

TP n°1 : Constante d'équilibre

A l'état d'équilibre chimique, la composition du milieu réactionnel n'évolue plus, les réactifs et les produits coexistent.



Objectif : Utiliser et comprendre la grandeur qui permet de caractériser un état d'équilibre.

Doc.1 : protocole expérimental n°1

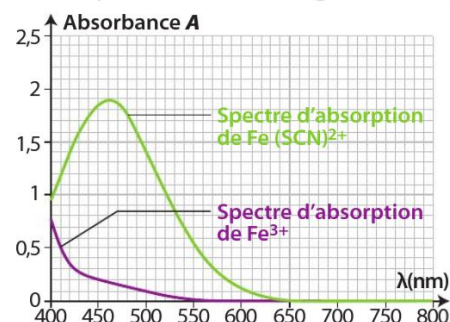
PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL 1

- ☑ Dans le but d'étudier la réaction entre les ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ et les ions thiocyanate $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$, quatre solutions S_1, S_2, S_3 et S_4 sont préparées.
- ☑ Dans une fiole jaugée de 50,0 mL, INTRODUIRE un volume V_{Fe} de solution de nitrate de fer (III) telle que $[\text{Fe}^{3+}] = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis un volume V_{SCN} de solution de thiocyanate de potassium telle que $[\text{SCN}^{-}] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- ☑ COMPLÉTER la fiole jusqu'au trait de jauge avec une solution d'acide nitrique de concentration $C = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})$.
- ☑ MESURER, l'absorbance de chaque solution préparée à la longueur d'onde $\lambda = 580 \text{ nm}$.

Solution	S_1	S_2	S_3	S_4
V_{Fe} (mL)	5,0	5,0	10,0	10,0
V_{SCN} (mL)	5,0	10,0	5,0	10,0

Doc.2 : spectres d'absorption

- Une solution contenant les ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, ou les ions thiocyanate $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$ est incolore.
- Les ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$, donnent une coloration jaune à la solution qui les contient.



Doc.3 : protocole expérimental n°3

PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL 2

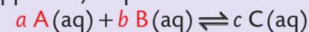
- ☑ Dans un bécher de 50 mL, INTRODUIRE 10,0 mL de la solution S_3 .
- ☑ AJOUTER 20 mg de nitrate de fer (III) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3(\text{s})$. Agiter pour dissoudre.
- ☑ MESURER l'absorbance à $\lambda = 580 \text{ nm}$.

Doc.5 : Données

- Les ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ forment instantanément avec les ions thiocyanate $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$ une espèce : $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}(\text{aq})$ qui donne une coloration rouge sang à la solution qui la contient.
- Coefficient d'absorption molaire de l'espèce $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$, à $\lambda = 580 \text{ nm}$: $\epsilon = 5,1 \times 10^2 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$.
- Masse molaire du nitrate de fer (III) : $M = 242 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Longueur de la cuve : $\ell = 1,0 \text{ cm}$

Doc.4 : complément scientifique 1

Pour une transformation modélisée par deux réactions opposées, l'équation s'écrit :



La grandeur appelée quotient de réaction, notée Q_r , sans dimension, peut être définie par :

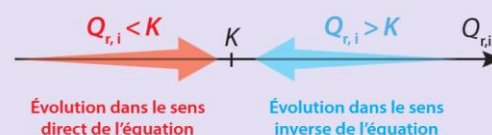
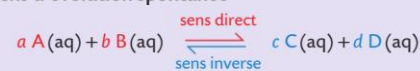
$$Q_r = \frac{\left(\frac{[\text{C}]}{c^\circ}\right)^c}{\left(\frac{[\text{A}]}{c^\circ}\right)^a \times \left(\frac{[\text{B}]}{c^\circ}\right)^b}$$

avec $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La grandeur Q_r peut être calculée à chaque état d'avancement de la réaction.

Doc.6 : complément scientifique 2

1. Sens d'évolution spontanée



Partie 1 : Protocole n°1 pour la solution n°.....:



Le but de cette partie est de trouver, à l'aide d'un tableau d'avancement si la réaction est totale ou non. Pour cela vous allez calculer l'avancement maximal théorique x_{max} avec les données théoriques, puis l'avancement expérimentale x_f en mesurant l'absorbance de la solution lorsque la réaction est terminée.

