

CLASSE : Terminale

EXERCICE C : au choix du candidat (5 points)

VOIE : Générale

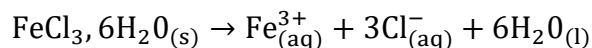
ENSEIGNEMENT : physique-chimie

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 0h53

CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui sans mémoire, « type collègue »

EXERCICE C – analyse d'un pigment à base d'oxyde de fer (5 points)

A.1.



Calculons la quantité de matière d'ion fer dans cette solution :

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{m_{\text{Fe}^{3+}}}{M_{\text{Fe}^{3+}}}$$

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{C_{\text{Fe}^{3+}} \times V}{M_{\text{Fe}^{3+}}}$$

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{25,0 \times 10^{-3} \times 250,0 \times 10^{-3}}{55,9}$$

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = 1,12 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Or

$$n_{\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{Fe}^{3+}} = 1,12 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Calculons la masse de soluté nécessaire à l'obtention de S0 :

$$m_{\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} \times M_{\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}$$

$$m_{\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = 1,12 \times 10^{-4} \times (55,9 + 3 \times 35,5 + 6 \times (2 \times 1,0 + 16,0))$$

$$m_{\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = 0,030 \text{ g} = 30 \text{ mg}$$

A.2.

Lors d'une dilution, la masse se conserve, Ainsi :

$$m_0 = m_5$$

$$C_0 \times V_0 = C_5 \times V_5$$

$$V_0 = \frac{C_5 \times V_5}{C_0}$$

$$V_0 = \frac{5,00 \times 50,0}{25,0}$$

$$V_0 = 10 \text{ mL}$$

On choisit une pipette jaugée de 10 mL pour prélever la solution mère V_0 et une fiole jaugée de volume 50,0 mL pour le volume de la solution fille V_5 .

A.3.

$$\lambda_{\text{max}} = 490 \text{ nm}$$

Sa couleur est la couleur complémentaire : la solution est rouge.

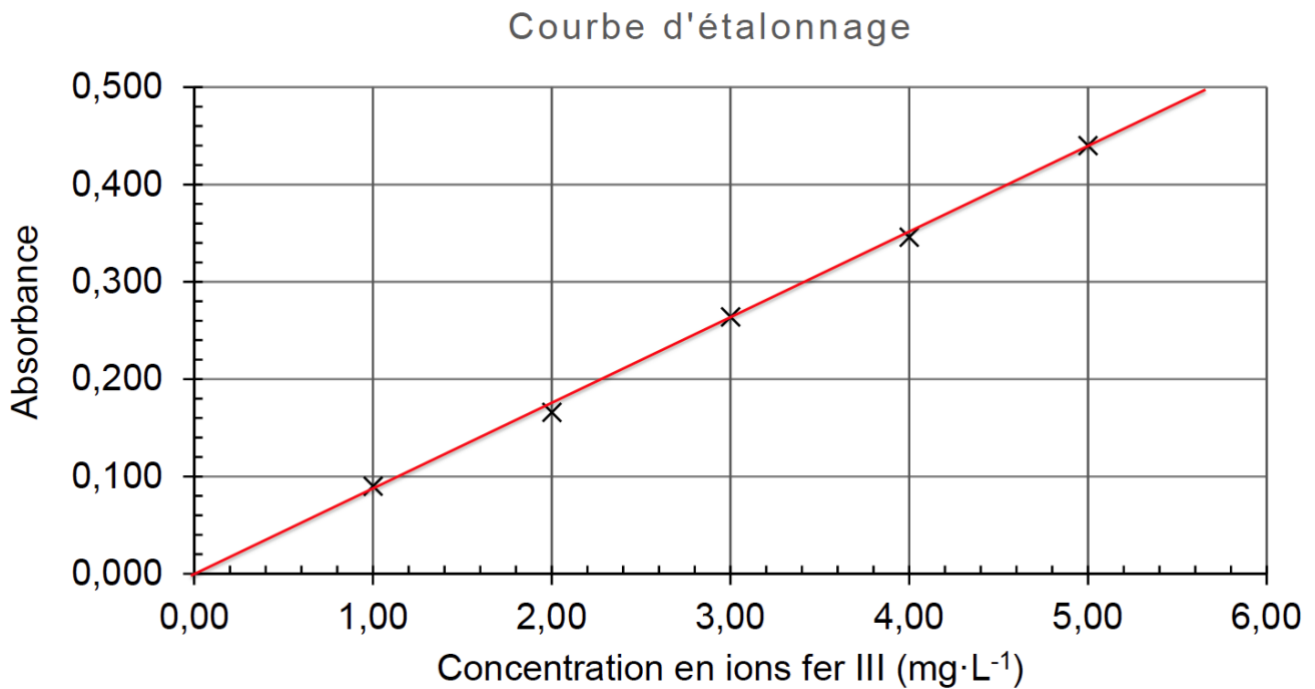
A.4.

