Analyse d'un pigment à base d'oxyde de fer

Bac 2021 Amérique du Nord Sujet 2 · Exercice 4 **5 points** **Durée conseillée 55 min**

A.1 Écrire l'équation de la dissolution du chlorure de fer III hexahydraté solide et déterminer la masse de soluté nécessaire à l'obtention de S_0.

Données utiles $C_{Fe^{3+}} = 25{,}0\ \text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$; $V_0 = 250{,}00\ \text{mL}$; $M_{Fe} = 55{,}9$; $M_{Cl} = 35{,}5$; $M_O = 16{,}0$; $M_H = 1{,}0\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Équation de dissolution :

$$(FeCl_3, 6\,H_2O)\,(s) \longrightarrow Fe^{3+}\,(aq) + 3\,Cl^-\,(aq) + 6\,H_2O\,(l)$$

Une mole de solide apporte une mole d'ions fer III : $n_{\text{soluté}} = n_{Fe^{3+}} = \dfrac{C_{Fe^{3+}}\,V_0}{M_{Fe}}$.

Masse molaire du soluté : $M = 55{,}9 + 3\times 35{,}5 + 6\times(2\times 1{,}0 + 16{,}0) = 270{,}4\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

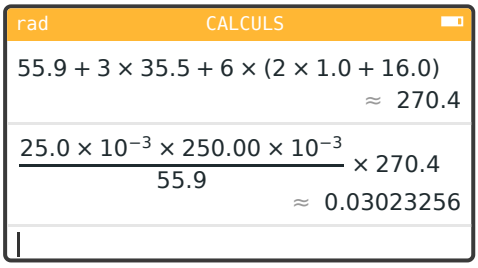
$$m = \frac{C_{Fe^{3+}}\,V_0}{M_{Fe}} \times M = \frac{25{,}0\times10^{-3}\times 250{,}00\times10^{-3}}{55{,}9}\times 270{,}4$$

$m = 3{,}02\times10^{-2}$ g, soit 30,2 mg de chlorure de fer III hexahydraté.

PIÈGE
La concentration $25{,}0\ \text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$ est celle des ions fer III, pas celle du soluté : répondre 6,25 mg revient à oublier le chlore et l'eau du solide pesé.

COMPRENDRE
Trois chiffres significatifs, comme la concentration et les masses molaires. Les six molécules d'eau font partie du solide pesé : elles comptent dans sa masse molaire.

À LA CALCULATRICE



A.2 Nommer la verrerie nécessaire à la préparation de la solution S_5 en justifiant la réponse par un calcul.

Données utiles solution mère $C_0 = 25{,}0\ \text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$; solution S_5 : $C_5 = 5{,}00\ \text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$, $V_5 = 50{,}00$ mL

Lors d'une dilution, la masse d'ions fer III prélevée se retrouve dans la solution fille : $C_0\,V_0 = C_5\,V_5$.

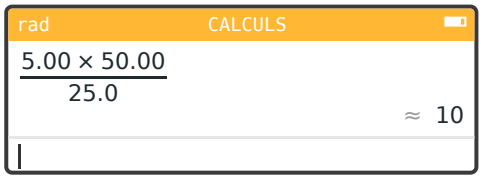
$$V_0 = \frac{C_5\,V_5}{C_0} = \frac{5{,}00\times 50{,}00}{25{,}0} = 10{,}0\ \text{mL}$$

On prélève la solution mère, versée au préalable dans un bécher, avec une pipette jaugée de 10,0 mL, et on l'introduit dans une fiole jaugée de 50,00 mL. On ajoute 1,00 mL de solution de thiocyanate de potassium avec une pipette de 1,00 mL, puis de l'eau déminéralisée jusqu'au trait de jauge.

$V_0 = 10{,}0$ mL : pipette jaugée de 10,0 mL et fiole jaugée de 50,00 mL.

PIÈGE
Citer une éprouvette graduée ou un bécher pour mesurer les volumes : une gamme étalon exige de la verrerie jaugée, sinon les concentrations C_i ne sont pas connues avec assez de précision.

À LA CALCULATRICE



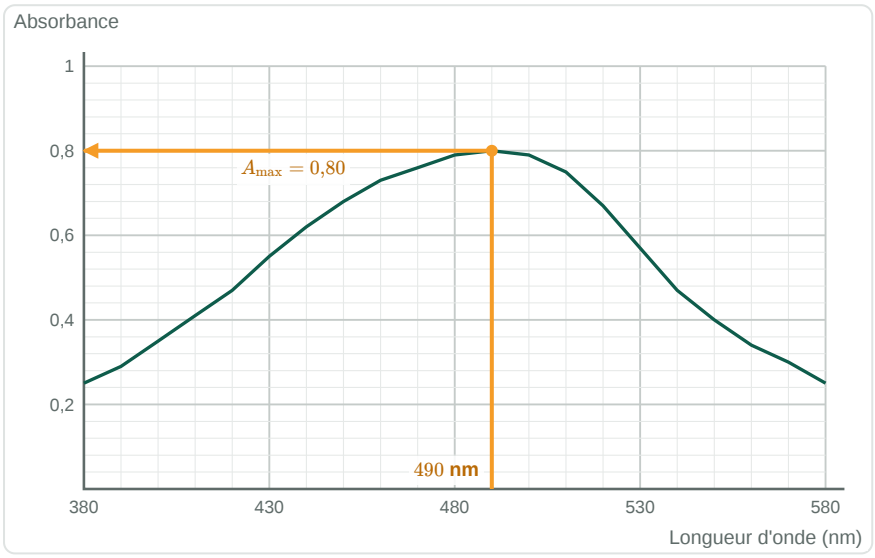
A.3 Déterminer la couleur de la solution. Justifier.

