

Les quatre exercices sont indépendants

Masses molaires de quelques atomes ; $M(C)=12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(H)=1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(N)=14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(O)=16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

EXERCICE I - Capsules de caféine (3,5 points)

Certains sportifs utilisent des gélules de caféine comme stimulant pour améliorer leurs performances physiques.

Données : formule chimique de la caféine : $C_8H_{10}N_4O_2$

volume d'une tasse d'expresso : $V_{\text{tasse}} = 60 \text{ mL}$

concentration molaire approximative en caféine d'un café expresso : $C_{\text{caféine}} = 7 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$

- Déterminer la masse molaire de la caféine.
- Un sportif ingère une gélule contenant une masse de 380 mg de caféine avant une activité physique. Déterminer la quantité n de caféine correspondante.
- Évaluer le nombre de tasses de café expresso que ce sportif aurait dû boire avant l'épreuve pour absorber la même quantité de caféine.

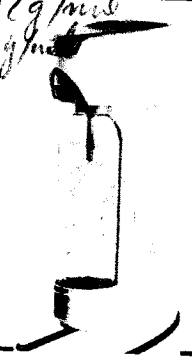
EXERCICE II - Le dioxyde de carbone dans les boissons (3,5 points)

Données : Volume molaire d'un gaz à 20°C sous pression atmosphérique : $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

- Calculer la quantité n_1 de dioxyde de carbone contenue dans un volume $V = 600 \text{ mL}$ à 20°C sous pression.
- La recharge d'un gazéificateur de boisson contient 425 g de dioxyde de carbone dans un volume $V = 600 \text{ mL}$

Calculer la quantité de matière n_2 de dioxyde de carbone contenue dans cette recharge.

- Comment est-il possible que la recharge contienne une telle quantité de dioxyde de carbone ?
- Quand la recharge est considérée comme « vide », que contient-elle ? en quelle quantité ? Justifier.



Exercice 3 : Préparation d'une solution

On désire fabriquer un volume $V_1 = 200 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse notée S_1 de sulfate de cuivre CuSO_4 de concentration en quantité de matière C_1 égale à $0,020 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

- Déterminer la quantité de sulfate de cuivre anhydre nécessaire pour la préparation de cette solution.
- En déduire la masse m du sulfate de cuivre anhydre à préparer. On donne $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Quel contenant doit-on utiliser pour fabriquer la solution ?
- Déterminer la concentration massique t (ou le titre massique) de cette solution.
- On désire préparer par dilution un volume $V_2 = 50,0 \text{ mL}$ d'une nouvelle solution notée S_2 à partir de cette première solution S_1 . La concentration en quantité de matière de S_2 doit être égale à $C_2 = 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Déterminer par un calcul clair le volume de la solution mère à prélever. Quel type de verrerie utilise-t-on pour ça ?

EXERCICE I - Capsules de caféine (3,5 points)

$$1. M(C_8H_{10}N_4O_2) = 8 \times M(C) + 10 \times M(H) + 4 \times M(N) + 2 \times M(O) = 8 \times 12,0 + 10 \times 1,0 + 4 \times 14,0 + 2 \times 16,0 = 194,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$2. n_{\text{caféine}} = \frac{m}{M} = \frac{380 \cdot 10^{-3}}{194,0} = 1,96 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$3. \text{ Un tasse de café expresso contient } n = c \times V = 7 \cdot 10^{-3} \times 0,06 = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Le nombre de tasse est donc } \frac{1,96 \cdot 10^{-3}}{4,2 \cdot 10^{-4}} = 4,7 \text{ soit environ 5 tasses.}$$

EXERCICE II - Le dioxyde de carbone dans les boissons (3,5 points)

$$1. n_1 = \frac{V}{V_m} = \frac{0,600}{24,0} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$2. M(\text{CO}_2) = M(C) + 2 \times M(O) = 1 \times 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n_2 = \frac{m}{M(\text{CO}_2)} = \frac{425}{44,0} = 9,66 \text{ mol}$$

3. La recharge contient autant de CO_2 car la pression est très élevée à l'intérieur.

4. Quand la recharge est considérée comme "vide", celle-ci ne contiendra plus que 600 mL de CO_2 à pression atmosphérique soit $2,5 \cdot 10^{-2}$ mol (question 1.)

**Exercice 3 : Préparation d'une solution**

$$1. \text{ On sait que : } \quad n = C_1 \times V_1 \\ \Leftrightarrow \quad n = 0,020 \times 0,200 = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$2. \text{ La masse de sulfate de cuivre à préparer vaut donc : } \\ \quad m = n \times M_{\text{CuSO}_4} \\ \Leftrightarrow \quad m = 4,0 \cdot 10^{-3} \times (63,5 + 32,1 + 4 \times 16) = 0,64 \text{ g}$$

3. Il faut utiliser une fiole jaugé de 200 mL.

$$4. \text{ On sait que : } \quad t = C_1 \times M \\ \Leftrightarrow \quad t = 0,020 \times 159,6 = 3,2 \text{ g/L}$$

$$5. \text{ Lors d'une dilution, on a : } \quad C_{\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = C_{\text{filie}} \times V_{\text{filie}}$$

$$\text{Donc ici : } \quad C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2 \\ \Leftrightarrow \quad V_1 = (C_2 \times V_2) / C_1 \\ \Leftrightarrow \quad V_1 = (4,00 \cdot 10^{-3} \times 50,0) / 0,020 = 10 \text{ mL}$$

Pour faire cette dilution, on doit prélever les 10 mL de la solution mère à l'aide d'une pipette jaugée.