# TP d'Halloween : Déterminer une constante d'équilibre




## Fabriquer du faux sang, mode d'emploi :

Pour fabriquer du faux sang, certains préconisent la sauce barbecue mélangée au coulis de framboise. Un peu moins naturel, un mélange de thiocyanate de potassium et de chlorure de fer donne du thiocyanate de fer d'un beau rouge profond imitant parfaitement l'hémoglobine.

Source : https://www.futura-sciences.com/

## Déterminer la constante d'équilibre d'une transformation chimique



Une transformation chimique peut s'arrêter parce que le réactif limitant est intégralement consommé, mais certaines transformations s'arrêtent alors que le réactif limitant est encore présent dans le milieu réactionnel.

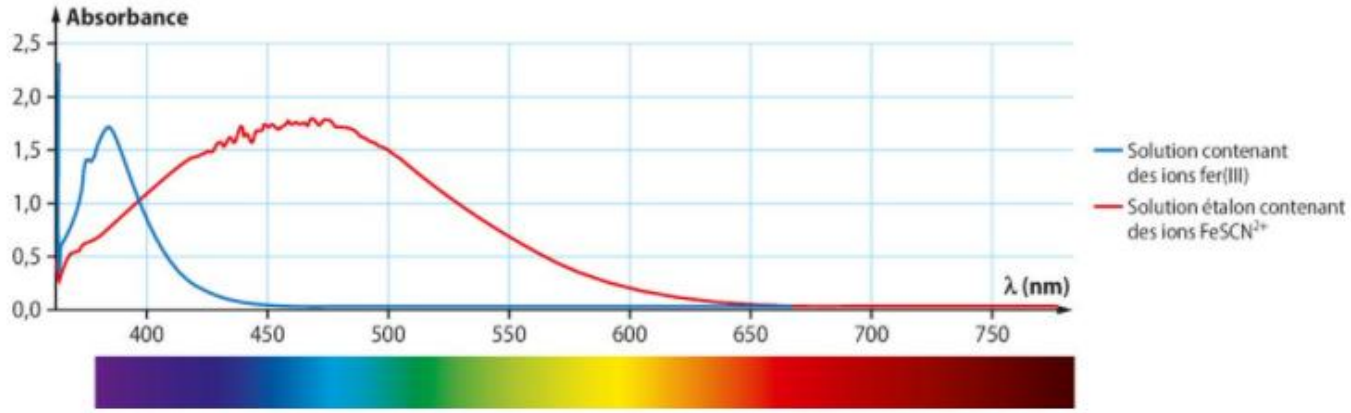
Les ions fer(III) $Fe^{3+}$ et les ions thiocyanate $SCN^-$ réagissent pour former des ions colorés thiocyanatofer(III) de formule $FeSCN^{2+}$ (il servait autrefois de « faux sang » dans les films), cette transformation étant limitée.

Au cours de cette transformation chimique, les concentrations en quantité de matière des réactifs et des produits évoluent jusqu'à atteindre un état d'équilibre final.

La relation entre les concentrations des espèces chimiques dans l'état final dépend-elle de l'état initial ?

**Doc 1 : Spectres d'absorption**

Une solution contenant les ions thiocyanate $SCN^-(aq)$ est incolore, par contre les ions fer (III) $Fe^{3+}$donne une coloration jaune à la solution qui les contient.




**Doc 2 : Quotient de réaction $Q_r$**

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

$$a\,A(aq) + b\,B(aq) \rightleftharpoons c\,C(aq) + d\,D(aq)$$

La grandeur appelé quotient de réaction, notée $Q_r$ sans dimension, peut-être définie par :

$$Q_r = \frac{\left(\frac{[C]}{c^0}\right)^c \times \left(\frac{[D]}{c^0}\right)^d}{\left(\frac{[A]}{c^0}\right)^a \times \left(\frac{[B]}{c^0}\right)^b}$$

avec $c^0 = 1\ mol.L^{-1}$.

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

## Etude préliminaire : Étude qualitative de la transformation chimique

➢ Préparer dans un bécher un mélange de 30 mL de la solution $S_{FE}$ de sulfate de fer(III) et 30 mL d'une solution T2 de thiocyanate de potassium de concentration $2,0 \times 10^{-3}$ mol · $L^{-1}$ en utilisant une éprouvette graduée de 50 mL.

