

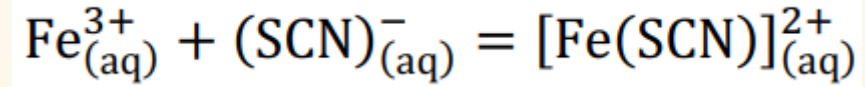
TP-Cours 17 : Détermination d'une constante d'équilibre par colorimétrie

⚠ Le contenu n'a pas été généré, car votre requête inclut des messages susceptibles d'être en violation de Designer code de conduite.

Dans cette activité, on étudiera la réaction de formation du complexe thiocyanatofer III ($\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$) pour déterminer sa constante d'équilibre. Le produit formé étant coloré, on commencera par réaliser une échelle de teinte qu'on utilisera ensuite pour déterminer l'avancement de la réaction

Etape 1 : Réalisation de l'échelle de teinte

La réaction de formation du complexe thiocyanatofer III a pour équation :



Pour réaliser l'échelle de teinte, on va se placer en large excès de fer III. Ainsi, la réaction, normalement équilibrée, pourra être considérée comme quasi-totale.

- Donner l'expression de la constante d'équilibre de la réaction.
- En raisonnant sur cette expression, justifier qu'avec un gros excès d'ions fer III, la réaction devienne quasi-totale
- Dans 5 tubes à essai différents, introduire 5mL de la solution de chlorure de fer III concentrée et x mL de la solution de thiocyanate de potassium, x allant de 1 à 5.
- Compléter ensuite chaque tube à essai avec de l'eau distillée pour obtenir dans chaque un volume total de 15 m.
- A partir de votre échelle de teinte, montrer que la loi de Beer-Lambert est vérifiée et donner son expression.

Etape 2 : Détermination de la constante de réaction

On réalise à présent la même réaction que précédemment mais à partir d'un volume $V_1 = 5\text{mL}$ de solution de thiocyanate de potassium de concentration $C_1 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et d'un volume $V_2 = 5\text{mL}$ de solution de chlorure de fer III de concentration $C_2 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$

- A partir de ce mélange et de mesures que vous réaliserez, déterminez la constante d'équilibre K de la réaction.