Exercice 1 : Un décapant à la soude

4,5 points

1) La masse volumique relie la masse d'un échantillon à son volume : $\rho = \frac{m}{V}$, donc $m = \rho \times V$. Pour un flacon de $V = 500\,\text{mL}$:

$$m_{\text{décapant}} = \rho \times V = 1{,}25\,\text{g·mL}^{-1} \times 500\,\text{mL} = \boxed{625\,\text{g}}$$

Le volume étant exprimé en mL, comme dans l'unité de ρ, aucune conversion n'est nécessaire.

2) Le pourcentage massique est le rapport de la masse d'hydroxyde de sodium à la masse totale du produit : $\frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{\text{décapant}}} = 0{,}23$.

$$m_{\text{NaOH}} = 0{,}23 \times m_{\text{décapant}} = 0{,}23 \times 625\,\text{g} = 143{,}75\,\text{g} \approx \boxed{1{,}4 \times 10^2\,\text{g}}$$

Le pourcentage $23\ \%$ n'a que deux chiffres significatifs, d'où l'arrondi ; dans la suite, on calcule avec $143{,}75\,\text{g}$.

3) Masse molaire de l'hydroxyde de sodium :

$$M(\text{NaOH}) = M(\text{Na}) + M(\text{O}) + M(\text{H}) = 23{,}0 + 16{,}0 + 1{,}0 = 40{,}0\,\text{g·mol}^{-1}$$

Quantité de matière d'hydroxyde de sodium dans le flacon :

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M(\text{NaOH})} = \frac{143{,}75\,\text{g}}{40{,}0\,\text{g·mol}^{-1}} = 3{,}594\,\text{mol}$$

Elle est dissoute dans le volume du flacon, $V = 500\,\text{mL} = 0{,}500\,\text{L}$:

$$c_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} = \frac{3{,}594\,\text{mol}}{0{,}500\,\text{L}} = 7{,}19\,\text{mol·L}^{-1} \approx \boxed{7{,}2\,\text{mol·L}^{-1}}$$

Exercice 2 : Le gaz d'un barbecue

3,5 points

1) On additionne les masses molaires atomiques de tous les atomes de la molécule (3 atomes de carbone et 8 atomes d'hydrogène) :

$$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \times M(\text{C}) + 8 \times M(\text{H}) = 3 \times 12{,}0 + 8 \times 1{,}0 = \boxed{44{,}0\,\text{g·mol}^{-1}}$$

2) On convertit la masse en grammes : $m = 13\,\text{kg} = 13 \times 10^3\,\text{g}$.

$$n = \frac{m}{M(\text{C}_3\text{H}_8)} = \frac{13 \times 10^3\,\text{g}}{44{,}0\,\text{g·mol}^{-1}} = 295{,}5\,\text{mol} \approx \boxed{3{,}0 \times 10^2\,\text{mol}}$$

La masse $13\,\text{kg}$ est donnée avec deux chiffres significatifs : on arrondit de même.

3) a. Pour un gaz, à température et pression données, le volume est égal au produit de la quantité

de matière par le volume molaire. Le calcul utilise n avant arrondi :

$$V = n \times V_{\mathrm{m}} = 295{,}5\,\mathrm{mol} \times 24{,}0\,\mathrm{L{\cdot}mol^{-1}} = 7{,}09 \times 10^{3}\,\mathrm{L} \approx \boxed{7{,}1 \times 10^{3}\,\mathrm{L}}$$

soit environ $7{,}1\,\mathrm{m^3}$ de gaz.

b. Oui, le volume serait différent. Le volume molaire est le même pour tous les gaz dans les mêmes conditions de température et de pression : le volume ne dépend que de la quantité de matière de gaz. Or, à masse égale, la quantité de matière $n = \frac{m}{M}$ dépend de la masse molaire de l'espèce. Celle du butane est plus grande :

$$M(\mathrm{C_4H_{10}}) = 4 \times 12{,}0 + 10 \times 1{,}0 = 58{,}0\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}} > 44{,}0\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}}$$

Conclusion : $13\,\mathrm{kg}$ de butane contiennent moins de molécules (environ $2{,}2 \times 10^{2}\,\mathrm{mol}$) et donnent donc un volume de gaz plus petit (environ $5{,}4 \times 10^{3}\,\mathrm{L}$).

Exercice 3 : La bouillie bordelaise

12 points

1) Traitement d'un pêcher

a. On part d'un soluté solide que l'on dissout dans l'eau : c'est une **dissolution**.

b. Le document 1 impose à S_1 une concentration en quantité de matière $c_1 = 6{,}0 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol{\cdot}L^{-1}}$. La quantité de sulfate de cuivre à dissoudre dans $V_1 = 100{,}0\,\mathrm{mL} = 0{,}1000\,\mathrm{L}$ vaut $n_1 = c_1 \times V_1$, d'où la masse à peser :

$$m_1 = n_1 \times M = c_1 \times V_1 \times M = 6{,}0 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol{\cdot}L^{-1}} \times 0{,}1000\,\mathrm{L} \times 249{,}6\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}} = 1{,}498\,\mathrm{g} \approx \boxed{1{,}5\,\mathrm{g}}$$

On garde la valeur non arrondie $m_1 = 1{,}498\,\mathrm{g}$ pour la question c.

