Exercice 1 : La casse ferrique d'un vin blanc

12 points

1) On règle le spectrophotomètre sur le pic du spectre de l'espèce dosée : à cette longueur d'onde, une petite variation de concentration produit le plus grand écart d'absorbance, et l'erreur relative de mesure est la plus faible. Le spectre du document 2 culmine vers

$$\boxed{\lambda_{\text{max}} \approx 400\,\text{nm}}$$

(lecture acceptée entre 395 et $405\,\text{nm}$).

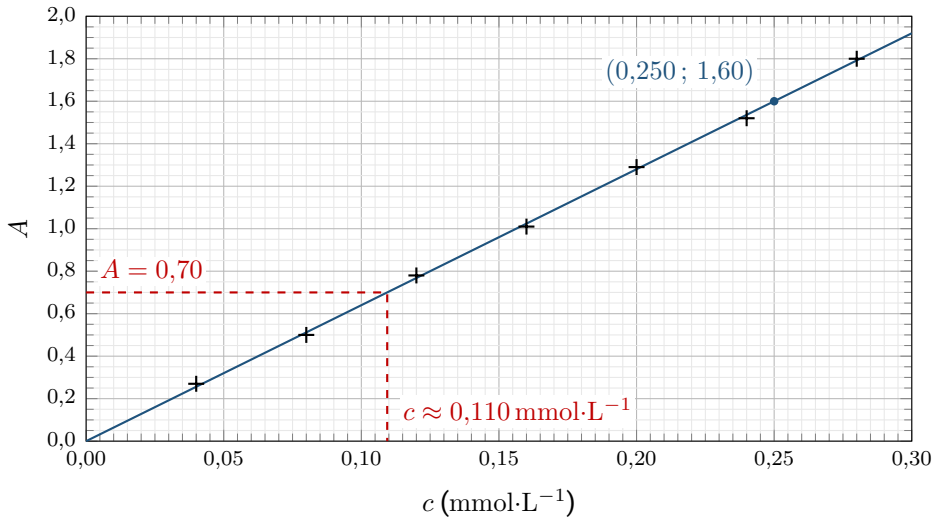
2) L'absorption est forte de 360 à $450\,\text{nm}$ environ et culmine vers $400\,\text{nm}$. Le tableau du document 1 range ces radiations dans le **violet** (380 à $446\,\text{nm}$). Au-delà de $500\,\text{nm}$, elle n'absorbe presque plus rien.

Une solution qui n'absorbe qu'un domaine de couleur prend la couleur complémentaire de celle qu'elle absorbe. Le secteur diamétralement opposé au violet, sur le cercle du document 1, est le jaune : **une solution d'ions fer(III) est jaune** (« jaune orangé » accepté si la réponse s'appuie sur le spectre et sur le cercle).

3) a. On place l'absorbance $A = 0{,}70$ sur l'axe des ordonnées, on rejoint la droite d'étalonnage puis on descend sur l'axe des abscisses (pointillés ci-dessous). On lit

$$c \approx 0{,}110\,\text{mmol·L}^{-1}, \quad \text{soit} \quad \boxed{c \approx 1{,}1 \times 10^{-4}\,\text{mol·L}^{-1}}$$

Un petit carreau horizontal vaut $0{,}005\,\text{mmol·L}^{-1}$ et la lecture se fait à un carreau près : on accepte toute valeur comprise entre $0{,}105$ et $0{,}115\,\text{mmol·L}^{-1}$.



b. Aux écarts de mesure près, les points sont alignés avec l'origine du repère : l'absorbance varie proportionnellement à la concentration, comme le prévoit la **loi de Beer-Lambert** ($A = k \times c$).

Pour trouver le coefficient k, on prend un point **de la droite** (et non un point de mesure, qui peut s'en écarter un peu), le plus loin possible de l'origine : le point de coordonnées

$(0{,}250\,\text{mmol·L}^{-1}\,;\,1{,}60)$.

$$k = \frac{A}{c} = \frac{1{,}60}{0{,}250\,\text{mmol·L}^{-1}} = 6{,}40\,\text{L·mmol}^{-1} = 6{,}40 \times 10^{3}\,\text{L·mol}^{-1}$$

Pour le vin, mesuré dans les mêmes conditions :

$$c = \frac{A}{k} = \frac{0{,}70}{6{,}40 \times 10^{3}\,\text{L·mol}^{-1}} = 1{,}09 \times 10^{-4}\,\text{mol·L}^{-1} \approx \boxed{1{,}1 \times 10^{-4}\,\text{mol·L}^{-1}}$$

On garde la valeur non arrondie $1{,}094 \times 10^{-4}\,\text{mol·L}^{-1}$ pour la suite. Le calcul confirme la lecture graphique, et la valeur se trouve bien dans le domaine couvert par les solutions étalons ($0{,}040$ à $0{,}280\,\text{mmol·L}^{-1}$).