Le spectre présente un maximum d'absorbance vers 490 nm. D'après l'étoile chromatique, cette longueur d'onde appartient au domaine du cyan (480-500 nm) : la solution absorbe surtout le cyan.

La couleur perçue est la couleur complémentaire de la couleur absorbée, diamétralement opposée sur l'étoile chromatique.

La solution est **rouge**, couleur complémentaire du cyan absorbé.

PIÈGE
Répondre « cyan » : la couleur du maximum d'absorption est celle que la solution retire à la lumière blanche, pas celle que l'on voit.



A.3 · Spectre d'absorption du sujet, avec le repérage du maximum

A.4 Indiquer la longueur d'onde λ_0 la plus adaptée pour effectuer les mesures d'absorbance.

On règle le spectrophotomètre sur la longueur d'onde du maximum d'absorbance : les absorbances mesurées sont les plus grandes possibles, donc l'incertitude relative sur chaque mesure est la plus faible.

$\lambda_0 \approx 490$ nm

COMPRENDRE
Au sommet du spectre, la courbe est presque horizontale : un léger décalage du réglage de longueur d'onde modifie très peu l'absorbance mesurée.

B.1 Expliquer pourquoi la représentation graphique est compatible avec la loi de Beer-Lambert.

La loi de Beer-Lambert prévoit que l'absorbance d'une solution diluée est proportionnelle à la concentration de l'espèce colorée : $A = k\,C$.

Les cinq points expérimentaux sont alignés, aux incertitudes de mesure près, sur une droite qui passe par l'origine.

Droite passant par l'origine : A est proportionnelle à C, ce qui est conforme à la loi de Beer-Lambert.

PIÈGE
Écrire seulement « c'est une droite » : une droite qui ne passe pas par l'origine traduit une fonction affine, pas une proportionnalité.

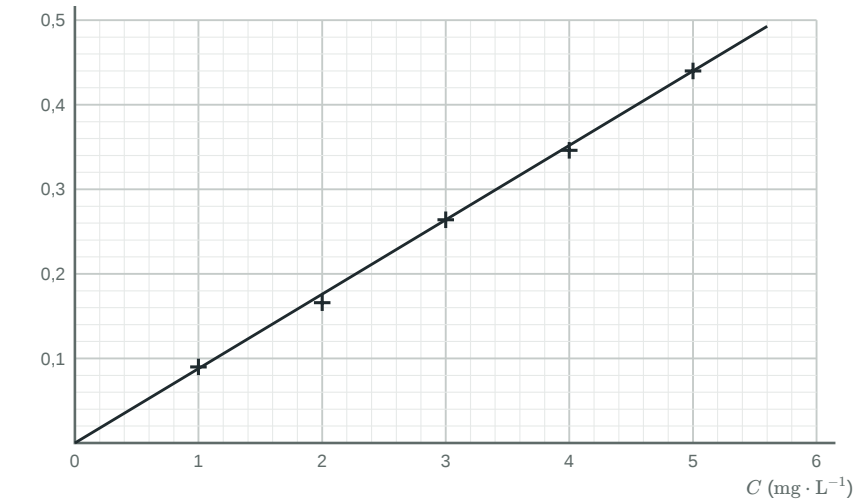
B.2 Établir la relation exprimant l'absorbance en fonction de la concentration en masse d'ions fer III.

Données utiles points de la courbe d'étalonnage : S_3 $(3{,}00\ ;\ 0{,}264)$ et S_5 $(5{,}00\ ;\ 0{,}440)$

On trace la droite passant par l'origine et au plus près des points ; elle passe par les points S_3 et S_5. Son coefficient directeur vaut :

$$k = \frac{A_5 - 0}{C_5 - 0} = \frac{0{,}440}{5{,}00} = 8{,}80 \times 10^{-2}\ \text{L} \cdot \text{mg}^{-1}$$

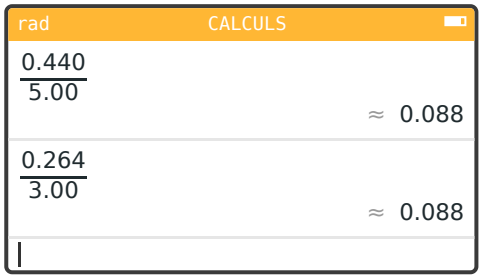
$A = 8{,}80 \times 10^{-2} \times C$, avec C en $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$.



