

## EXERCICE DE CHIMIE

### VERSION INITIALE

Une solution ( $S_1$ ) de sulfate de fer II ( $FeSO_4$ ) est préparée par dissolution, dans l'eau, de 3,04g de soluté de façon à préparer un volume  $V = 400\text{mL}$ . La solution ( $S_1$ ) est abandonnée à l'air ; une partie des ions fer II a été oxydé en ions fer III. On désigne par ( $S'_1$ ) la nouvelle solution.

Pour déterminer le pourcentage des ions fer II oxydés par l'air on procède de la manière suivante :

On prélève un volume  $V_1 = 20\text{mL}$  de la solution ( $S'_1$ ) auquel on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique et on le fait réagir avec une solution ( $S_2$ ) de permanganate de potassium ( $KMnO_4$ ) de concentration  $C_2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Il a fallu verser  $V_2 = 8\text{mL}$  de la solution ( $S_2$ ) pour atteindre l'équivalence.

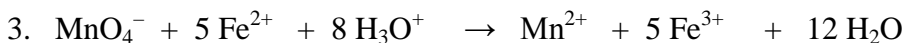
1. Déterminer la concentration molaire  $C_1$  de la solution ( $S_1$ ).
2. Calculer la masse de permanganate de potassium utilisée pour préparer 100mL de ( $S_2$ ).
3. Écrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction qui se produit.
4. a. Déterminer la quantité d'ions fer II dans  $V_1$ .  
b. Calculer le pourcentage de mole d'ions fer II qui ont été oxydés par l'air.

$$M(Fe)=56\text{g.mol}^{-1} \quad ; \quad M(S)=32\text{g.mol}^{-1} \quad ; \quad M(O)=16\text{g.mol}^{-1} \quad ; \quad M(K)=39,1\text{g.mol}^{-1} \quad ; \\ M(Mn)=55\text{g.mol}^{-1}$$

Correction

$$1. \quad C_1 = \frac{n(FeSO_4)}{V} = \frac{m(FeSO_4)}{M(FeSO_4)} \cdot \frac{1}{V} = \frac{3,04}{152 \times 0,1} = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$2. \quad m(KMnO_4) = n(KMnO_4) \cdot M(KMnO_4) = C_2 \cdot V(S_2) \cdot M(KMnO_4) = 10^{-2} \times 0,1 \times 158 = 0,158 \text{ g}$$



$$4. \quad \text{a. À l'équivalence : } n(Fe^{2+})_{\text{dosée}} = 5 n(MnO_4^-)_E = 5 C_2 \cdot V_2 = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

b.

$$\% (Fe^{2+})_{\text{Oxydés}} = \frac{n(Fe^{2+})_{\text{Oxy,V}}}{n(Fe^{2+})_V} \times 100 = \frac{4 n(Fe^{2+})_{\text{Oxy,V}_1}}{C_1 V} \times 100 = \frac{4 n(Fe^{2+})_{\text{dosée}}}{C_1 V} \times 100 = \frac{4 \times 4 \cdot 10^{-4}}{0,2 \times 0,4} \times 100 = 2$$

Mots clés :

Oxydation, réduction, oxydoréduction, couples redox, dosage, pont d'équivalence, quantité de matière, nombre de moles, solution, ions, concentration molaire, pourcentage