

Approfondissement Composition d'un système

Isotopes, constante d'Avogadro, mélanges, dilutions, pesée d'un gaz

6 exercices · niveau ●●● · durée conseillée : 3 h · calculatrice autorisée

Exercice 1 Pourquoi $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$?

●●●

Le chlore naturel est un mélange de deux isotopes : ^{35}Cl , de masse $m_{35} = 5,807 \times 10^{-23} \text{ g}$, qui représente 75,8 % des atomes, et ^{37}Cl , de masse $m_{37} = 6,138 \times 10^{-23} \text{ g}$, qui représente 24,2 % des atomes. Dans cet exercice, on prendra $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

■ **DONNÉES** Masses molaires en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: C 12,0 ; O 16,0

- 1.1 Rappeler la composition du noyau de chacun des deux isotopes ($Z = 17$). Pourquoi leurs masses sont-elles différentes ?
- 1.2 Calculer la masse moyenne d'un atome de chlore naturel, puis la masse molaire atomique du chlore. Comparer à la valeur des tables.
- 1.3 Pourquoi la masse molaire atomique du chlore n'est-elle pas voisine d'un nombre entier, contrairement à celle du carbone ou de l'oxygène ?

Exercice 2 Estimer la constante d'Avogadro (pour aller plus loin)

●●●

On dissout 1,0 mL d'acide oléique $\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2$ (masse volumique $0,895 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$) dans de l'éthanol, de façon à obtenir 500 mL de solution S . On vérifie que 50 gouttes de S ont un volume de 1,0 mL. On dépose une goutte de S à la surface d'une cuve d'eau saupoudrée de talc : l'éthanol se dissout dans l'eau et l'acide oléique, insoluble, s'étale en une couche monomoléculaire (une seule épaisseur de molécules), qui forme un disque de diamètre $D = 18 \text{ cm}$.

■ **DONNÉES** $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ • masses molaires en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: H 1,0 ; C 12,0 ; O 16,0

- 2.1 Calculer le volume V d'acide oléique contenu dans une goutte de S , puis l'épaisseur e de la couche. Pourquoi cette épaisseur donne-t-elle un ordre de grandeur de la taille d'une molécule ?
- 2.2 On modélise d'abord une molécule par un cube d'arête e . Calculer le volume occupé par une mole d'acide oléique liquide, puis en déduire une estimation de N_A .
- 2.3 En réalité, une molécule d'acide oléique est allongée : on la modélise par un pavé de hauteur e et de base carrée de côté $e/3$. Reprendre l'estimation et commenter.

Exercice 3 La recette de l'OMS pour une solution hydroalcoolique

●●●

Pour préparer 10,0 L de solution hydroalcoolique, l'OMS recommande de verser dans un récipient gradué 8 333 mL d'éthanol à 96 % (en volume), 417 mL d'eau oxygénée à 3 % et 145 mL de glycérol à 98 % (en volume), puis de compléter avec de l'eau jusqu'au trait 10,0 L.

■ **DONNÉES** Éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$: $\rho = 0,789 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ • glycérol $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$: $\rho = 1,26 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ • $\rho_{\text{eau}} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ • masses molaires en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: H 1,0 ; C 12,0 ; O 16,0

- 3.1 Montrer que la solution contient 80,0 % d'éthanol en volume. Calculer sa concentration en quantité de matière d'éthanol.
- 3.2 Calculer la concentration en masse et la concentration en quantité de matière du glycérol dans la solution.
- 3.3 Un élève prépare au laboratoire un mélange de 80,0 mL d'éthanol pur et de 20,0 mL d'eau. Il mesure la masse volumique du mélange : $0,852 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Calculer le volume du mélange. Les volumes sont-ils additifs ?
- 3.4 Quel est le pourcentage volumique d'éthanol du mélange de l'élève ? Pourquoi la recette de l'OMS demande-t-elle de « compléter jusqu'au trait » plutôt que d'ajouter un volume d'eau fixé ?

Exercice 4 Une dilution ou deux ?



