Analyse d'un sol

Bac 2023 Réunion Jour 2 · Exercice 3 **4 points** **Durée conseillée 48 min**

A.1 Déterminer, en justifiant, la couleur d'une solution contenant des ions thiocyanatofer (III) $[FeSCN]^{2+}(aq)$.

Données utiles spectre d'absorption des ions $[FeSCN]^{2+}$; cercle chromatique

Sur le spectre, l'absorbance est maximale pour $\lambda_{max} \approx 460$ nm : la solution absorbe surtout les radiations violettes et bleu-violet (450 à 480 nm sur le cercle chromatique).

La couleur perçue est la couleur complémentaire de la couleur absorbée, c'est-à-dire celle qui lui est diamétralement opposée sur le cercle chromatique.

La solution est **jaune** à **jaune orangé**.

PIÈGE
Répondre « violet » : c'est la couleur absorbée. Une solution a la couleur des radiations qu'elle laisse passer, pas de celles qu'elle absorbe.

MÉTHODE
Trois étapes : lire λ_{max} sur le spectre, nommer la couleur absorbée, prendre la couleur opposée sur le cercle chromatique.

A.2.1 Exprimer puis calculer le quotient réactionnel initial $Q_{r,0}$.

Données utiles $Fe^{3+}(aq) + SCN^-(aq) \rightleftharpoons [FeSCN]^{2+}(aq)$; $n_1 = 1{,}0 \times 10^{-3}$ mol ; $n_2 = 5{,}0 \times 10^{-4}$ mol ; $V = 500{,}0$ mL

Avec $c^\circ = 1\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$:

$$Q_{r,0} = \frac{\dfrac{[[FeSCN]^{2+}]_0}{c^\circ}}{\dfrac{[Fe^{3+}]_0}{c^\circ} \times \dfrac{[SCN^-]_0}{c^\circ}} = \frac{[[FeSCN]^{2+}]_0 \times c^\circ}{[Fe^{3+}]_0 \times [SCN^-]_0}$$

À l'état initial, seuls les réactifs ont été introduits : $[[FeSCN]^{2+}]_0 = 0$, alors que $[Fe^{3+}]_0$ et $[SCN^-]_0$ ne sont pas nulles.

$Q_{r,0} = 0$

PIÈGE
Inverser le quotient : les produits sont au numérateur, les réactifs au dénominateur. Q_r est sans unité.

COMPRENDRE
Le numérateur est nul et le dénominateur ne l'est pas : inutile de calculer $[Fe^{3+}]_0 = 2{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[SCN^-]_0 = 1{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

A.2.2 En déduire le sens d'évolution spontané de la transformation.

Données utiles $K = 130$ à 25 °C ; $Q_{r,0} = 0$ (A.2.1)

$Q_{r,0} = 0 < K = 130$: le quotient de réaction doit augmenter jusqu'à atteindre K.

Le système évolue spontanément dans le **sens direct**, celui de la formation des ions $[FeSCN]^{2+}$.

MÉTHODE
Comparer Q_r à K : $Q_r < K$, sens direct ; $Q_r > K$, sens inverse ; $Q_r = K$, équilibre atteint.

B.1.1 Préciser, en justifiant, la longueur d'onde à laquelle régler le spectrophotomètre pour réaliser les mesures d'absorbance.

Données utiles spectre d'absorption des ions $[FeSCN]^{2+}$

On règle le spectrophotomètre sur la longueur d'onde du maximum d'absorption de l'espèce dosée, ici les ions $[FeSCN]^{2+}$. Les absorbances mesurées sont alors les plus grandes possibles, ce qui rend les mesures plus sensibles et plus précises.

$\lambda = \lambda_{max} \approx 460$ nm

COMPRENDRE
Au maximum du spectre, l'incertitude relative sur A est la plus faible, et un léger décalage de réglage en longueur d'onde modifie peu la valeur mesurée.

B.1.2 Dresser, en justifiant, la liste du matériel nécessaire à la réalisation de la solution étalon 5 à partir de la solution mère S_m.

Données utiles $c_m = 2{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $c_f = 2{,}0 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V_f = 50{,}0\ \text{mL}$

Lors d'une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve : $c_m \times V_i = c_f \times V_f$.

$$V_i = \frac{c_f \times V_f}{c_m} = \frac{2{,}0 \times 10^{-4} \times 50{,}0}{2{,}0 \times 10^{-3}} = 5{,}0\ \text{mL}$$

Matériel :

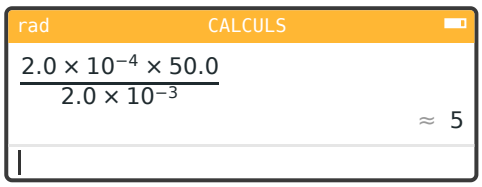
- un bécher, pour y verser un peu de solution mère (on ne pipette pas dans le flacon) ;
- une pipette jaugée de 5,0 mL et sa propipette, pour prélever V_i avec précision ;
- une fiole jaugée de 50,0 mL avec bouchon, pour fixer V_f et homogénéiser ;
- une pipette graduée (ou deux pipettes jaugées de 1 mL), pour l'acide chlorhydrique et le thiocyanate de potassium ;
- une pissette d'eau distillée, pour compléter jusqu'au trait de jauge ;
- gants et lunettes (acide concentré).