La longueur d'onde la plus adaptée Correspond au maximum d'absorption

$$\lambda_0 = \lambda_{\text{max}} = 490 \text{ nm}$$

B.1.

Le graphique est une droite passant par l'origine : A et C sont proportionnel ainsi $A=KC$. La loi de Beer Lambert est vérifiée.



B.2.

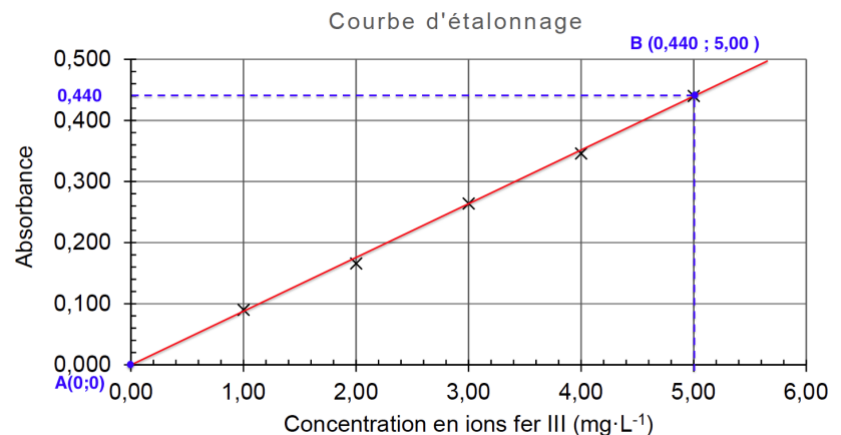
Trouvons le coefficient directeur K

$$k = \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A}$$

$$k = \frac{0,440 - 0}{5,0 - 0}$$

$$k = 8,8 \times 10^{-2} \text{ L}\cdot\text{mg}^{-1}$$

$$A = 8,8 \times 10^{-2} C$$



C.1

Il est généralement nécessaire dans ce type de dosage de diluer la solution S car l'absorbance est trop élevée, la loi de Beer Lambert ne s'applique que pour des solutions diluées.

C.2.

$$A = 0,313.$$

$$A = 8,8 \times 10^{-2} C$$

$$C = \frac{A}{8,8 \times 10^{-2}}$$

$$C = \frac{0,313}{8,8 \times 10^{-2}}$$

$$C = 3,6 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$$

Or cette solution a été diluée au dixième :

$$C_{\text{Fe}^{3+}} = 10 \times C$$

$$C_{\text{Fe}^{3+}} = 10 \times 3,6$$

$$C_{\text{Fe}^{3+}} = 36 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculons la quantité de matière d'ion fer dans cette solution :

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{m_{\text{Fe}^{3+}}}{M_{\text{Fe}^{3+}}}$$

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{C_{\text{Fe}^{3+}} \times V}{M_{\text{Fe}^{3+}}}$$

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{35 \times 10^{-3} \times 100 \times 10^{-3}}{55,9}$$

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = 6,44 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

Lors de la dissolution, une mole d'oxyde de fer Fe_2O_3 libère deux moles d'ions fer III.

D'où

$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{n_{\text{Fe}^{3+}}}{2}$$

$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{6,44 \times 10^{-5}}{2}$$

$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 3,22 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

Calculons la masse d'oxyde de fer :

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} \times M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}$$

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 3,22 \times 10^{-5} \times (55,9 \times 2 + 3 \times 16,0)$$

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 5,1 \times 10^{-3} \text{ g}$$

La teneur en oxyde de fer :

$$\text{teneur} = \frac{\text{masse d'oxyde de fer}}{\text{masse de poudre colorante}}$$

$$\text{teneur} = \frac{5,1 \times 10^{-3}}{100,0 \times 10^{-3}}$$

$$\text{teneur} = 0,051 = 5,1 \%$$

Cette valeur est conforme à celle indiquée par le fabricant.