

TP n°16

Utilisation de diagrammes E-pH

connaissances requises	Acides-bases, précipitation, solubilité, réaction prépondérante
but du TP	Observer l'influence de réactions multiples
matériel	<p>Acide chlorhydrique à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,</p> <p>Soude à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,</p> <p>Limaille de fer Solution de Fe^{3+} à $5 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,</p> <p>Sulfate de fer II (acide) à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,</p> <p>Chlorure de fer III à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, iodure de potassium à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, hexane,</p> <p>Solution tampon de $\text{pH} = 5,5$, Sel de Mohr, cristaux de diiode</p> <p>nécessaire pour filtration, tubes à essai</p>

Nous allons dans ce TP faire des manipulations en tube à essai. Toutes les interprétations doivent être justifiées à partir des équations des réactions se déroulant dans les tubes, on pourra également utiliser le diagramme $E = f(\text{pH})$ du fer donné en fin de sujet.

1 - Oxydation du fer métallique

- ♣ Placer dans deux tubes à essai un peu de limaille de fer.
- ♣ Ajouter dans le premier environ 1 mL d'acide chlorhydrique et dans le deuxième 1 mL de soude.
- ♣ Observer et interpréter en écrivant les équations bilans des éventuelles réactions.

2 - Antidismutation du fer II

- ♣ Introduire une pointe de spatule de limaille de fer dans un tube à essai.
- ♣ Ajouter 1 mL de solution de fer III.
- ♣ Agiter (avec un bouchon) puis ajouter 1 mL de soude. Il peut être intéressant de faire un tube témoin ne contenant que les ions fer III.
- ♣ Observer et interpréter la décoloration. Déterminer l'équation bilan de la réaction.

3 - Oxydation des ions fer II à l'air

Le sulfate de fer II est conservé en milieu acide.

- ♣ Placer 1 mL de soude dans un tube à essai.
- ♣ Ajouter goutte à goutte la solution acide de sulfate de fer II, jusqu'à disparition du précipité.
- ♣ Agiter et observer l'évolution de la teinte. Interpréter et donner l'équation bilan.

4 - Oxydation de l'hydroxyde de fer II à l'air

- ♣ Placer 1 mL de la solution de sulfate de fer II dans un tube à essai
- ♣ Ajouter goutte à goutte suffisamment d'hydroxyde de sodium pour faire apparaître un précipité.
- ♣ Noter son aspect et sa couleur.
- ♣ Filtrer le précipité et le laisser quelque temps à l'air libre. Interpréter par l'équation bilan.

5 - Réduction des ions fer III par les ions iodures

- ♣ Introduire 1 mL d'une solution de chlorure de fer III dans un tube à essai.
- ♣ Ajouter 2 mL d'iodure de potassium. Boucher le tube et agiter. Observer le brunissement du à l'iode.
- ♣ Ajouter 1 mL d'hexane, boucher et agiter. Observer l'extraction de l'iode par l'hexane.
- ♣ Récupérer la phase aqueuse à l'aide d'une pipette et l'introduire dans un tube à essai.
- ♣ Préparer un tube témoin (fer III seul) et ajouter de la soude goutte à goutte dans chacun des tubes. Interpréter et donner l'équation bilan.

Données (à 25 °C) :

$$E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V} \quad E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}_{(s)}) = -0,44 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Fe}(\text{OH})_3/\text{Fe}^{2+}) = 1,01 \text{ V} \quad E^0(\text{Fe}(\text{OH})_3/\text{Fe}(\text{OH})_2) = 0,25 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}_{(s)}) = -0,06 \text{ V} \quad E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$$

Diagramme potentiel-pH du fer + eau + iode (avec $c = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) :

