Chapitre 7 - TP 7.1 Déterminer la constante d'équilibre d'une transformation chimique

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/

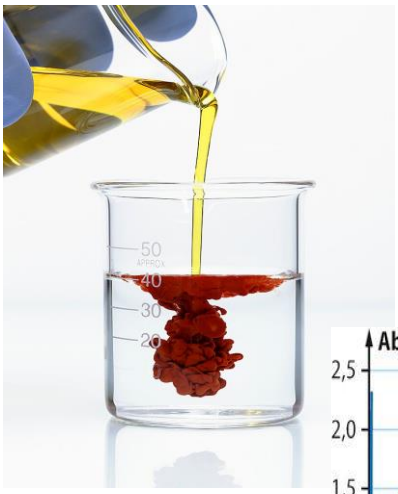
Déterminer la constante d'équilibre d'une transformation chimique

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 $FeSCN^{2+}$, cette transformation est 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.

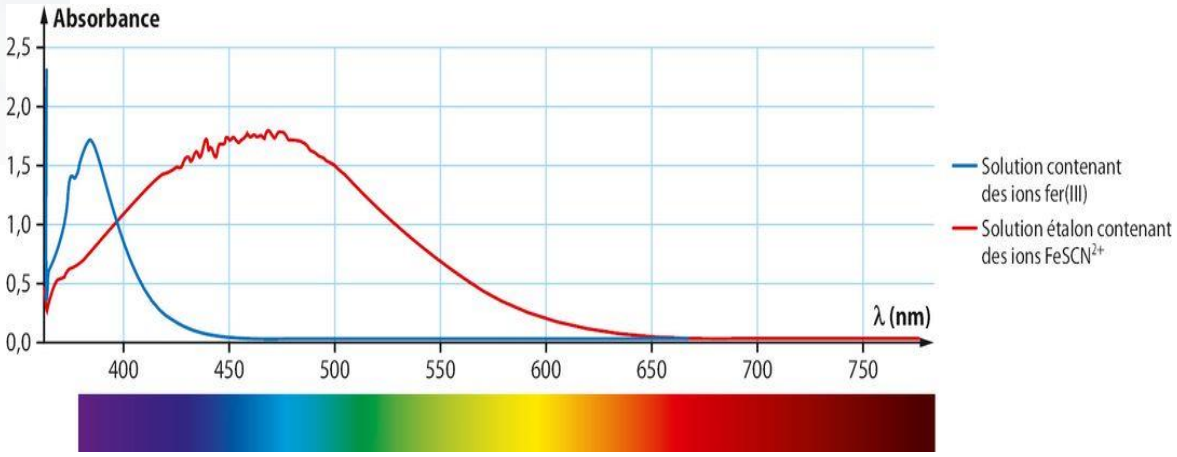
La relation entre les concentrations des espèces chimiques dans l'état final dépend-elle de l'état initial ?



Doc. 1 Synthèse des ions colorés thiocyanatofer(III)

La transformation chimique entre les ions fer(III) Fe^{3+} et les ions thiocyanate SCN^- est modélisée par une réaction chimique dont l'équation est :

$$Fe^{3+}(aq) + SCN^-(aq) \rightleftarrows FeSCN^{2+}(aq)$$



Doc. 2 Spectres d'absorption de solutions de Fe^{3+} et de $FeSCN^{2+}$

Protocole 1 : 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 T_2 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 S_{FE} contenant des ions fer(III) ;
  - ajouter dans la dernière part 10 mL de solution T_2 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.

Protocole 2 : Réalisation d'une échelle de teintes en ions thiocyanatofer(III) $FeSCN^{2+}$

Afin de doser par spectrophotométrie les ions thiocyanatofer (III) obtenus au cours de la synthèse du protocole 3, on a réalisé les solutions étalons du tableau ci-dessous (solution au bureau).

T_1 : solution de thiocyanate de potassium (K^+(aq) + SCN^-(aq)) de concentration 1,0 mol · L^{-1}

S_{Fe} : solution de sulfate de fer(III) (2 Fe^{3+}(aq) + 3 SO_4^{2-}(aq)) de concentration $2{,}5 \times 10^{-2}$ mol · L^{-1} en ion fer(III)

S_A : acide sulfurique de concentration $5{,}0 \times 10^{-2}$ mol · L^{-1}

Remarque : le solvant des solutions T_1 et S_{FE} est la solution d'acide sulfurique S_A. La présence d'acide sulfurique et le fort excès de SCN^- permettent d'avoir une réaction totale de formation de $FeSCN^{2+}$.