B.2 · Courbe d'étalonnage du sujet et droite modèle passant par l'origine

COMPRENDRE
Une régression linéaire à la calculatrice sur les cinq points donne un coefficient très voisin ($8{,}7 \times 10^{-2}\ \text{L} \cdot \text{mg}^{-1}$) : les deux méthodes sont acceptées.

À LA CALCULATRICE



C.1 Expliquer pourquoi il est généralement nécessaire dans ce type de dosage de diluer la solution S.

La loi de Beer-Lambert n'est valable que pour des solutions peu concentrées, et la droite d'étalonnage n'a été établie qu'entre 1,00 et 5,00 $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$. La solution S est trop concentrée : son absorbance sortirait de ce domaine, voire saturerait le spectrophotomètre.

On dilue S pour que la concentration de l'échantillon se situe dans le domaine de la gamme étalon, où A est proportionnelle à C.

C.2 À partir de l'absorbance mesurée, déterminer la teneur de la poudre en oxyde de fer et commenter l'indication sur la teneur maximale fournie par le fabricant.

Données utiles $A = 0{,}313$; $k = 8{,}80 \times 10^{-2}\ \text{L} \cdot \text{mg}^{-1}$ (B.2) ; dilution au dixième ; $V_S = 100{,}00$ mL ; $m_{\text{poudre}} = 100{,}0$ mg ; $M_{\text{Fe}} = 55{,}9$ et $M_{\text{O}} = 16{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Concentration en ions fer III de l'échantillon dilué : $C = \dfrac{A}{k} = \dfrac{0{,}313}{8{,}80 \times 10^{-2}} = 3{,}56\ \text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

La solution S est dix fois plus concentrée : $C_S = 10\,C = 35{,}6\ \text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

Masse d'ions fer III dans les 100,00 mL de S : $m_{\text{Fe}^{3+}} = C_S\,V_S = 35{,}6 \times 0{,}10000 = 3{,}56$ mg.

Une mole de Fe_2O_3 libère deux moles d'ions fer III : $n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \dfrac{n_{\text{Fe}^{3+}}}{2} = \dfrac{m_{\text{Fe}^{3+}}}{2\,M_{\text{Fe}}}$.

Avec $M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 2 \times 55{,}9 + 3 \times 16{,}0 = 159{,}8\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{m_{\text{Fe}^{3+}}}{2\,M_{\text{Fe}}} \times M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{3{,}56}{2 \times 55{,}9} \times 159{,}8 = 5{,}08\ \text{mg}$$

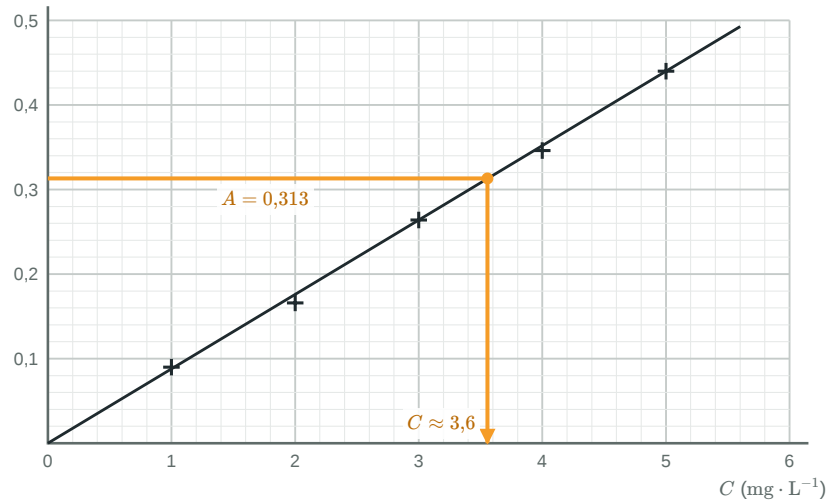
Teneur : $\dfrac{m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{m_{\text{poudre}}} = \dfrac{5{,}08}{100{,}0} = 0{,}0508$.

Le fabricant annonce 5 % : l'écart relatif n'est que de 1,6 %, de l'ordre des incertitudes du dosage.

Teneur en oxyde de fer : $5{,}08$ %, en accord avec les 5 % indiqués par le fabricant.

PIÈGE
Oublier le facteur 10 de la dilution, ou le facteur 2 entre Fe^{3+} et Fe_2O_3. Les 20,0 mL d'acide ne servent pas : tout le fer se retrouve dans les 100,00 mL de S.

MÉTHODE
Garder les valeurs non arrondies dans la calculatrice d'une étape à l'autre : reprendre $3{,}56$ arrondi donne $5{,}09$ mg au lieu de $5{,}08$ mg.



C.2 · Vérification graphique : lecture de la concentration de l'échantillon dilué

À LA CALCULATRICE