On veut diluer 100 fois une solution. Deux méthodes sont envisagées :

- méthode 1 : prélever 1,000 mL avec une pipette jaugée de 1 mL (tolérance $\pm 0,008$ mL) et compléter à 100,0 mL dans une fiole jaugée (tolérance $\pm 0,10$ mL) ;
- méthode 2 : réaliser deux dilutions successives au dixième, chacune avec une pipette jaugée de 10 mL (tolérance $\pm 0,02$ mL) et une fiole jaugée de 100,0 mL.

Pour une tolérance $\pm a$, l'incertitude-type vaut $u = a/\sqrt{3}$. Pour une dilution :

$$\left(\frac{u(c_{\text{fille}})}{c_{\text{fille}}}\right)^2 = \left(\frac{u(c_{\text{mère}})}{c_{\text{mère}}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{\text{mère}})}{V_{\text{mère}}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{\text{fille}})}{V_{\text{fille}}}\right)^2$$

On considère la concentration de la solution de départ comme parfaitement connue.

```
1 from math import sqrt
2 r_pip = 0.02 / sqrt(3) / 10.00
3 r_fio = 0.10 / sqrt(3) / 100.0
4 r = 0
5 for k in range(1, 5):
6     r = sqrt(r**2 + r_pip**2 + r_fio**2)
7     print(k, 10**k, round(100 * r, 2))
```

4.1 Calculer l'incertitude-type relative sur la concentration finale pour chaque méthode. Quelle est la plus précise ?

4.2 Le programme ci-contre étudie des dilutions au dixième successives. Que représente la variable r ? Qu'affiche la deuxième colonne ?

4.3 Montrer que, après k dilutions, l'incertitude-type relative vaut $r_1\sqrt{k}$, où r_1 est celle d'une seule dilution. Donner les valeurs affichées par le programme. Combien de dilutions au dixième successives peut-on enchaîner en restant au moins aussi précis qu'avec la méthode 1 ? (Comparer les carrés des incertitudes-types relatives.)

Exercice 5 Mélanger deux solutés glucosés



Une pharmacie hospitalière dispose de solutés glucosés à 5 % (G5, soit $50 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$) et à 30 % (G30, soit $300 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$). Elle doit préparer 500 mL de soluté G10 ($100 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$). On admet que les volumes sont additifs.

■ **DONNÉES** Masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: H 1,0 ; C 12,0 ; O 16,0

- 5.1** En écrivant la conservation du volume et de la masse de glucose, déterminer les volumes de G5 et de G30 à mélanger.
- 5.2** Calculer la concentration en quantité de matière de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ du soluté G10.
- 5.3** On perfuse 1,0 L de G10 en 8 h. Quelle quantité de glucose le patient reçoit-il par minute ?
- 5.4** Montrer qu'aucun mélange de G5 et de G30 ne permet d'obtenir un soluté à 2,5 %. Comment l'obtenir ?

Exercice 6 Identifier un gaz par pesée



Un ballon rigide de volume intérieur $V = 1,000 \text{ L}$, muni d'un robinet, est pesé vide (après avoir fait le vide), puis rempli de gaz à 20°C sous $1\,013 \text{ hPa}$. On note Δm l'augmentation de masse.

■ **DONNÉES** $V_m = 24,1 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ à 20°C • masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: H 1,0 ; C 12,0 ; O 16,0

- 6.1** Montrer que la masse molaire du gaz s'écrit $M = \frac{\Delta m \times V_m}{V}$.
- 6.2** Rempli d'air, le ballon présente $\Delta m = 1,20 \text{ g}$. Calculer la « masse molaire moyenne » de l'air et l'interpréter, sachant que l'air contient environ 78 % de diazote et 21 % de dioxygène (en volume), $M(\text{N}) = 14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- 6.3** Rempli de deux alcanes gazeux A et B, de formule générale $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, le ballon présente respectivement $\Delta m_A = 1,245 \text{ g}$ et $\Delta m_B = 2,407 \text{ g}$. Identifier A et B.