Composition des solutions-étalons	E_1 [$FeSCN^{2+}$] = 0,50 mmol · L^{-1}	E_2 [$FeSCN^{2+}$] = 1,0 mmol · L^{-1}	E_3 [$FeSCN^{2+}$] = 1,5 mmol · L^{-1}	E_4 [$FeSCN^{2+}$] = 2,0 mmol · L^{-1}
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
Absorbance A				

1. Mesurer l'absorbance des 4 solutions étalons, le spectrophotomètre étant réglé à la longueur d'onde de 580 nm. Le blanc sera fait sur la solution S_A. Compléter la dernière ligne du tableau.
2. Justifier le choix de la longueur d'onde de 580 nm.
3. Obtenir la droite d'étalonnage de l'absorbance A en fonction de la concentration en $FeSCN^{2+}$ ou calculer le coefficient k

Le spectrophotomètre va maintenant pouvoir déterminer la concentration de nos solutions du protocole 3 en fonction de leur absorbance suivant la loi de Beer-Lambert.

Protocole 3 : Étude quantitative de la transformation chimique

- Réaliser les mélanges ci-dessous en utilisant la solution T_2 de thiocyanate de potassium de concentration $2{,}0 \times 10^{-3}$ mol · L^{-1} et la solution S_{FE} de sulfate de fer(III). (Un mélange par groupe)
- Mesurer l'absorbance de chaque mélange à la longueur d'onde de 580 nm et déterminer à l'aide de la courbe d'étalonnage obtenue avec le protocole 2, la concentration $[FeSCN^{2+}]_f$ des ions thiocyanatofer(III) dans l'état final de chaque mélange.

- Compléter le tableau ci-dessous.

Mélange	M_1	M_2	M_3	M_4	M_5
Volume V_F de solution S_{FE} (mL)	10,0	10,0	10,0	10,0	20,0
Volume V_T de solution T_2 (mL)	10,0	15,0	20,0	25,0	25,0
Volume final V du mélange (mL)	20,0	25,0	30,0	35,0	45,0
Quantité de matière $n_{F,i}$ d'ions Fe^{3+} dans l'état initial (µmol)	250	250	250	250	500
Quantité de matière $n_{T,i}$ d'ions SCN^- dans l'état initial (µmol)	20	30	40	50	50
Absorbance *A mesurée*					
$[FeSCN^{2+}]_f$ calculée avec la droite d'étalonnage en mmol.L^{-1}					

Exploitation : Calcul de la constante d'équilibre

1) En vous aidant du tableau d'avancement

État du système	Avancement x (mol)	$Fe^{3+}(aq)$ +	$SCN^-(aq)$ ⇄	$FeSCN^{2+}(aq)$
État initial	$x = 0$	$n_{F,i}$	$n_{T,i}$	0
État final	x_f	$n_{F,i} - x_f$	$n_{T,i} - x_f$	x_f

   a) Exprimer la quantité finale $n(FeSCN^{2+})_f$ en fonction de x_f
   b) En déduire la valeur de x_f d'après vos mesures du protocole 3.
   c) En déduire l'expression de la concentration finale $[FeSCN^{2+}]_f$ en fonction de x_f et de V.
   d) De même, exprimer la concentration finale $[Fe^{3+}]_f$
   e) De même, exprimer la concentration finale $[SCN^-]_f$

2) Ecrire l'expression de la constante de réaction Qr
3) Remplacer toutes les concentrations de cette expression par les expressions trouvées en c, d et e.
4) Calculer la constante d'équilibre Qr f de la réaction de votre mélange.
5) Comparer vos résultats avec ceux des autres groupes qui ont réalisé d'autres mélanges. Vérifier que vos résultats justifient (ou pas) cette phrase :

« Lorsqu'un système évolue spontanément vers un état d'équilibre, le quotient de réaction atteint une valeur constante qui ne dépend que de la température *T* mais qui est indépendante de la composition initiale du système chimique ».