Protocole :

- tarer la balance avec la coupelle posée dessus, puis y déposer, à la spatule, $m_1 = 1{,}5\,\mathrm{g}$ de sulfate de cuivre ;
- introduire le solide, par l'entonnoir, dans la fiole jaugée de $100{,}0\,\mathrm{mL}$, puis, avec la pissette, faire couler de l'eau distillée sur la coupelle puis dans l'entonnoir, au-dessus de la fiole, afin d'entraîner tout le solide pesé ;
- remplir la fiole environ aux deux tiers avec de l'eau distillée, la boucher et l'agiter jusqu'à ce que le solide soit entièrement dissous ;
- compléter avec de l'eau distillée, au goutte-à-goutte à la pissette pour finir, jusqu'à ce que le bas du ménisque affleure le trait de jauge (lecture à hauteur d'œil) ;
- reboucher, puis homogénéiser en renversant la fiole à plusieurs reprises.

c. Par définition, $C_{\mathrm{m}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$:

$$C_{\mathrm{m},1} = \frac{m_1}{V_1} = \frac{1{,}498\,\mathrm{g}}{0{,}1000\,\mathrm{L}} = 15{,}0\,\mathrm{g{\cdot}L^{-1}} \approx \boxed{15\,\mathrm{g{\cdot}L^{-1}}}$$

On peut aussi utiliser la relation $C_\mathrm{m} = c \times M$:

$$C_{\mathrm{m},1} = 6{,}0 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol{\cdot}L^{-1}} \times 249{,}6\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}} \approx 15\,\mathrm{g{\cdot}L^{-1}}$$

2) Traitement d'un pied de melon

a. On part d'une solution plus concentrée, la solution S_1, à laquelle on ajoute de l'eau : c'est une **dilution**.

b. Diluer n'ajoute que du solvant : le soluté contenu dans le volume V_0 prélevé est tout entier dans la solution S_2, donc $c_1 \times V_0 = c_2 \times V_2$, avec V_0 le volume de S_1 prélevé et $c_2 = 1{,}2 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol{\cdot}L^{-1}}$ (document 1).

$$V_0 = \frac{c_2 \times V_2}{c_1} = \frac{1{,}2 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol{\cdot}L^{-1}} \times 50{,}0\,\mathrm{mL}}{6{,}0 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol{\cdot}L^{-1}}} = \boxed{10{,}0\,\mathrm{mL}}$$

(volume d'une pipette jaugée disponible). La solution S_1 est ainsi diluée cinq fois : le facteur de dilution vaut

$$F = \frac{c_1}{c_2} = \frac{V_2}{V_0} = 5{,}0$$

Verrerie : on prélève S_1 (versée au préalable dans un bécher) avec la **pipette jaugée de** $10{,}0\,\mathrm{mL}$ et la poire à pipeter ; on la verse dans la **fiole jaugée de** $50{,}0\,\mathrm{mL}$, que l'on complète ensuite à l'eau distillée. L'éprouvette graduée ne convient pas : elle est beaucoup moins précise.

c. La masse de soluté est conservée et le volume est multiplié par F : la concentration en masse est divisée par F.

$$C_{\mathrm{m},2} = \frac{C_{\mathrm{m},1}}{F} = \frac{14{,}98\,\mathrm{g{\cdot}L^{-1}}}{5{,}0} = 3{,}00\,\mathrm{g{\cdot}L^{-1}} \approx \boxed{3{,}0\,\mathrm{g{\cdot}L^{-1}}}$$

ou, directement, $C_{\mathrm{m},2} = c_2 \times M = 1{,}2 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol{\cdot}L^{-1}} \times 249{,}6\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}} \approx 3{,}0\,\mathrm{g{\cdot}L^{-1}}$.

3) Par dissolution, il faudrait peser la masse :

$$m_2 = c_2 \times V_2 \times M = 1{,}2 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol{\cdot}L^{-1}} \times 0{,}0500\,\mathrm{L} \times 249{,}6\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}} = 0{,}150\,\mathrm{g} \approx \boxed{0{,}15\,\mathrm{g}}$$

Une balance précise au décigramme n'affiche que $0{,}1\,\mathrm{g}$ ou $0{,}2\,\mathrm{g}$: elle ne peut pas indiquer $0{,}15\,\mathrm{g}$, et l'incertitude de la pesée ($\pm\,0{,}05\,\mathrm{g}$ environ) représente le tiers de la masse à peser.

Conclusion : non, la solution S_2 obtenue n'aurait pas la concentration voulue ; il faudrait une balance au moins au centigramme. La dilution de la solution S_1, réalisée avec une pipette jaugée et une fiole jaugée, est bien plus précise.