

|                                                                                                                     |                                   |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------|
| <b>Noms &amp; prénoms des membres du binôme :</b>                                                                   | <b>Date :</b>                     |
| <b><u>T.P de chimie</u></b><br><b><u>Titration colorimétrique d'une</u></b><br><b><u>solution d'ions fer II</u></b> | <b>Évaluation, observations :</b> |

La formule du sel de Mohr cristallisé est  $\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot (\text{NH}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

Sa solution aqueuse contient des ions  $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ . Elle est moins oxydable par le dioxygène de l'air que la solution obtenue par dissolution de sulfate de fer (II),  $\text{FeSO}_4_{(\text{s})}$ . Elle se conserve donc mieux.

On souhaite déterminer la concentration  $C_1$  en ions fer (II) d'une telle solution.

Pour cela on réalise un dosage en utilisant, comme solution titrante, une solution aqueuse de permanganate de potassium ( $\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$ ) de concentration  $C_2 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

### **A. Mode opératoire.**

#### **1. Préparation de la solution titrante.**

La solution titrante est obtenue par dissolution d'une masse  $m$  de permanganate de potassium,  $\text{KMnO}_4$ , solide.

- Proposer un mode opératoire détaillé pour préparer un volume  $V = 500 \text{ mL}$  de cette solution. On indiquera tous les calculs nécessaires.

#### **2. Dosage de la solution.**

La solution titrante de permanganate de potassium a été préparée à l'avance.

- Prélever un volume  $V_1 = 20,0 \text{ mL}$  de la solution de sel de Mohr et les verser dans un erlenmeyer.
- Ajouter environ  $30 \text{ mL}$  d'eau distillée puis **appeler le professeur** pour ajouter quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.
- Verser la solution titrante de permanganate de potassium dans une burette graduée et « faire le zéro ».
- Disposer l'erlenmeyer contenant la solution à doser sous la burette.
- Placer un agitateur magnétique dans l'erlenmeyer.  
**(Attention l'agitation ne doit pas être trop violente).**
- Doser la solution d'ion fer (II) en faisant couler la solution titrante jusqu'à obtenir une coloration rose persistante.  
Réaliser un dosage rapide puis un dosage précis.

### **B. Exploitation des résultats.**

1. Faire un schéma précis et légendé du dosage.

2. Quelle est la couleur de la solution :

- a. Avant l'équivalence
- b. Après l'équivalence

3. Indiquer le volume  $V_{\text{eq}}$  de solution titrante versé à l'équivalence.

4. Quels sont les couples oxydant/réducteur qui interviennent dans la réaction ?

Pour chacun d'eux, écrire les demi-équations correspondantes.

5. Ecrire l'équation chimique de la réaction d'oxydo-réduction qui a lieu dans l'erlenmeyer.

Faites valider l'équation par le professeur

6. Etablir un tableau d'avancement de la réaction de dosage, représentant l'état du système à l'équivalence.

7. En déduire la concentration molaire  $C_1$  d'ions fer (II) contenus dans la solution de sel de Mohr utilisée.

Données :

Masses molaires atomiques :

$$\begin{array}{llll} M_H = 1,0 \text{ g.mol}^{-1} & M_N = 14,0 \text{ g.mol}^{-1} & M_O = 16,0 \text{ g.mol}^{-1} & M_K = 39,1 \text{ g.mol}^{-1} \\ M_{Mn} = 54,9 \text{ g.mol}^{-1} & M_S = 32,1 \text{ g.mol}^{-1} & M_{Fe} = 55,8 \text{ g.mol}^{-1} & M_{O'} = 16,0 \text{ g.mol}^{-1} \end{array}$$