

Eau de cristallisation de FeSO₄

Objectif

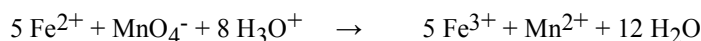
Lors de la cristallisation du sulfate de fer (II) en solution aqueuse, une partie des molécules d'eau de solvatation des ions Fe²⁺ et SO₄²⁻ se trouve incluse dans le solide où elle participe directement à la cohésion du réseau.

Comme la proportion entre Fe²⁺, SO₄²⁻ et le nombre de molécules d'eau de cristallisation est fixe, on donne au solide la formule FeSO₄ · x H₂O. C'est ce nombre x de molécules d'eau de cristallisation que nous allons chercher.

Principe

La détermination du nombre de moles de Fe²⁺ contenues dans un échantillon de FeSO₄ · x H₂O de masse connue permet de calculer la masse molaire de FeSO₄ · x H₂O puis d'en déduire la valeur de x.

Nous allons procéder au dosage des ions Fe²⁺ au moyen d'une solution standard de permanganate de potassium KMnO₄ selon la réaction :



La fin du dosage est marquée par la persistance de la couleur violette des ions MnO₄⁻.

Mode opératoire

- Peser avec précision environ 2 g de FeSO₄ · x H₂O 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 FeSO₄ · x H₂O avec une pipette et les introduire dans un erlenmeyer de 250 ml. Ajouter 25 ml d'H₂SO₄ à 20 % avec une éprouvette graduée.
- Ajouter lentement la solution standard de KMnO₄ à 0,0150 mol · l⁻¹ avec la burette jusqu'à l'obtention d'une couleur violette persistante. Relever le volume de la solution de KMnO₄ à utiliser.

Effectuer au moins deux dosages précis et concordants.

Remarque : dans la burette la couleur violet-foncé de la solution de KMnO₄ 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 KMnO₄ et d'H₂SO₄ 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 Fe²⁺ contenues dans l'échantillon.

Calculer la masse molaire du composé FeSO₄ · x H₂O.

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 KMnO_4 : 2,3705 g de KMnO_4 pour 1 litre d'eau.
- FeSO_4 à analyser : $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$.
- H_2SO_4 à 20 % : H_2SO_4 conc. (95-97 %) à diluer environ 5 fois.

Conservation

En solution aqueuse KMnO_4 n'est pas stable. Sa dégradation par l'eau est lente, mais auto-catalytique et photosensible. Conserver la solution de **KMnO_4** dans une bouteille en **verre fumé**. A l'apparition de flocons brunâtres de MnO_2 (*produit de dégradation*) bien laver la bouteille (*MnO_2 est soluble dans 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 Fe^{2+} s'oxydent en ions Fe^{3+} (*apparition de grains jaunes*).

Déroulement de la manipulation

Sécurité

Attirer l'attention des élèves sur les propriétés **très corrosives** des solutions de KMnO_4 et d' H_2SO_4 . Veiller à ce qu'ils utilisent un **entonnoir** pour remplir la burette de 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 KMnO_4 à $0,0150 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$).

Ne pas faire rajouter de KMnO_4 si la couleur violette disparaît après une trentaine de secondes car KMnO_4 en excès réagit lentement avec Mn^{2+} pour donner MnO_2 .

Nettoyage

Les dépôts bruns de MnO_2 sont solubles dans HCl.