4) La concentration en masse est reliée à la concentration en quantité de matière par la masse molaire : $C_\text{m} = c \times M$. La masse d'un ion fer(III) est pratiquement celle de l'atome de fer (la masse des électrons est négligeable), donc $M(\text{Fe}^{3+}) = M(\text{Fe}) = 55{,}8\,\text{g·mol}^{-1}$.

$$C_\text{m} = c \times M(\text{Fe}) = 1{,}094 \times 10^{-4}\,\text{mol·L}^{-1} \times 55{,}8\,\text{g·mol}^{-1} = 6{,}1 \times 10^{-3}\,\text{g·L}^{-1}$$

$$\boxed{C_\text{m} \approx 6{,}1\,\text{mg·L}^{-1}}$$

(avec la lecture graphique, de $5{,}9$ à $6{,}4\,\text{mg·L}^{-1}$).

5) On compare la concentration en masse obtenue au seuil de risque :

$$C_\text{m} \approx 6{,}1\,\text{mg·L}^{-1} < 10\,\text{mg·L}^{-1}$$

Le vin en est assez loin (le seuil correspondrait à une absorbance d'environ $1{,}15$, bien supérieure à $0{,}70$), et cela reste vrai sur tout l'intervalle de lecture accepté.

Conclusion : non, aucune surveillance renforcée n'est nécessaire pour l'instant ; le contrôle habituel du laboratoire suffit, car l'oxydation des ions fer(II) peut faire monter la teneur en ions fer(III) avec le temps.

Exercice 2 : Détartrer une bouilloire

8 points

1) Le dioxyde de carbone formé quitte la bouilloire : la masse qui manque sur la balance est celle du gaz dégagé.

$$m(\text{CO}_2) = m_1 - m_2 = 512{,}4\,\text{g} - 508{,}4\,\text{g} = 4{,}0\,\text{g}$$

Masse molaire du dioxyde de carbone :

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

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{4{,}0\,\text{g}}{44{,}0\,\text{g·mol}^{-1}} = 9{,}09 \times 10^{-2}\,\text{mol} \approx \boxed{9{,}1 \times 10^{-2}\,\text{mol}}$$

2) Pour un gaz, le volume est proportionnel à la quantité de matière, le coefficient étant le volume

molaire :

$$V(\mathrm{CO_2}) = n(\mathrm{CO_2}) \times V_\mathrm{m} = 9{,}09 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol} \times 24\,\mathrm{L{\cdot}mol^{-1}} = 2{,}18\,\mathrm{L} \approx \boxed{2{,}2\,\mathrm{L}}$$

3) D'après l'énoncé, chaque mole de carbonate de calcium consommée libère une mole de dioxyde de carbone. Tout le calcaire ayant réagi, la quantité de matière de calcaire présente au départ est égale à celle du gaz recueilli :

$$n(\mathrm{CaCO_3}) = n(\mathrm{CO_2}) = 9{,}09 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol}$$

Masse molaire du carbonate de calcium :

$$M(\mathrm{CaCO_3}) = M(\mathrm{Ca}) + M(\mathrm{C}) + 3 \times M(\mathrm{O}) = 40{,}1 + 12{,}0 + 3 \times 16{,}0 = 100{,}1\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}}$$

Masse de calcaire initiale :

$$m(\mathrm{CaCO_3}) = n(\mathrm{CaCO_3}) \times M(\mathrm{CaCO_3}) = 9{,}09 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol} \times 100{,}1\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}} \approx \boxed{9{,}1\,\mathrm{g}}$$

Le résultat garde deux chiffres significatifs, comme la perte de masse $4{,}0\,\mathrm{g}$ dont il découle ; dans les calculs enchaînés, on a gardé la valeur non arrondie de $n(\mathrm{CO_2})$.