

Exercice 1 (Spectrophotométrie : la liqueur de Dakin)

1.

1.1. Loi de Beer-Lambert

$$A = \varepsilon \cdot l \cdot C$$

A = absorbance

l = épaisseur de la solution traversée

C = concentration molaire

ε = coefficient d'extinction molaire qui dépend de la longueur d'onde λ et de la nature du soluté.

1.2. A = absorbance, sans unité

l = épaisseur en m de la solution traversée

C = concentration molaire en mol.m^{-3}

ε = coefficient d'extinction molaire (en $\text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$).

2. Le rôle du réseau présent dans le spectrophotomètre permet de sélectionner une longueur d'onde de la lumière qui traverse la solution. C'est un monochromateur qui permet la séparation des longueurs d'onde de la lumière monochromatique.

3. Le choix de la longueur d'onde la plus absorbée par la solution permet l'affichage de l'absorbance la plus grande possible. Donc, pour une meilleure précision, la longueur d'onde de travail doit correspondre au maximum d'absorption de la solution. La solution de permanganate est violette. L'absorption est maximum pour la couleur complémentaire du violet, c'est à dire le vert jaune ($\lambda = 525 \text{ nm}$).

4. D'après la loi de Beer-Lambert, on a la relation :

$$A = \varepsilon \times l \times C \quad \text{donc} \quad C = \frac{A}{\varepsilon \times l} = \frac{0,103}{225 \times 0,01} = 4,58 \times 10^{-2} \text{ mol.m}^{-3} = 4,58 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

5. On a la relation : $C_m = M \times C = 158 \times 4,58 \times 10^{-5} = 7,24 \times 10^{-3} \text{ g.L}^{-1} = 7,24 \text{ mg.L}^{-1}$

6.

6.1. Calculer l'écart relatif en % entre la valeur de la concentration massique en permanganate de potassium donnée à la question 5 et celle attendue.

$$\text{écart relatif} = \frac{|C_{\text{théorique}} - C_{\text{expérimentale}}|}{C_{\text{théorique}}} \times 100 = \frac{|10 - 7,24|}{10} \times 100 = 27,6 \%$$

6.2. L'écart relatif est important, la concentration déterminée expérimentalement est inférieure à la concentration théorique. L'eau de Dakin doit être conservée à l'abri de la lumière sinon elle se décompose rapidement en quelques jours.

Exercice 2 (Spectrophotométrie : test de Gram)

1. La transmittance est égal au quotient du flux lumineux transmis sur le flux lumineux incident. On la note T. Elle est donnée par la relation :

$$T = \frac{\Phi_T}{\Phi_I}$$

L'absorbance A d'une solution est donnée par la relation : $A = \log \frac{1}{T}$

2. Loi de Beer-Lambert

$$A = \varepsilon \cdot l \cdot C$$

A = absorbance, sans unité

l = épaisseur en m de la solution traversée

C = concentration molaire en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$

ε = coefficient d'extinction molaire qui dépend de la longueur d'onde λ et de la nature du soluté (en $\text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$).

3. La courbe obtenue est une droite passant par l'origine du repère donc l'absorbance est proportionnelle à la concentration. La loi de Beer-Lambert est bien vérifiée.

4. 4.1 La précision de la mesure de A est optimum à cette longueur d'onde car cela permet l'affichage de l'absorbance la plus grande possible. Et donc de réduire l'incertitude relative.

4.2 D'après la loi de Beer-Lambert, le coefficient directeur a de la droite est égal au produit $\varepsilon \cdot l$. D'après la courbe a est égal à :

$$a = \frac{1,67}{0,5} = 3,34 \text{ L} \cdot \text{mmol}^{-1} = 3,34 \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$a = \varepsilon \cdot l$$

$$\varepsilon = \frac{a}{l} = \frac{3,34}{1 \cdot 10^{-2}} = 334 \text{ m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

5. L'absorbance de la solution S₁ vaut 1,4 donc, d'après la courbe, C₁ = 0,42 mmol.L⁻¹.

La solution S₀ a été diluée 100 fois donc C₀ = 100 × C₁ = 100 × 0,42 = 42 mmol.L⁻¹

6. La solution S₀ a été diluée pour réaliser ce dosage car la loi de Beer-Lambert n'est pas valide si la concentration de la solution est trop grande. La loi de Beer-Lambert n'est pas valide si la concentration est supérieure à $1 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ce qui était le cas avec la solution S₀. (C₀ = $42 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$)