



QUANTITÉ DE MATIÈRE

Formules

MASSE VOLUMIQUE

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

- ❖ ρ est la masse volumique, c'est le rapport entre une masse et un volume. Elle peut avoir différentes unités, l'unité SI est le $kg \cdot m^{-3}$, ici, nous utiliserons le $g \cdot L^{-1}$.
- ❖ m est la masse, en kilogramme (kg) ou en gramme (g), suivant l'unité choisie pour la masse volumique.
- ❖ V est le volume, en mètre cube (m^3) ou en litre (L), suivant l'unité choisie pour la masse volumique.

DENSITÉ D'UN LIQUIDE

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

- ❖ d est la densité, elle n'a pas d'unité car c'est un rapport entre deux mêmes grandeurs (de même unité).
- ❖ ρ est la masse volumique, c'est le rapport entre une masse et un volume. Elle peut avoir différentes unités, l'unité SI est le $kg \cdot m^{-3}$, ici, nous utiliserons le $g \cdot L^{-1}$.
- ❖ ρ_{eau} est la masse volumique de l'eau, $\rho_{eau} = 1000 \text{ kg} \cdot m^{-3} = 1000 \text{ g} \cdot L^{-1} = 1 \text{ g} \cdot c^{-3}$.

DENSITÉ D'UN GAZ

$$d = \frac{\rho}{\rho_{air}}$$

- ❖ d est la densité, elle n'a pas d'unité car c'est un rapport entre deux mêmes grandeurs (de même unité).
- ❖ ρ est la masse volumique, c'est le rapport entre une masse et un volume. Elle peut avoir différentes unités, l'unité SI est le $kg \cdot m^{-3}$, ici, nous utiliserons le $g \cdot L^{-1}$.
- ❖ ρ_{air} est la masse volumique de l'air, $\rho_{air} = 1,3 \text{ kg} \cdot m^{-3} = 1,3 \text{ g} \cdot L^{-1}$.





QUANTITÉ DE MATIÈRE

$$N = N_A \times n$$

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

- ❖ N_A est le nombre d'Avogadro, il représente le **nombre d'entité** dans **une mole**, c'est aussi le nombre d'entité que nous trouvons dans **12g de carbone 12** (^{12}C).

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

- ❖ N est le nombre d'entités (atomes, molécules).
- ❖ n est la quantité de matière en moles (mol).
- ❖ M est la masse molaire, en gramme par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).
- ❖ m est la masse, en gramme (g).

“
Aucune reproduction,
même partielle, autres que celles
prévues à l'article L 122-5 du code de la
propriété intellectuelle, ne peut être
faite de ce support sans l'autorisation
expresse de l'autrice.
”





Exercices

EXERCICE 1

L'éthanol est un alcool de densité égale à 0,789. Nous étudions une bière à 5%, c'est-à-dire que pour un litre de cette bière, nous avons 5 cL d'alcool pure (éthanol).

- 1) Quelle est la formule chimique brute de l'éthanol ?
- 2) En déduire sa masse molaire.
- 3) Calculer la masse volumique de l'éthanol.
- 4) Calculer la quantité de matière d'éthanol dans une bouteille de bière de 25,0 cL.

EXERCICE 2

L'ibuprofène a pour formule chimique brute $C_{13}H_{18}O_2$.

Nous souhaitons savoir combien il y a de molécules d'ibuprofène dans un comprimé de 400mg.

Pour plus d'exercices accompagnés de leur corrigé, voici mon site :
www.poppy-sciences.com

Aucune reproduction, même partielle, autres que celles prévues à l'article L 122-5 du code de la propriété intellectuelle, ne peut être faite de ce support sans l'autorisation expresse de l'auteur.





Corrigés

EXERCICE 1

L'éthanol est un alcool de densité égale à 0,789. Nous étudions une bière à 5%, c'est-à-dire que pour un litre de cette bière, nous avons 5 cL d'alcool pure (éthanol).

1) Quelle est la formule chimique brute de l'éthanol ?

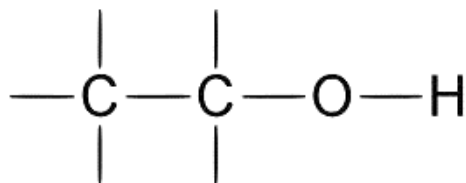
Dans éthanol, nous reconnaissons le préfixe « *éth-* », nous avons donc **2 carbones**.



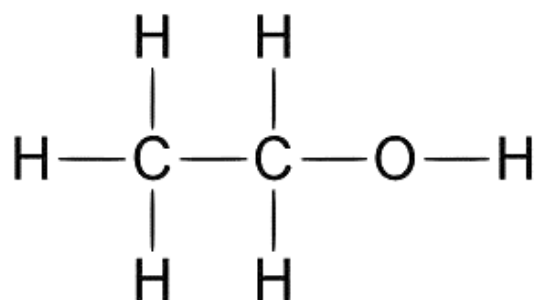
Puis nous reconnaissons le suffixe « *-ol* », nous avons donc un **groupe hydroxyle -OH**.



Nous devons après cela rajouter des hydrogènes pour compléter le nombre de liaisons. Le **carbone** doit faire **4 liaisons**, l'**oxygène 2 liaisons**, et l'**hydrogène 1 liaison**.



