

## TP : Constante d'équilibre.

Une transformation chimique peut s'arrêter car le réactif limitant est entièrement consommé : c'est une réaction totale.

Certaines transformations s'arrêtent alors que le réactif limitant est encore présent dans le milieu réactionnel : ce sont des réactions limitées.

### I. Transformation totale et limitée.

#### Document 1 : Réaction entre les ions fer (III) et les ions thiocyanate.

Les ions fer (III)  $Fe^{3+}$  forment instantanément avec les ions thiocyanate  $SCN^-$  une espèce :  $Fe(SCN)^{2+}$  qui donne une coloration rouge sang à la solution.

#### Document 2 : Protocole 1.

- Préparer dans un bécher un mélange de 10,0 mL de solution de nitrate de fer (III) ( $Fe^{3+}$  ;  $NO_3^-$ ) de concentration  $C_1 = 5,0 \times 10^{-3}$  mol/L et 10,0 mL d'une solution de thiocyanate de potassium ( $K^+$  ;  $SCN^-$ ) de concentration  $C_2 = 5,0 \times 10^{-3}$  mol/L

#### Document 3 : Protocole 2.

*Si la réaction n'est pas totale (réaction limitée) les deux réactifs doivent être présents à la fin de la réaction. Un protocole permettant de vérifier si la transformation est totale ou limitée dans notre cas est de rajouter une quantité de réactifs et de comparer les couleurs obtenues.*

- Dans 3 tubes à essais, insérer 5 mL de la solution précédente prélevée à l'aide d'une éprouvette graduée.
- Dans le 1<sup>er</sup>, ajouter 5 mL d'eau distillée (tube témoin), dans le 2<sup>ème</sup>, ajouter 5 mL de nitrate de fer (III) et dans le dernier, rajouter 5 mL de thiocyanate de potassium.

#### Document 4 : Définitions.

Transformation totale : Une transformation chimique est totale si au moins l'un des réactifs a été entièrement consommé

Transformation limitée : Une transformation chimique est limitée si tous les réactifs sont encore présents à la fin de la réaction.

- Q1.** Mettre en œuvre le protocole 1.
- Q2.** Écrire l'équation modélisant la transformation.
- Q3.** Calculer la quantité de matière des deux réactifs.
- Q4.** Établir un tableau d'avancement et déterminer la composition du système dans l'état final en supposant la réaction totale.
- Q5.** Mettre en œuvre le protocole 2 et noter les observations.
- Q6.** La réaction est-elle totale ou limitée ? Justifier

### II. Quotient de réaction.

Quand une réaction limitée atteint son état d'équilibre, la composition de milieu réactionnel n'évolue plus, les réactifs et les produits coexistent

#### Données :

Coefficients d'extinction molaire  $\epsilon_{440} l = 8000 L \cdot mol^{-1}$

Les ions thiocyanates n'absorbent pas en solution.

**Document 5 : constante d'équilibre**

On considère la transformation chimique modélisée par une réaction d'équation chimique :  
 $\alpha A_{(aq)} + \beta B_{(aq)} \rightleftharpoons \gamma C_{(aq)} + \delta D_{(aq)}$  avec  $\alpha, \beta, \gamma, \delta$  les coefficients stœchiométriques.

Le quotient de réaction  $Q_r$  est un nombre sans unité défini par :

$$Q_r = \frac{a_C^\gamma \times a_D^\delta}{a_A^\alpha \times a_B^\beta}$$

Avec  $a_i$  l'activité de l'espèce  $i$ . En solution aqueuse  $a_i = \frac{[X_i]}{c^0}$  avec  $c^0 = 1,00 \text{ mol/L}$ .

**Document 6 : Protocole 3**

- Dans une fiole jaugée de 50,0 mL, introduire un volume  $V(Fe^{3+})$  de solution de nitrate de fer (III) de concentration  $C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$  puis un volume  $V(SCN^-)$  de solution de thiocyanate de potassium de concentration  $C_2 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ . Les volumes sont prélevés à la pipette jaugée.
- Compléter la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge avec une solution d'acide nitrique de concentration  $C = 0,1 \text{ mol/L}$  ;
- Préparer le spectrophotomètre
- Faire le blanc avec la solution d'acide nitrique.
- Mesurer l'absorbance de chaque solution préparée.

Solution	S <sub>1</sub>	S <sub>2</sub>	S <sub>3</sub>	S <sub>4</sub>	S <sub>5</sub>	S <sub>6</sub>
$V(Fe^{3+})$ (mL)	20	10	20	5	10	5
$V(SCN^-)$ (mL)	5	20	10	10	10	20
$V_{tot}$ (mL)	50,0	50,0	50,0	50,0	50,0	50,0
Quantité de matière des ions $Fe^{3+}$ dans l'état initial : $n_i(Fe^{3+})$						
Quantité de matière des ions $SCN^-$ dans l'état initial : $n_i(SCN^-)$						
Absorbance $A$						
$x_f = \frac{A \times V_{tot}}{\epsilon_\lambda l}$						
$[Fe(SCN)^{2+}]_f = \frac{x_f}{V_{Tot}}$						
$[Fe^{3+}]_f = \frac{n_i(Fe^{3+}) - x_f}{V_{Tot}}$						
$[SCN^-]_f = \frac{n_i(SCN^-) - x_f}{V_{Tot}}$						
$Q_{req} = \frac{[Fe(SCN)^{2+}]_f c^0}{[Fe^{3+}]_f [SCN^-]_f}$						

- Q7.** Réaliser 3 des 6 solutions en mettant en œuvre le protocole 3.
- Q8.** Faire le spectre d’Absorbance d’une solution. Cliquer sur conserver la courbe. Mesurer l’absorbance de cette solution.
- Q9.** Mesurer les valeurs des absorbances dans le tableau en allant chercher les solutions manquantes chez un autre groupe. Ne pas oublier de conserver la courbe à chaque fois pour avoir un faisceau de courbe.
- Q10.** Donner l’expression littérale de  $n_i(\text{Fe}^{3+})$  et  $n_i(\text{SCN}^-)$ .
- Q11.** Calculer les quantités de matières initiales pour les 6 solutions et remplir le tableau.
- Q12.** Calculer l’avancement final  $x_f$  pour les 6 solutions. Compléter le tableau.
- Q13.** Justifier que pour les 6 solutions, le système a atteint un état d’équilibre.
- Q14.** Pour chacune des solutions, calculer le quotient de réaction noté  $Q_{req}$  dans l’état d’équilibre (état final).
- Q15.** La valeur de référence est  $K = 10^{2,2}$  à 25 °C, la valeur obtenue est-elle cohérente avec la référence ?