

DEVOIR DE SYNTHESE DE CHIMIE

2^{ème} SEMESTRE

Durée 1H30 min

EXERCICE 1

- 1) A 100°C, la solubilité du chlorure de plomb PbCl_2 dans l'eau est de $3,19 \cdot 10^{-2} \text{ M}$. Calculer le produit de solubilité de PbCl_2 à cette température.
- 2) Sachant qu'à 25°C les enthalpies standard de formation de PbCl_2 solide, Cl^- et Pb^{2+} (tous les deux aqueux) sont respectivement égales à -359,20 ; -167,46 et 1,63 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Calculer la solubilité de PbCl_2 à 25°C.

Indication : Utiliser la loi de Vant'Hoff pour les équilibres chimiques (on admet que l'enthalpie standard de la dissolution de PbCl_2 est constante dans l'intervalle de température [25, 100°C]).

- 3) A 25°C on ajoute (à volume supposé constant) $4 \cdot 10^{-2}$ moles de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, à 200 ml d'une solution homogène de PbCl_2 dans laquelle la concentration en ions Pb^{2+} est de 10^{-2} M .
Que se passe-t-il ? Justifier.

Donnée :

$$R = 8,32 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

EXERCICE 2

A 10 ml d'une solution de nitrate d'argent de concentration molaire $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, on ajoute 10 ml d'une solution d'ammoniac de concentration molaire $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 1) Ecrire la réaction de formation du complexe $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$.
- 2) Donner l'expression de la constante d'équilibre de la réaction de formation de cet ion complexe.

- 3) Calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques présentes à l'équilibre.
Conclure.

Donnée :

Constante de formation du complexe $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$: $K_f = 1,67 \cdot 10^7$

EXERCICE 3

On considère une pile Daniell : $\text{Zn(s)}/\text{Zn}^{2+}/\text{Cu}^{2+}/\text{Cu(s)}$

Dans les deux compartiments les solutions ioniques ont même volume $V = 100 \text{ ml}$ et même concentration molaire $C = 0,10 \text{ mol.l}^{-1}$.

- 1) Ecrire les deux demi-équations d'oxydo-réduction des couples mis en jeu dans la pile.
- 2) Donner l'expression de la formule de Nernst relative à chacun de ces couples.
- 3) En déduire la valeur du potentiel d'électrode pour chaque demi-pile.
- 4) Indiquer la nature de la réaction électrochimique ayant lieu dans chaque demi-pile quand la pile débite. Préciser le nom attribué à chaque électrode.
- 5) Faire un schéma légendé de la pile.
- 6) Donner la valeur de la force électromotrice E de cette pile.

Données à 298°K :

$$(RT/F) \ln 10 = 0,06 \text{ V.}$$

$$E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V} \quad ; \quad E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$