



Travaux dirigés de Chimie des Solutions Série N°4

Exercice 1 :

Equilibrer les réactions redox suivantes :

- (1) $S_2O_8^{2-} + Sn^{2+} \rightleftharpoons SO_4^{2-} + Sn^{4+}$ en milieu neutre
- (2) $Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} \rightleftharpoons Cr^{3+} + Fe^{3+}$ en milieu acide
- (3) $MnO_4^- + Fe^{2+} \rightleftharpoons MnO_2 + Fe^{3+}$ en milieu basique

Exercice 2 :

(1) Déterminer le nombre d'oxydation du fer dans FeO_4^{2-} et Fe^{3+} . Parmi ces deux espèces quel est l'oxydant et quel est le réducteur ?

(2) Equilibrer la demi-équation redox correspondant au couple (FeO_4^{2-} / Fe^{3+}).

(3) Donner l'expression de la relation de Nernst du couple (FeO_4^{2-} / Fe^{3+}) en fonction du pH à 25°C, sachant que : $[FeO_4^{2-}] = [Fe^{3+}] = 1$ M. On prendra à 25°C : $(RT/F) \ln x = 0,06 \log x$.

Donnée: $E^\circ (FeO_4^{2-} / Fe^{3+}) = 2,2V/ENH$.

Exercice 3 :

On pèse 1 g de sulfate de fer (II) impur. On le dissout dans un peu d'eau et on acidifie la solution à l'aide d'acide sulfurique. On ajoute ensuite une solution de permanganate de potassium 0,025 M. La coloration rose persistante est obtenue lorsqu'on ajoute 24,5 mL de la solution de permanganate. Calculez la masse de sulfate de fer (II) dans 1 g de sulfate de fer impur. En déduire la pureté du produit titré.

Exercice 4:

(1) On plonge une électrode de platine dans une solution acide contenant 0,1 mol/L en sulfate de fer (II) ($FeSO_4$) et 0,02 mol/L en chlorure de fer(III) ($FeCl_3$), constituant la demi-pile n°1.

(a) Ecrire la demi-équation du couple d'oxydoréduction Fe^{3+}/Fe^{2+} mis en jeu dans cette demi-pile.

(b) Donner l'expression littérale du potentiel de cette électrode et calculer son potentiel.

(2) On plonge une électrode de platine dans une solution acide contenant 0,001 mol/L en dichromate de potassium ($K_2Cr_2O_7$) et 0,1 mol/L en chlorure de chrome ($CrCl_3$), constituant ainsi la demi-pile n°2. Le pH de la solution est fixé à 1.

(a) Ecrire la demi-équation du couple d'oxydoréduction $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ mis en jeu dans cette demi-pile.

(b) Donner l'expression littérale du potentiel de cette électrode et calculer son potentiel.

(3) On constitue une pile électrochimique en reliant la demi-pile n°1 à la demi-pile n°2. Faire un schéma de cette pile, en indiquant en particulier les polarités des électrodes, leur nature (anode ou cathode), la réaction qui se déroule à la surface de chaque électrode, et en précisant le sens de circulation des électrons et du courant (justifier votre réponse).

(4) Calculer la force électromotrice de cette pile.

(5) Etude de l'évolution du système.

(a) Ecrire l'équation de la réaction de la transformation qui se produit quand la pile débite.

(b) Donner l'expression de la constante d'équilibre K de cette réaction en fonction des potentiels standards et la calculer numériquement.

(c) Calculer les concentrations en réactifs quand la pile s'arrête de fonctionner.

Données à 25°C : $E^\circ(Fe^{3+} / Fe^{2+}) = 0,77 \text{ V}$; $E^\circ(Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}) = 1,33 \text{ V}$ par rapport à ENH.

On prendra $(RT/F) \ln x = 0,06 \log x$.