

Chapitre 1

38 Un acide aminé

1. La solution de tyrosine absorbe des longueurs d'onde situées dans le domaine UV. La solution n'est pas colorée.

2. Volume de S3 à prélever :

$$V_3 = \frac{c_4 \times V_4}{c_3} = \frac{5,0 \times 10^{-4} \times 100}{1,0 \times 10^{-3}} = 50 \text{ mL.}$$

Introduire 50 mL de la solution S₃, prélevés grâce à une pipette jaugée, dans une fiole jaugée de 100 mL.

Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

3. Pour améliorer la précision des mesures, il faut se placer à la longueur d'onde du maximum d'absorption, ici $\lambda_{\text{max}} = 280 \text{ nm}$.

4. D'après la courbe d'étalonnage l'absorbance de la solution S étant de 1,0 la concentration de S est de $1,3 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$. Soit une quantité de matière dans une gélule :

$$n = c \times V = 1,3 \times 10^{-3} \times 2,00 = 2,6 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

5. La formule brute permet de calculer la masse molaire de la tyrosine : $M(\text{C}_9\text{H}_{11}\text{NO}_3) = 181 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$\text{Alors } m(\text{C}_9\text{H}_{11}\text{NO}_3) = n \cdot M = 2,6 \times 10^{-3} \times 181 = 471 \text{ mg.}$$

La valeur trouvée est proche de la valeur inscrite sur le flacon de gélules. La différence peut être due à des imprécisions lors de la mesure des volumes des dilutions (il aurait fallu disposer des incertitudes de mesure) :

$$\text{Pourcentage d'erreur} = \frac{\text{valeur théorique} - \text{valeur expérimentale}}{\text{valeur théorique} \times 100} = \frac{500 - 471}{500 \times 100} = 6 \text{ \%}.$$