

1 Comptage d'entités chimiques

- La **masse molaire** M d'une espèce chimique est la masse d'une mole d'entités de cette espèce :

$$M = N_A \cdot m$$

masse molaire (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) constante d'Avogadro (en mol^{-1}) masse de l'entité (en g)

avec $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

- On peut aussi calculer la masse molaire d'une espèce chimique en faisant la somme des **masses molaires atomiques** des éléments qui la composent, données dans le tableau périodique.

Exemple : $M(\text{CO}_2) = M_{\text{C}} + 2 M_{\text{O}}$

- Le **volume molaire** V_m (en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$) d'une espèce à l'état gazeux est le volume occupé par une mole d'entités à température et pression données.

2 Calcul des quantités de matière

- À partir de la masse d'un échantillon :

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

quantité de matière (en mol) masse de l'échantillon (en g) masse molaire (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

- À partir du volume d'un échantillon :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

quantité de matière (en mol) volume de l'échantillon (en L) volume molaire (en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$)

- À partir de la concentration en quantité de matière d'une espèce en solution, qui est la quantité de matière de soluté dissoute dans un litre de solution :

$$n = c \cdot V$$

quantité de matière (en mol) concentration (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) volume de la solution (en L)

30 L'anhydride éthanoïque

L'anhydride éthanoïque, de formule $C_4H_6O_3(\ell)$, est un liquide très utilisé pour synthétiser des espèces chimiques. Par exemple, c'est un réactif de la synthèse de la vanilline, principal arôme de vanille.

La production mondiale annuelle d'anhydride éthanoïque est d'environ 2,70 milliards de litres.

Données • Masses molaires atomiques : $M_C = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M_O = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M_H = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
• Masse volumique de l'anhydride éthanoïque : $\rho = 1,08 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$

- Calculer la masse molaire M de l'anhydride éthanoïque.
- Calculer la masse m d'anhydride éthanoïque produite chaque année.
- En déduire la quantité de matière n d'anhydride éthanoïque produite chaque année.

- a** D'après la formule de l'anhydride éthanoïque $C_4H_6O_3$, sa masse molaire est :

$$\begin{aligned}M_{C_4H_6O_3} &= 4 M_C + 6 M_H + 3 M_O \\M_{C_4H_6O_3} &= 4 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 3 \times 16,0 \\M_{C_4H_6O_3} &= 102,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}\end{aligned}$$

Aide n° 1

Utiliser les masses molaires atomiques.

► Cours 1 p. 20

- b** Le volume annuel produit est $V = 2,70$ milliards de litres, soit :

$$V = 2,70 \times 10^9 \text{ L, ou encore } V = 2,70 \times 10^{12} \text{ mL}$$

La masse d'anhydride éthanoïque produite chaque année est donc :

$$\begin{aligned}m &= \rho V \\ \text{soit } m &= 1,08 \times 2,70 \times 10^{12} = 2,92 \times 10^{12} \text{ g}\end{aligned}$$

Aide n° 2

Utiliser la masse volumique du liquide pour calculer sa masse.

► Cours 2 p. 20 et 21

- c** La quantité de matière d'anhydride éthanoïque produite chaque année dans le monde est donc :

$$\begin{aligned}n &= \frac{m}{M_{C_4H_6O_3}} \\ \text{soit } n &= \frac{2,92 \times 10^{12}}{102,0} = 2,86 \times 10^{10} \text{ mol.}\end{aligned}$$

Aide n° 3

Utiliser la masse molaire de l'anhydride éthanoïque pour calculer la quantité de matière.

► Cours 2 p. 20 et 21

- 31** Le « biodiesel » est un carburant issu d'huiles végétales utilisé par certains véhicules pour diminuer la production de dioxyde de carbone. La production d'une tonne de biodiesel s'accompagne de la formation de 100 kg de glycérol, un liquide de formule brute $C_3H_8O_3(\ell)$.

Données • Masses molaires atomiques :
 $M_C = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M_O = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M_H = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
• Masse volumique du glycérol : $\rho = 1,26 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$

- Calculer la quantité de matière n de glycérol produite lors de la production d'une tonne de biodiesel.
- Quel est le volume de glycérol correspondant ?



32 L'acide chlorhydrique

Le chlorure d'hydrogène $\text{HCl}_{(g)}$ est un gaz très soluble dans l'eau. On peut le dissoudre dans l'eau pour préparer une solution d'acide chlorhydrique. Au laboratoire, on utilise un volume $V_{\text{gaz}} = 200 \text{ mL}$ de gaz pour préparer $V = 250 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique.

