

Approfondissement Corps purs et mélanges

Mélanges eau-alcool, alliages d'or, découverte de l'argon, eau salée, mesures

5 exercices · niveau ●●● · durée conseillée : 2 h 30 · calculatrice autorisée

Exercice 1 Les volumes ne s'additionnent pas toujours



L'alcool à 70 % vendu en pharmacie est un mélange d'éthanol et d'eau contenant 70 mL d'éthanol pur dans 100 mL de mélange (pourcentage *volumique*). Pour le préparer, on verse 70,0 mL d'éthanol dans une fiole jaugée de 100,0 mL, on complète avec de l'eau jusqu'au trait de jauge et on homogénéise. On pèse le contenu de la fiole : 88,6 g.

■ **DONNÉES** Masses volumiques ($\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$, ou $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$) : eau 1,00 • éthanol 0,79

- 1.1 Calculer la masse d'éthanol introduite, puis la masse et le volume d'eau ajoutés.
- 1.2 Comparer la somme des volumes d'éthanol et d'eau introduits au volume du mélange. Que constate-t-on ? (Ce phénomène de *contraction* est hors programme — pour aller plus loin.)
- 1.3 Calculer la masse volumique de l'alcool à 70 %, puis le pourcentage massique d'éthanol dans ce mélange. Pourquoi les pourcentages volumique et massique sont-ils différents ?
- 1.4 Un élève prévoit la masse volumique du mélange en supposant que les volumes s'additionnent : il mélange 70,0 mL d'éthanol et 30,0 mL d'eau. Quelle valeur trouve-t-il ? Est-elle plus grande ou plus petite que la valeur réelle ? Expliquer.

Exercice 2 Une bague en or 18 carats ?



En bijouterie, un alliage « à n carats » contient $\frac{n}{24}$ de sa masse en or. L'or jaune 18 carats contient, en masse, 75,0 % d'or, 12,5 % d'argent et 12,5 % de cuivre. On admet que, dans un alliage, les volumes des métaux s'additionnent.

■ **DONNÉES** Masses volumiques ($\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$, ou $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$) : or 19,3 • argent 10,5 • cuivre 8,96 • tungstène 19,3

- 2.1 Une bague de 6,20 g est vendue « or 18 carats ». Calculer la masse de chaque métal qu'elle devrait contenir, puis son volume. En déduire la masse volumique de l'or 18 carats.
- 2.2 Un laboratoire mesure précisément le volume de la bague : $V = 0,553 \text{ cm}^3$. Calculer sa masse volumique. La bague est-elle en or 18 carats ?
- 2.3 On suppose que la bague est un alliage d'or et de cuivre uniquement, et on note x la fraction massique d'or. Montrer que $V = m \left(\frac{x}{19,3} + \frac{1-x}{8,96} \right)$ (avec m en g et V en cm^3), puis déterminer x et le nombre de carats de la bague.
- 2.4 Certains faussaires fabriquent des lingots de tungstène recouverts d'une fine couche d'or. Pourquoi la mesure de la masse volumique ne permet-elle pas de détecter cette fraude ?
- 2.5 Pourquoi une éprouvette graduée de 10 mL (graduée tous les 0,2 mL) ne permet-elle pas de mesurer le volume de la bague ?

Exercice 3 Lord Rayleigh et le gaz « paresseux »



À 0 °C et sous la pression atmosphérique normale, les masses volumiques de quelques gaz purs sont : diazote $1,2506 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$; dioxygène $1,4290 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$; argon $1,7837 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$; dioxyde de carbone $1,977 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. Dans un mélange de gaz, pris dans les mêmes conditions, on admet que les volumes des gaz qui le constituent s'additionnent.

