## Exercice 1 : Quantité de matière et masse molaire

**3 points**

**1)** La quantité de matière est le nombre d'entités divisé par la constante d'Avogadro (nombre d'entités dans une mole) :

$$n = \frac{N}{N_\text{A}} = \frac{5{,}40 \times 10^{24}}{6{,}02 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}} = 8{,}970\,\text{mol} \approx \boxed{8{,}97\,\text{mol}}$$

Les deux données ont trois chiffres significatifs : on en garde trois.

**2)** On additionne les masses molaires atomiques de tous les atomes de la molécule. La formule $CH_3CH_2OH$ compte 2 atomes de carbone, 6 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène (formule brute $C_2H_6O$) :

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 12{,}0 + 6 \times 1{,}00 + 16{,}0 = \boxed{46{,}0\,\text{g·mol}^{-1}}$$

## Exercice 2 : Une solution d'acétone

**3 points**

**Quantité de matière d'acétone nécessaire.** La solution doit contenir $n = c_\text{acétone} \times V_\text{solution}$, avec $V_\text{solution} = 200{,}0\,\text{mL} = 0{,}2000\,\text{L}$ :

$$n = 5{,}0\,\text{mol·L}^{-1} \times 0{,}2000\,\text{L} = 1{,}0\,\text{mol}$$

**Masse correspondante.** Masse molaire de l'acétone :

$$M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 3 \times 12{,}0 + 6 \times 1{,}00 + 16{,}0 = 58{,}0\,\text{g·mol}^{-1}$$

$$m = n \times M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 1{,}0\,\text{mol} \times 58{,}0\,\text{g·mol}^{-1} = 58\,\text{g}$$

**Volume à prélever.** L'acétone est un liquide : on prélève un volume plutôt que de peser. Par définition de la masse volumique, $\rho = \frac{m}{V}$, donc :

$$V_\text{acétone} = \frac{m}{\rho_\text{acétone}} = \frac{58\,\text{g}}{0{,}78\,\text{g·mL}^{-1}} = 74{,}4\,\text{mL} \approx \boxed{74\,\text{mL}}$$

La concentration et la masse volumique n'ont que deux chiffres significatifs, d'où l'arrondi. On vérifie que ce volume est bien inférieur à celui de la solution ($200{,}0\,\text{mL}$) : on complète ensuite avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

## Exercice 3 : Une solution sucrée

**6 points**

**1)** La masse d'un échantillon est le produit de sa quantité de matière par la masse molaire : $n = \frac{m}{M}$, donc

$$m = n \times M = 0{,}0200\,\text{mol} \times 342{,}0\,\text{g·mol}^{-1} = \boxed{6{,}84\,\text{g}}$$

**2)** Par définition, la concentration en masse est la masse de soluté dissous par litre de solution, avec $V = 250{,}0\,\text{mL} = 0{,}2500\,\text{L}$ :

$$C_\text{m} = \frac{m}{V} = \frac{6{,}84\,\text{g}}{0{,}2500\,\text{L}} = 27{,}36\,\text{g·L}^{-1} \approx \boxed{27{,}4\,\text{g·L}^{-1}}$$

(trois chiffres significatifs, comme la quantité de matière $0{,}0200\,\text{mol}$).

**3)** a. Par définition de la concentration en quantité de matière, $C = \frac{n}{V}$, donc, avec $V = 300\,\text{mL} = 0{,}300\,\text{L}$ :

$$n = C \times V = 2{,}50\,\text{mol·L}^{-1} \times 0{,}300\,\text{L} = \boxed{0{,}750\,\text{mol}}$$

b. On isole le volume dans la même relation :

$$V = \frac{n}{C} = \frac{0{,}0500\,\text{mol}}{2{,}50\,\text{mol·L}^{-1}} = 0{,}0200\,\text{L} = \boxed{20{,}0\,\text{mL}}$$

## Exercice 4 : Dilution de l'éosine

**6 points**

**1)** a. Le facteur de dilution est le rapport de la concentration de la solution mère à celle de la solution fille :

$$F = \frac{C_\text{mère}}{C_\text{éosine}} = \frac{1{,}6 \times 10^{-1}\,\text{mol·L}^{-1}}{3{,}2 \times 10^{-2}\,\text{mol·L}^{-1}} = \boxed{5{,}0}$$

La solution mère est diluée cinq fois.

b. Au cours d'une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve : $C_\text{mère} \times V' = C_\text{éosine} \times V$. Le facteur de dilution est donc aussi le rapport des volumes, $F = \frac{V}{V'}$ :

$$V' = \frac{V}{F} = \frac{100{,}0\,\text{mL}}{5{,}0} = \boxed{20{,}0\,\text{mL}}$$

c. **Verrerie** : un bécher dans lequel on verse un peu de solution mère ; une **pipette jaugée de** $20{,}0\,\text{mL}$ munie d'une poire à pipeter pour prélever $V'$ ; une **fiole jaugée de** $100{,}0\,\text{mL}$, dans laquelle on verse le prélèvement puis que l'on complète à l'eau distillée (pissette) jusqu'au trait de jauge avant d'homogénéiser. La balance et la coupelle sont inutiles : on ne pèse aucun solide lors d'une dilution.

**2)** La quantité d'éosine contenue dans les $10\,\text{mL}$ restants se conserve quand on ajoute de l'eau : $C_\text{éosine} \times V_\text{reste} = C_2 \times V_\text{bouteille}$. Le facteur de dilution vaut

$$F_2 = \frac{V_\text{bouteille}}{V_\text{reste}} = \frac{250\,\text{mL}}{10\,\text{mL}} = 25$$

$$C_2 = \frac{C_{\text{éosine}}}{F_2} = \frac{3{,}2 \times 10^{-2}\,\text{mol·L}^{-1}}{25} = 1{,}28 \times 10^{-3}\,\text{mol·L}^{-1} \approx \boxed{1{,}3 \times 10^{-3}\,\text{mol·L}^{-1}}$$

La solution obtenue est 25 fois moins concentrée que la solution commerciale.

## Exercice 5 : Eau oxygénée

**2 points**

**1)** D'après la définition du titre, un litre d'eau oxygénée à 10 volumes peut libérer un volume $V(\text{O}_2) = 10\,\text{L}$ de dioxygène gazeux. Pour un gaz, la quantité de matière est le volume divisé par le volume molaire :

$$n(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_\text{m}} = \frac{10\,\text{L}}{22{,}4\,\text{L·mol}^{-1}} = 0{,}446\,\text{mol} \approx \boxed{0{,}45\,\text{mol}}$$

Le titre « 10 volumes » n'a que deux chiffres significatifs, d'où l'arrondi.