- 1) Faire un schéma annoté du protocole n°1, pour la solution qui vous a été attribuée, puis réaliser-le.
- 2) Mesurer l'absorbance de la solution réalisée.
- 3) Ecrire l'équation de la réaction chimique.
- 4) Remplir le tableau d'avancement suivant afin de calculer x_{max} , de trouver le réactif limitant théorique puis remplir la ligne de x_f .

Équation de la réaction					
État du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)			
État initial	$x = 0$				
État final théorique (si la réaction est totale)	x_{max}				
État final expérimental	x_f				

- 5) Le but de cette question est de pouvoir calculer x_f à partir de l'absorbance mesurée à la question 2.
 - a) Exprimer x_f en fonction de $[Fe(SCN)^{2+}]$ et de V . Justifier à partir du tableau d'avancement.
 - b) A l'aide de la loi de Beer-Lambert, exprimer alors x_f en fonction de A , ℓ , ϵ et V .
 - c) Calculer x_f .
- 6) Calculer le taux d'avancement. La réaction est-elle totale ? Justifier.
- 7) D'après la réponse à la question précédente, justifier que le système a atteint un état d'équilibre chimique.



Le but de cette partie est de trouver pour cette réaction la valeur du quotient de réaction à l'équilibre noté $Q_{r,eq}$ qui correspond aussi à la constante d'équilibre K .

- 8) Calculer le quotient de réaction noté $Q_{r,eq}$ ou encore K , du système à l'état d'équilibre. L'équilibre est atteint quand le système est à l'état final expérimental. Donner le résultat avec 2 chiffres significatifs.
- 9) Remplir le tableau suivant avec les résultats des autres binômes.

Solution	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄
$Q_{r,eq}$				

- 10) Comparer les $Q_{r,eq}$ de tous les binômes. Le $Q_{r,eq}$ dépend-t-il de la composition initial du système ? Justifier.
- 11) Donner une explication au fait que le quotient de réaction $Q_{r,eq}$ dans l'état d'équilibre soit appelé constante d'équilibre notée K .



Remarque : cette valeur de K est spécifique de chaque réaction, elle permet, quand vous n'avez aucune possibilité de faire des mesures expérimentales, de pouvoir calculer théoriquement la valeur de x_f .

Partie 2 : Protocole n°2 pour la solution n°3 :



Nous venons de voir que pour une même réaction, quel que soit la composition initiale du système aura toujours la même valeur de constante d'équilibre. Le quotient de réaction Q_r , quel que soit le moment de la réaction va augmenter ou diminuer pour être égal à la constante d'équilibre K . La réaction se fera alors plutôt dans le sens direct ou dans le sens indirect (document 6). Le but de cette partie est de trouver si la réaction va se faire plutôt dans le sens direct ou dans le sens indirect lors d'un ajout d'un des réactifs.

- 1) Faire un schéma annoté du protocole n°2. Le réaliser.
- 2) Mesurer à nouveau l'absorbance.
- 3) La réaction n'étant pas totale, en ajoutant $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3(\text{s})$, quels ions ont été rajoutés à la solution ? Ecrire la réaction chimique qui a lieu. A-t-elle changé par rapport à la première partie ?
- 4) D'après la loi de Beer-Lambert, que peut-on dire de la concentration en ions $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$? La réaction a-t-elle évolué dans le sens direct \rightarrow ou dans le sens indirect \leftarrow ? Justifier.
- 5) Nous voulons vérifier ce qui est affirmé dans le document 6, pour cela répondre aux questions suivantes :
 - a) Quel est la valeur de la constante d'équilibre K pour cette réaction ? Justifier.
 - b) Calculer le quotient de réaction initial $Q_{r,i}$, du système à l'état initial, c'est-à-dire à l'instant initial du mélange entre la solution S3 (qui est déjà un système à l'équilibre) et l'ajout des ions Fe^{3+} .
 - c) Comparer K et $Q_{r,i}$. La réponse à la question 4 est-elle en accord avec la comparaison de K et de $Q_{r,i}$?