$V_i = 5{,}0$ mL : pipette jaugée de 5,0 mL et fiole jaugée de 50,0 mL

PIÈGE
Proposer une éprouvette graduée ou un bécher pour mesurer V_i ou V_f : seule la verrerie jaugée donne une concentration précise.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme c_m et c_f. La solution est diluée dix fois : le volume prélevé est le dixième du volume de la fiole.

À LA CALCULATRICE



B.1.3.1 Donner l'expression de la loi de Beer-Lambert en définissant chaque terme et en donnant leur unité.

$A = \varepsilon \times \ell \times c$

- A : absorbance de la solution, sans unité ;
- ε : coefficient d'absorption molaire de l'espèce colorée, en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$;
- ℓ : longueur de solution traversée par la lumière (largeur de la cuve), en cm ;
- c : concentration en quantité de matière de l'espèce colorée, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

COMPRENDRE
À longueur d'onde et cuve fixées, on écrit aussi $A = k \times c$ avec $k = \varepsilon \times \ell$ en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$: c'est le coefficient directeur indiqué sur la figure 1.

B.1.3.2 Indiquer si cette loi est vérifiée dans le cas étudié.

Données utiles figure 1 (courbe d'étalonnage)

Sur la figure 1, les points expérimentaux sont alignés sur une droite qui passe par l'origine : l'absorbance A est proportionnelle à la concentration c_f.

La loi de Beer-Lambert est **vérifiée** dans ce domaine de concentrations.

PIÈGE
Écrire seulement « c'est une droite ». La proportionnalité exige une droite qui passe par l'origine.

B.2 Déterminer la masse d'ions $\mathrm{Fe^{3+}(aq)}$ contenue dans un litre d'eau de la nappe phréatique.

Données utiles $A = 0{,}70$; $k = 5079\ \mathrm{L \cdot mol^{-1}}$ (figure 1) ; $V_0 = 25{,}0$ mL ; $V_S = 50{,}0$ mL ; $M(\mathrm{Fe}) = 55{,}8\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$

Concentration dans la solution S. S est préparée et mesurée comme les solutions étalons : la droite d'étalonnage $A = k \times c_f$ donne la concentration c_S en ions fer (III) apportés dans S.

$$c_S = \frac{A}{k} = \frac{0{,}70}{5079} = 1{,}38 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$$

La lecture graphique confirme cette valeur.

Concentration dans l'eau de la nappe. Les ions fer (III) de S proviennent tous du volume V_0 d'eau, dilué jusqu'à V_S : $c_{eau} \times V_0 = c_S \times V_S$.

$$c_{eau} = \frac{c_S \times V_S}{V_0} = \frac{1{,}38 \times 10^{-4} \times 50{,}0}{25{,}0} = 2{,}76 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$$

Masse dans un litre. Avec $V = 1{,}0$ L :

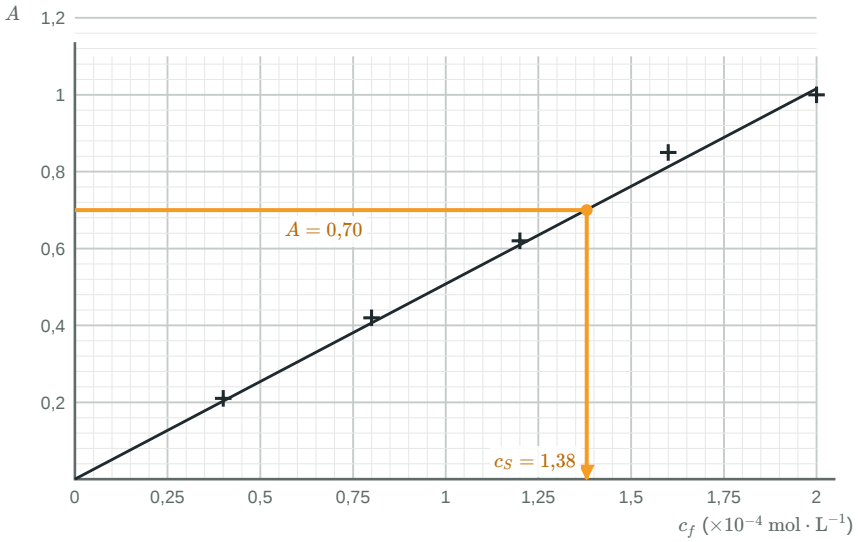
$$m = c_{eau} \times V \times M(\mathrm{Fe}) = 2{,}76 \times 10^{-4} \times 1{,}0 \times 55{,}8 = 1{,}5 \times 10^{-2}\ \mathrm{g}$$

Un litre d'eau de la nappe contient $m = 1{,}5 \times 10^{-2}$ g, soit 15 mg d'ions $\mathrm{Fe^{3+}}$.

PIÈGE
Oublier la dilution : S ne contient que 25,0 mL d'eau de la nappe pour 50,0 mL de solution. La concentration dans l'eau est le double de c_S.

COMPRENDRE
Les ions $\mathrm{SCN^-}$ sont en très large excès : presque tous les ions $\mathrm{Fe^{3+}}$ sont transformés en $[\mathrm{FeSCN}]^{2+}$. Résultat à deux chiffres significatifs, comme A ; les calculs intermédiaires en gardent trois.

MÉTHODE
Dosage par étalonnage : 1) concentration dans la solution mesurée, par la droite ; 2) remontée à l'échantillon par le facteur de dilution ; 3) passage à la masse avec $m = n \times M$.



B.2 · Figure 1 du sujet, avec la lecture pour la solution S

À LA CALCULATRICE