- 3.1** L'air sec contient, en volume, 78,08 % de diazote, 20,95 % de dioxygène, 0,93 % d'argon et 0,04 % de dioxyde de carbone. Calculer la masse de chaque gaz contenu dans 1,000 L d'air, puis la masse volumique de l'air à 0 °C.
- 3.2** En 1894, Lord Rayleigh prépare du diazote de deux façons : en retirant de l'air le dioxygène, la vapeur d'eau et le dioxyde de carbone (« diazote atmosphérique »), ou par une réaction chimique (« diazote chimique », pur). Il trouve que le « diazote atmosphérique » a une masse volumique de $1,2567 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. Pourquoi ce résultat l'intrigue-t-il ?
- 3.3** Avec William Ramsay, il montre que le « diazote atmosphérique » est un mélange de diazote et d'un gaz inconnu, très peu réactif, qu'ils nomment argon (du grec *argos*, « paresseux »). On note p la proportion volumique d'argon dans ce mélange. Exprimer la masse d'un litre de « diazote atmosphérique » en fonction de p , puis montrer que $p \approx 1,1 \%$.

Exercice 4 Pourquoi sale-t-on les routes ?



Une eau salée ne se solidifie pas à 0 °C : les premiers cristaux de glace apparaissent à une température θ plus basse, qui dépend du pourcentage massique w de sel (figure 1). Au cours de la solidification, la température continue de diminuer.

- 4.1** Pourquoi la courbe de refroidissement d'une eau salée ne présente-t-elle pas de palier ?
- 4.2** Le service des routes prévoit -8 °C . Déterminer graphiquement le pourcentage massique minimal de sel qui empêche l'eau de geler.
- 4.3** En déduire la masse de sel à dissoudre dans 1,0 kg d'eau (on rappelle que $w = \frac{m_{\text{sel}}}{m_{\text{sel}} + m_{\text{eau}}} \times 100$).
- 4.4** Pourquoi le salage est-il inefficace par -25 °C ?

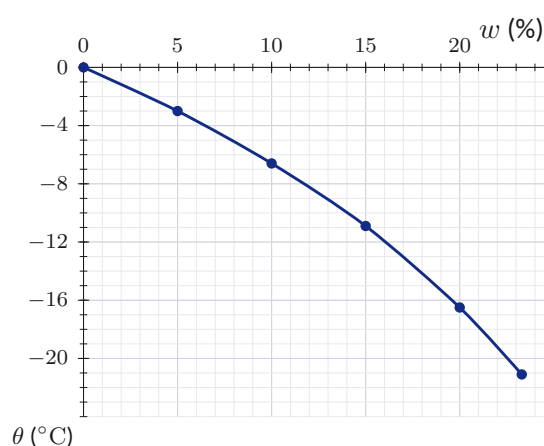


Figure 1 — Température d'apparition de la glace en fonction de w (au-delà de 23,3 %, le sel ne se dissout plus entièrement)

Exercice 5 Deux méthodes de mesure



Pour mesurer la masse volumique d'une eau salée, huit groupes utilisent la méthode A (éprouvette graduée de 50 mL et balance au 0,1 g), huit autres la méthode B (pipette jaugée de 20,00 mL et balance au 0,01 g). Résultats en $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$:

Méthode A	1,08	1,03	1,06	1,10	1,05	1,07	1,04	1,09
Méthode B	1,071	1,068	1,073	1,070	1,069	1,072	1,067	1,070

- 5.1** Pour chaque méthode, calculer la moyenne, l'écart-type s et l'incertitude-type $u = \frac{s}{\sqrt{8}}$. Écrire chaque résultat avec un nombre de chiffres cohérent.
- 5.2** Quelle méthode est la plus précise ? Proposer une explication.
- 5.3** La valeur de référence, pour cette eau salée, est $\rho_{\text{réf}} = 1,071 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Pour aller plus loin, on calcule le quotient $z = \frac{|\bar{\rho} - \rho_{\text{réf}}|}{u}$; on considère le résultat compatible avec la référence si $z \leq 2$. Conclure pour chaque méthode. Un résultat précis est-il forcément plus « juste » ?