

# Eau de cristallisation de FeSO<sub>4</sub>

## Objectif

Lors de la cristallisation du sulfate de fer (II) en solution aqueuse, une partie des molécules d'eau de solvatation des ions Fe<sup>2+</sup> et SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> se trouve incluse dans le solide où elle participe directement à la cohésion du réseau.

Comme la proportion entre Fe<sup>2+</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> et le nombre de molécules d'eau de cristallisation est fixe, on donne au solide la formule FeSO<sub>4</sub> · x H<sub>2</sub>O. C'est ce nombre x de molécules d'eau de cristallisation que nous allons chercher.

## Principe

La détermination du nombre de moles de Fe<sup>2+</sup> contenues dans un échantillon de FeSO<sub>4</sub> · x H<sub>2</sub>O de masse connue permet de calculer la masse molaire de FeSO<sub>4</sub> · x H<sub>2</sub>O puis d'en déduire la valeur de x.

Nous allons procéder au dosage des ions Fe<sup>2+</sup> au moyen d'une solution standard de permanganate de potassium KMnO<sub>4</sub> selon la réaction :



La fin du dosage est marquée par la persistance de la couleur violette des ions MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>.

## Mode opératoire

- Peser avec précision environ 2 g de FeSO<sub>4</sub> · x H<sub>2</sub>O dans un verre de montre.
- Introduire cette prise d'essai dans un ballon jaugé de 100 ml à l'aide d'un entonnoir. Ajouter 60 à 80 ml d'eau. Agiter pour obtenir la dissolution des cristaux.
- Compléter ensuite le contenu du ballon jusqu'au trait de jauge avec de l'eau. Retourner le ballon jaugé une dizaine de fois (*tenir le bouchon*) pour homogénéiser la solution.
- Prélever 25 ml de solution de FeSO<sub>4</sub> · x H<sub>2</sub>O avec une pipette et les introduire dans un erlenmeyer de 250 ml. Ajouter 25 ml d'H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> à 20 % avec une éprouvette graduée.
- Ajouter lentement la solution standard de KMnO<sub>4</sub> à 0,0150 mol · l<sup>-1</sup> avec la burette jusqu'à l'obtention d'une couleur violette persistante. Relever le volume de la solution de KMnO<sub>4</sub> à utiliser.

Effectuer au moins deux dosages précis et concordants.

Remarque : dans la burette la couleur violet-foncé de la solution de KMnO<sub>4</sub> ne permet pas de distinguer clairement le bas du ménisque. On se référera donc à la hauteur maximum atteinte par la solution sur les parois.

Attention : les solutions de KMnO<sub>4</sub> et d'H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> sont très corrosives ! Prenez garde aux coulures sur les bouteilles de réactifs et aux projections possibles lors des transvasements.

## Résultats

Déterminer le nombre de moles d'ions Fe<sup>2+</sup> contenues dans l'échantillon.

Calculer la masse molaire du composé FeSO<sub>4</sub> · x H<sub>2</sub>O.

En déduire le nombre x de molécules d'eau de cristallisation (arrondir x à la valeur entière la plus proche, si nécessaire).

# Notes

## Réactifs

### Préparation

- Solution de  $\text{KMnO}_4$  : 2,3705 g de  $\text{KMnO}_4$  pour 1 litre d'eau.
- $\text{FeSO}_4$  à analyser :  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ .
- $\text{H}_2\text{SO}_4$  à 20 % :  $\text{H}_2\text{SO}_4$  conc. (95-97 %) à diluer environ 5 fois.

### Conservation

En solution aqueuse  $\text{KMnO}_4$  n'est pas stable. Sa dégradation par l'eau est lente, mais auto-catalytique et photosensible. Conserver la solution de  **$\text{KMnO}_4$**  dans une bouteille en **verre fumé**. A l'apparition de flocons brunâtres de  $\text{MnO}_2$  (*produit de dégradation*) bien laver la bouteille ( *$\text{MnO}_2$  est soluble dans  $\text{HCl}$* ) et renouveler la solution.

Il est préférable de conserver  **$\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$**  à l'**abri de l'humidité**, sinon les ions  $\text{Fe}^{2+}$  s'oxydent en ions  $\text{Fe}^{3+}$  (*apparition de grains jaunes*).

### Déroulement de la manipulation

#### Sécurité

Attirer l'attention des élèves sur les propriétés **très corrosives** des solutions de  $\text{KMnO}_4$  et d' $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Veiller à ce qu'ils utilisent un **entonnoir** pour remplir la burette de  $\text{KMnO}_4$ .

#### Terme du dosage

Volume équivalent  $V_e \sim 19,2$  ml dans les conditions du mode opératoire (*2,00 g de*

$\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$  et  $\text{KMnO}_4$  à  $0,0150 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ).

Ne pas faire rajouter de  $\text{KMnO}_4$  si la couleur violette disparaît après une trentaine de secondes car  $\text{KMnO}_4$  en excès réagit lentement avec  $\text{Mn}^{2+}$  pour donner  $\text{MnO}_2$ .

#### Nettoyage

Les dépôts bruns de  $\text{MnO}_2$  sont solubles dans  $\text{HCl}$ .