

# Réaction redox Fe(II) - Fe(III)

## Principe

On désire étudier la réaction redox entre le nitrate d'argent  $\text{AgNO}_3$  et le sulfate de fer(II)  $\text{FeSO}_4$ . Cette réaction est réversible. On mettra en évidence la présence de fer(II) et de fer(III) à l'aide de réactions faisant apparaître des composés colorés.

$\text{Fe}^{3+} + \text{KCNS} \rightarrow$  couleur rouge sang

$\text{Fe}^{2+} + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$  couleur bleue (bleu de Prusse)

## Mode opératoire :

Préparer

- 100 ml de solution  $\text{FeSO}_4$  0.25 mol/L
- 100 ml de solution  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  0.25 mol/L
- 100 ml de solution de  $\text{AgNO}_3$  0.25 mol/L

Mélanger dans un tube à centrifuger 5 ml de solution de Fe(II) et Ag(I). Observer la réaction.

Centrifuger pour séparer l'argent; Prélever un peu de solution surnageante, ajouter quelques gouttes de solution de KCNS. Observer la réaction.

Éliminer la solution surnageante, laver le précipité avec un peu d'alcool, sécher à la flamme. Après refroidissement, ajouter un excès de solution de Fe(III). Observer la réaction.

Prélever un peu de solution surnageante, ajouter quelques gouttes de solution  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Observer la réaction.

## Interprétation

Écrire les équations des réactions et expliquer les observations faites.

Peut-on vérifier quantitativement l'application de la loi d'action de masse ?