Nous devons alors rajouter 5 hydrogènes.



Au total, nous aurons **2 carbones**, **6 hydrogènes**, et **1 oxygène** : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.





2) En déduire sa masse molaire.

D'après le tableau périodique des éléments, nous avons :

- ❖ $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- ❖ $M(H) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- ❖ $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Nous obtenons donc :

$$\text{❖ } M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 12 \times 2 + 1,0 \times 6 + 16 \times 1 = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3) Calculer la masse volumique de l'éthanol.

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

Il nous faut faire un produit en croix pour transformer notre formule et pouvoir trouver $\rho_{\text{éthanol}}$. Nous pouvons écrire :

$$\frac{d}{1} = \frac{\rho_{\text{éthanol}}}{\rho_{\text{eau}}}$$

Donc :

$$\rho_{\text{éthanol}} = \frac{d \times \rho_{\text{eau}}}{1}$$

$$\rho_{\text{éthanol}} = d \times \rho_{\text{eau}}$$

$$\rho_{\text{éthanol}} = 0,789 \times 1000$$

$$\rho_{\text{éthanol}} = 789 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

4) Calculer la quantité de matière d'éthanol dans une bouteille de bière de 25cL.

Nous savons que pour 1 L de bière, nous avons 5 cL = 0,05 L d'éthanol.

Donc pour 25,0 cL = 0,250 L, nous avons $0,250 \times 0,05 = 0,0125\text{L}$ d'éthanol.

$$\rho_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{V_{\text{éthanol}}}$$

Il nous faut faire un produit en croix pour transformer notre formule et pouvoir trouver $m_{\text{éthanol}}$. Nous pouvons écrire :

$$\frac{\rho_{\text{éthanol}}}{1} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{V_{\text{éthanol}}}$$





Donc :

$$m_{\text{éthanol}} = \frac{\rho_{\text{éthanol}} \times V_{\text{éthanol}}}{1}$$

$$m_{\text{éthanol}} = \rho_{\text{éthanol}} \times V_{\text{éthanol}}$$

$$m_{\text{éthanol}} = 789 \times 0,0125$$

$$m_{\text{éthanol}} = \mathbf{9,86 \text{ g}}$$

$$M_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{n_{\text{éthanol}}}$$

Il nous faut faire un produit en croix pour transformer notre formule et pouvoir trouver $n_{\text{éthanol}}$. Nous pouvons écrire :

$$\frac{M_{\text{éthanol}}}{1} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{n_{\text{éthanol}}}$$

Donc :

$$n_{\text{éthanol}} \times M_{\text{éthanol}} = m_{\text{éthanol}} \times 1$$

$$n_{\text{éthanol}} \times M_{\text{éthanol}} = m_{\text{éthanol}}$$

$$n_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{M_{\text{éthanol}}}$$

$$n_{\text{éthanol}} = \frac{9,86}{46}$$

$$n_{\text{éthanol}} = \mathbf{0,21 \text{ mol}}$$

EXERCICE 2

L'ibuprofène a pour formule chimique brute $C_{13}H_{18}O_2$.

Nous souhaitons savoir combien il y a de molécules d'ibuprofène dans un comprimé de 400mg.

(400 mg = 0,400 g)

D'après le tableau périodique des éléments, nous avons :

$$\diamond M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\diamond M(H) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\diamond M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Nous obtenons donc :

$$\diamond M(C_{13}H_{18}O_2) = 12 \times 13 + 1,0 \times 18 + 16 \times 2 = 210 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$





$$M_{\text{ibuprofène}} = \frac{m_{\text{ibuprofène}}}{n_{\text{ibuprofène}}}$$

Il nous faut faire un produit en croix pour transformer notre formule et pouvoir trouver $n_{\text{éthanol}}$. Nous pouvons écrire :

$$\frac{M_{\text{ibuprofène}}}{1} = \frac{m_{\text{ibuprofène}}}{n_{\text{ibuprofène}}}$$

Donc :

$$n_{\text{ibuprofène}} \times M_{\text{ibuprofène}} = m_{\text{ibuprofène}} \times 1$$

$$n_{\text{ibuprofène}} \times M_{\text{ibuprofène}} = m_{\text{ibuprofène}}$$

$$n_{\text{ibuprofène}} = \frac{m_{\text{ibuprofène}}}{M_{\text{ibuprofène}}}$$

$$n_{\text{ibuprofène}} = \frac{0,400}{21 \cdot 10}$$

$$n_{\text{ibuprofène}} = 1,9 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$N_{\text{ibuprofène}} = N_A \times n_{\text{ibuprofène}}$$

$$N_{\text{ibuprofène}} = 6,022 \cdot 10^{23} \times 1,9 \cdot 10^{-3}$$

$$N_{\text{ibuprofène}} = 1,1 \times 10^{21}$$

Il y a donc $1,1 \times 10^{21}$ molécules d'ibuprofène dans un comprimé de 400mg.

Pour plus d'exercices accompagnés de leur corrigé, voici mon site :

www.poppy-sciences.com



Aucune reproduction,
même partielle, autres que celles
prévues à l'article L 122-5 du code de la
propriété intellectuelle, ne peut être
faite de ce support sans l'autorisation
expresse de l'autrice.