➢ Partager ce mélange en trois parts égales dans trois béchers de 100 mL :

- la première part servira de témoin, on y ajoute 10 mL d'eau distillée ;
- ajouter dans la deuxième part 10 mL de la solution SFE contenant des ions fer(III) ;
- ajouter dans la dernière part 10 mL de solution T2 contenant des ions thiocyanate ;

1. Noter les observations. (appli Physics / détecteur de couleur pour aider.)
2. Justifier avec les observations, que la transformation entre les ions fer(III) et les ions thiocyanate dans le bécher témoin n'est pas totale.

1. **Écrire l'équation de la réaction entre l'ion thiocyanate et l'ion fer (III).**
2. **Etablir le table d'avancement associé à la réaction. En déduire l'avancement final en fonction de $[Fe(SCN)^{2+}]$ et V, le volume totale de la solution.**
3. **Écrire l'expression du quotient de réaction à l'équilibre $Q_{r,éq}$ associée à la réaction.**
4. **Rappeler la notion d'équilibre dynamique.**
5. **Exprimer le quotient de réaction à l'équilibre $Q_{r,éq}$ en fonction de l'avancement de la réaction, des quantités de matière initiales de réactifs et du volume total de la solution.**

## Préparation d'une échelle de teinte

- Solution $T_1$ : thiocyanate de potassium ($K^+(aq) + SCN^-(aq)$) $C_1 = 1,0$ mol.L-1
- Solution $S_{FE}$ : Nitrate de fer (III) ($Fe^{3+}(aq) + 3NO^{3-}(aq)$) $C_2 = 2,5.10^{-2}$ mol.$L^{-1}$
- Solution $S_A$ : acide nitrique ($H^+(aq) + NO^{3-}(aq)$) $C_3 = 5,0.10^{-2}$ mol.$L^{-1}$

- Préparer les solutions étalon données dans le tableau suivant, puis mesurer l'absorbance de chacune des solutions ($\lambda$ = 565nm)
- Les solutions obtenues dans ces conditions étant trop concentrée, il faut les diluer par un facteur de dilution de 5.

| | $E_1$ | $E_2$ | $E_3$ | $E_4$ |
|---|---|---|---|---|
| Volume de solution $T_1$ (mL) | 5,0 | 5,0 | 5,0 | 5,0 |
| Volume de solution $S_{FE}$ (mL) | 1,0 | 2,0 | 3,0 | 4,0 |
| Volume de solution $S_A$ (mL) | 44,0 | 43,0 | 42,0 | 41,0 |
| $[Fe(SCN)^{2+}]$ mmol/L | 0,50 mmol/L | 1,0 mmol/L | 1,5 mmol/L | 2,0 mmol/L |
| $[Fe(SCN)^{2+}]/5$ mmol/L | | | | |
| Absorbance A | | | | |

- TRACER LA COURBE D'ETALONNAGE DONNANT L'ABSORBANCE DES SOLUTIONS EN FONCTION DE LEUR CONCENTRATION EN ION THIOCYANATOFER III.

*Rq : Dans ces conditions expérimentales, la réaction peut être considérée comme totale.*

## Préparation du système chimique

Réaliser les mélanges ci-dessous en utilisant un volume :

- $V_F$ de solution $S_{FE}$ de nitrate de fer (III) de concentration $C_2 = 2{,}5.10^{-2}$ mol.L$^{-1}$
- $V_T$ de solution $T_2$ de thiocyanate de potassium de concentration $C_4 = 2{,}0.10^{-2}$ mol.L$^{-1}$

A partir des solutions $S_4$, $S_2$ et $S_3$, préparer les mélanges suivants :

| Mélange | $M_1$ | $M_2$ | $M_3$ | $M_4$ | $M_5$ |
|---|---|---|---|---|---|
| $V_{FE}$ (mL) | 10,0 | 10,0 | 10,0 | 10,0 | 20,0 |
| $V_T$ (mL) | 10,0 | 15,0 | 20,0 | 25,0 | 25,0 |
| $V_{TOT}$ (mL) | 20,0 | 25,0 | 30,0 | 35,0 | 45,0 |
| $n^i_{SCN^-}$ µmol | | | | | |
| $n^i_{Fe^{3+}}$ µmol | | | | | |
| Absorbance A | | | | | |
| [Fe(SCN)2+] mmol/L | | | | | |
| xf (mol) | | | | | |
| Qr,éq | | | | | |

A partir des données, des mesures de l'absorbance de chacun des mélanges et de la **courbe d'étalonnage, compléter le tableau ci-dessus.**

6. **En déduire une estimation de la constante d'équilibre K de cette réaction.**