

# [TP C1] Dosage du sel de Mohr par manganimétrie

L'objectif est de déterminer la masse molaire d'un composé ionique hydraté en effectuant un titrage direct.

## Matériel mis à disposition

Sel de Mohr en poudre  
Solution de permanganate de potassium ( $5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )  
Solution d'acide sulfurique ( $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )  
Balance au cg  
Pipettes jaugées (10 mL, 20 mL)  
Fioles jaugées (50 mL, 100 mL)  
Burette graduée (25 mL)  
Erlenmeyer  
Éprouvette  
Agitateur magnétique  
Béchers (3 de 100 mL)

## Partie A. Sel de Mohr

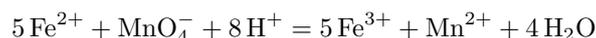
Le sel de Mohr, ou alun de fer (II), est un solide ionique hydraté de formule chimique :  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot p\text{H}_2\text{O}$ .

Il est constitué des ions ammonium  $\text{NH}_4^+$ , fer (II)  $\text{Fe}^{2+}$  et sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  ainsi que de molécules d'eau. Le but du TP est de calculer le nombre  $p$  de molécules d'eau présentes par ion fer (II) dans le sel de Mohr.

- (\*) Calculer la masse molaire du sel de Mohr, que l'on exprimera numériquement en fonction de  $p$ .
- Peser une masse  $m$  d'environ 3 g de sel de Mohr. Noter la valeur exacte prélevée. Son incertitude-type est  $u(m) = 0,02 \text{ g}$ .
  - Transvaser à l'aide d'un entonnoir cette masse dans une fiole jaugée de 50 mL.
  - Ajouter avec une éprouvette 10 mL de solution d'acide sulfurique dans la fiole puis compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
  - Calculer la concentration massique en sel de Mohr  $C_m$  de la solution ( $S$ ) obtenue, avec son incertitude-type.

## Partie B. Titrage

On souhaite déterminer la concentration **molaire**  $C$  de la solution ( $S$ ). Pour ce faire, on effectue un titrage des ions fer (II) de sa solution par les ions permanganate provenant d'une solution ( $S_0$ ) de permanganate de potassium ( $\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$ ) de concentration  $C_0 = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  (incertitude négligeable). La réaction mise en jeu a pour équation :



- (\*) Les ions permanganate ou une coloration violette, les autres espèces sont incolores ou très faiblement colorés. Comment détecte-t-on l'équivalence ?
- (\*) Écrire la relation à l'équivalence entre  $C$ ,  $C_0$ ,  $V$  le volume de solution ( $S$ ) titré et  $V_E$  le volume de solution ( $S_0$ ) versé à l'équivalence.
- (\*) Si  $p$  est compris entre 0 et 10, dans quel intervalle se trouve la concentration  $C$  ?
- (\*) On souhaite prélever  $V = 10 \text{ mL}$ , dans quel intervalle se situera le volume  $V_E$  ? Est-ce envisageable ?
- Proposer au professeur une solution pour lever ce problème. La mettre en œuvre.
  - Effectuer ensuite le titrage :
    - remplir la burette de solution de permanganate de potassium ;
    - introduire précisément 10,0 mL de solution à titrer dans un erlenmeyer ;
    - y ajouter environ 10 mL de solution d'acide sulfurique pour acidifier le milieu ;
    - mettre sous agitation magnétique modérée ;
    - verser progressivement la solution titrante, rapidement au début, puis au goutte à goutte quand le couleur met plus de temps à disparaître ;
    - relever la valeur du volume versé à l'équivalence à la goutte près. Évaluer l'incertitude-type de cette mesure.
  - En déduire la concentration de la solution ( $S$ ), avec son incertitude-type.
  - En déduire la masse molaire du sel de Mohr, avec son incertitude-type.
  - En déduire le nombre  $p$  de molécules d'eau dans la formule du sel de Mohr.