Donnée • Volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience : $V_m = 25,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

- Calculer la quantité de matière n_{gaz} de chlorure d'hydrogène utilisée lors de la préparation de cette solution.
- Vérifier que la concentration de la solution est $c_0 = 3,20 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Quel volume V_0 de cette solution faut-il prélever pour préparer $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ d'une solution de concentration $c_1 = 6,40 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

- a** Le volume de chlorure d'hydrogène dissous est :

$$V_{\text{gaz}} = 200 \text{ mL} = 200 \times 10^{-3} \text{ L}$$

La quantité de matière de gaz contenue dans le volume V_{gaz} de chlorure d'hydrogène est :

$$n_{\text{gaz}} = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_m}$$

$$\text{soit } n_{\text{gaz}} = \frac{200 \times 10^{-3}}{25,0} = 8,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

- b** Le volume de la solution est $V = 250 \text{ mL} = 250 \times 10^{-3} \text{ L}$.

Sa concentration est donc :

$$c_0 = \frac{n_{\text{gaz}}}{V}$$

$$\text{soit } c_0 = \frac{8,00 \times 10^{-3}}{250 \times 10^{-3}} = 3,20 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- c** On réalise une dilution.

La quantité de matière de soluté à introduire dans la solution fille est :

$$n = c_1 V_1$$

Le volume de solution mère qui contient cette quantité de matière de soluté

$$\text{est } V_0 = \frac{n}{c_0} \text{ soit } V_0 = \frac{c_1 V_1}{c_0}$$

$$\text{On calcule } V_0 = \frac{6,40 \times 10^{-3} \times 50,0 \times 10^{-3}}{3,20 \times 10^{-2}} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ L} = 10,0 \text{ mL}.$$

- 33** Le dioxyde de carbone $\text{CO}_{2(g)}$ est un gaz peu soluble dans l'eau. En effet, sa concentration maximale en solution vaut $c = 3,59 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Donnée • Volume molaire des gaz pour l'exercice : $24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

- Calculer la quantité de matière n de dioxyde de carbone dissoute dans $V = 50 \text{ mL}$ d'eau à la concentration maximale.
- En déduire le volume de dioxyde de carbone dissous dans ce volume.
- On prépare 100 mL d'une solution par dilution en prélevant $5,00 \text{ mL}$ de cette solution.

Quelle est la concentration de la solution fille ?



Un ballon rempli de $\text{HCl}_{(g)}$ est mis en contact avec de l'eau. $\text{HCl}_{(g)}$ se dissout dans l'eau, la faisant monter en créant un jet d'eau.

Aide n° 1

Le chlorure d'hydrogène est un gaz. Son volume doit être exprimé en litres.

► Cours 3 p. 22

Aide n° 2

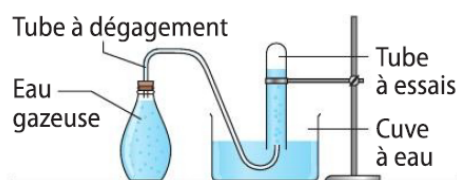
Attention à la conversion du volume.

► Cours 4 p. 22 et 23

Aide n° 3

Identifier les concentrations de la solution mère et de la solution fille.

► Cours 4 p. 22 et 23



Ce montage permet de récupérer le dioxyde de carbone dissous dans une eau gazeuse.

34 Le saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ est le sucre ordinaire. L'OMS (Organisation mondiale la santé) préconise de ne pas en consommer plus de 25 g par jour. Un cola est une solution aqueuse de concentration en sucre $c = 3,1 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Une canette a pour volume $V = 330 \text{ mL}$.

Données Masses molaires atomiques :

• $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ • $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ • $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- Calculer la masse molaire M du saccharose.
- Calculer la quantité de matière n de saccharose contenue dans une canette de cola.
- En déduire la masse m de saccharose dans une canette de cola.
- Cette valeur dépasse-t-elle celle préconisée par l'OMS ?



Un exemple de bonne réponse

Notation

Repérer les notations utilisées dans l'énoncé.

Rédaction

Faire le lien entre les questions. Par exemple, utiliser la question précédente lorsque l'énoncé utilise « en déduire ».



Astuce

Faire référence aux données de l'énoncé pour conclure.

- a** La masse molaire du saccharose est :

$$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 12 M_C + 11 M_O + 22 M_H$$

$$\text{soit } M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 12 \times 12,0 + 11 \times 16,0 + 22 \times 1,0$$

$$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 342,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

- b** La quantité de matière de saccharose dans une canette est :

$$n = cV$$

$$\text{soit } n = 3,1 \times 10^{-1} \times 330 \times 10^{-3} = 0,10 \text{ mol.}$$

- c** La masse de saccharose par canette est donc :

$$m = n M_{C_{12}H_{22}O_{11}}$$

$$\text{soit } m = 0,10 \times 342,0 = 34 \text{ g.}$$

- d** D'après l'énoncé, la masse maximale quotidienne préconisée est 25 g, donc une seule canette dépasse cette limite.



Astuce

Repérer le nombre de chiffres significatifs de chaque donnée.

Donner un résultat avec le bon nombre de chiffres significatifs.

👉 Fiche 7 p. 432