

**PARTIE A : Étude de la réaction mise en jeu****A.1. Déterminer, en justifiant, la couleur d'une solution contenant des ions thiocyanatofer (III)  $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$ .**

En solution aqueuse, le spectre d'absorption montre que la longueur d'onde la plus absorbée par ces ions est  $\lambda_{\text{max}} = 450 \text{ nm}$ . La couleur absorbée est donc le violet. La couleur perçue est complémentaire de la couleur absorbée, elle est donc opposée sur le cercle chromatique. La solution est de couleur jaune.

**Équation de la réaction modélisant la transformation qui se produit lors du test de détection :  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$ .**

On dissout une quantité de matière  $n_1 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$  d'ions fer (III)  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$  et une quantité de matière  $n_2 = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$  d'ions thiocyanate  $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$  dans un volume  $V = 500,0 \text{ mL}$  d'eau.

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

$$Q_{r,0} = \frac{[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})_0}{[\text{Fe}^{3+}(\text{aq})]_0 \cdot [\text{SCN}^{-}(\text{aq})]_0}, \text{ comme } [[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})]_0 = 0 \text{ alors } Q_{r,0} = 0.$$

**Constante d'équilibre  $K$  associée à cette réaction à  $25^{\circ}\text{C}$  :  $K = 130$ .**

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

$Q_{r,0} < K$ , le système évolue spontanément dans le sens direct qui conduit à la formation des ions  $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$ .

**PARTIE B : Analyse d'un échantillon****B.1. Gamme d'étalonnage****B.1.1. Préciser, en justifiant, la longueur d'onde à laquelle régler le spectrophotomètre pour réaliser les mesures d'absorbance.**

Afin de réduire l'erreur relative sur la mesure de l'absorbance, il faut des valeurs d'absorbance élevées. Pour cela, on choisit  $\lambda_{\text{max}} = 450 \text{ nm}$  pour laquelle les ions  $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$  absorbent le plus.

**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  $S_m$ .**

Solution mère :  $S_m$

Solution fille : étalon 5

$c_m = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$c_f = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

$V_m = ?$

$V_f = 50,0 \text{ mL}$

Au cours d'une dilution la quantité de matière de soluté se conserve, ainsi  $n_m = n_f$ .

$$c_m \cdot V_m = c_f \cdot V_f$$

$$V_f = \frac{c_m \cdot V_m}{c_f}$$

$$V_m = \frac{2,0 \times 10^{-4} \times 50,0}{2,0 \times 10^{-3}} = 5,0 \text{ mL}$$

On verse dans un becher de la solution mère. À l'aide d'une pipette jaugée, on prélève  $5,0 \text{ mL}$  de solution mère que l'on verse dans une fiolle jaugée de  $50,0 \text{ mL}$ . On ajoute de l'eau distillée pour diluer.

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

$$A = k \cdot c$$

$A$  absorbance sans unité,

$k$  constante de proportionnalité, en  $\text{L.mol}^{-1}$ ,

$c$  concentration en quantité, en  $\text{mol.L}^{-1}$ .

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

La courbe d'étalonnage est une droite passant par l'origine ce qui indique que la concentration est proportionnelle à la concentration comme l'indique la loi de Beer-Lambert qui est donc vérifiée.

### B.2. Dosage de la solution S

L'absorbance de l'échantillon S mesurée dans les mêmes conditions que pour les solutions étalons est  $A = 0,70$ .

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

*Dans cette question, le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et nécessite d'être correctement présentée.*

La courbe d'étalonnage indique un coefficient directeur  $k = 5079 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

D'après la loi de Beer-Lambert  $A = k \cdot c$  donc  $c = \frac{A}{k}$ .

$$c = \frac{0,70}{5079} = 1,4 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$\frac{0.70}{5079}$
$1.37822406 \text{E}^{-4}$

Ceci est la concentration en ions  $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$  de la solution aqueuse S de volume égal à 50,0 mL.

Cette solution contient une quantité de matière en ions  $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$   $n = c \cdot V$

$$n = 1,378 \times 10^{-4} \times 50,0 \times 10^{-3} = 6,9 \times 10^{-6} \text{ mol}.$$

$1.37822406 \text{E}^{-4} \times 50 \text{E}^{-3}$
$6.8911203 \text{E}^{-6}$

En considérant que la réaction  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$  est totale, alors la quantité de matière initiale en ions  $\text{Fe}^{3+}$  est égale à celle des ions  $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$  formés.

La solution S contenait  $n_{\text{Fe}^{3+}} = 6,9 \times 10^{-6} \text{ mol}$  qui ont été apportée par le volume  $V_0$  d'eau de la nappe phréatique.

Comme  $m = n \cdot M$  alors la masse d'ions  $\text{Fe}^{3+}$  dans le volume  $V_0$  vaut  $m_0 = 6,89 \times 10^{-6} \times 55,8 = 3,8 \times 10^{-4} \text{ g}$ .

La concentration en masse en ions  $\text{Fe}^{3+}$  est  $c = \frac{m_0}{V_0}$

$$c = \frac{3,85 \times 10^{-4}}{25,0 \times 10^{-3}} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$6.8911203 \text{E}^{-6}$
$\text{Rep} \times 55.8$
$3.845245127 \text{E}^{-4}$

Donc un litre d'eau de la nappe phréatique contient  $1,5 \times 10^{-2} \text{ g}$  d'ions  $\text{Fe}^{3+}$ .

$\text{Rep} / 25 \text{E}^{-3}$
$1.538098051 \text{E}^{-2}$