} = \frac{1040 \times 12 \cdot 10^{-3}}{108} = 1,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

En ayant connaissance de sa densité

À partir de la donnée de la densité, il est nécessaire de faire apparaître l'expression de la masse volumique dans un premier temps :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}} \leftrightarrow \rho = d \times \rho_{\text{eau}}$$

$$\text{Or, } \rho = \frac{m}{V} \leftrightarrow m = \rho \times V = d \times \rho_{\text{eau}} \times V$$

$$\text{On a donc : } n = \frac{m}{M} = \frac{d \times \rho_{\text{eau}} \times V}{M}$$

Exercice d'application :

La synthèse de l'aspirine peut s'effectuer en présence d'acide salicylique et d'anhydride éthanoïque.

Un volume d'anhydride éthanoïque $V_{\text{anhydride}}$, égal à 7 mL, est introduit dans un ballon de 50 mL.

- Exprimer puis calculer la quantité de matière d'anhydride éthanoïque $n_{\text{anhydride}}$ prélevée.

Données :

- Densité de l'anhydride éthanoïque : $\rho_{\text{anhydride}} = 1,08 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$;
- Masse molaire de l'anhydride éthanoïque : $M_{\text{anhydride}} = 102 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$$\text{Réponse : } \rho_{\text{anhydride}} = \frac{m_{\text{anhydride}}}{V_{\text{anhydride}}}$$

$$\leftrightarrow m_{\text{anhydride}} = \rho_{\text{anhydride}} \times V_{\text{anhydride}} = d_{\text{anhydride}} \times \rho_{\text{eau}} \times V_{\text{anhydride}}$$



$$n_{\text{anhydride}} = \frac{m_{\text{anhydride}}}{M_{\text{anhydride}}} = \frac{d_{\text{anhydride}} \times \rho_{\text{eau}} \times V_{\text{anhydride}}}{M_{\text{anhydride}}}$$
$$\text{AN : } n_{\text{anhydride}} = \frac{1,08 \times 1000 \times 7 \cdot 10^{-3}}{102} = 7,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

3. Prise en compte de la pureté

Un échantillon solide ou liquide n'est pas forcément pur et peut contenir d'autres espèces chimiques non désirées appelées impuretés. Pour accéder à la quantité de matière n de l'espèce chimique qui nous intéresse dans cet échantillon, on définit la **pureté** p telle que :

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

avec n en mol, m la masse de l'espèce chimique considérée en g, M sa masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$. La pureté p d'une espèce chimique s'exprime généralement en pourcentage.

Exemple :

Un solide contient du glucose à 90 %. Cela signifie que pour 1,00 g de solide, il y a 0,90 g de glucose et 0,10 g d'impuretés.

Pour déterminer la quantité de matière de glucose dans ce solide, il faut donc tenir compte de la pureté.

Ici, $p = 90\%$. Pour une masse égale à 1,00 g de solide, la quantité de matière en glucose est donc égale à :

$$n_{\text{glucose}} = \frac{m_{\text{solide}}}{M_{\text{glucose}}} \times p = \frac{1,00}{180} \times \frac{90}{100} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Exercice d'application :

Une étiquette d'une bouteille d'acide sulfurique porte l'indication : « acide sulfurique 96 % ».

- Déterminer la quantité de matière d'acide sulfurique présente dans une bouteille d'1,0 L.

Données :

- Masse volumique de l'acide sulfurique à 96 % : $\rho_{\text{acide}} = 1840 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$
- Masse molaire de l'acide sulfurique : $M_{\text{acide}} = 98,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$\text{Réponse : } n_{\text{acide}} = \frac{m_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}}} \times p = \frac{\rho_{\text{acide}} \times V_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}}} \times p = \frac{1840 \times 1,0}{98,1} \times \frac{96}{100} = 18 \text{ mol}$$