

Devoir surveillé N°2Durée (2heures)**NB :**

- ✓ Toute réponse doit être claire et précise
- ✓ Toute équation utilisée doit être justifiée

Exercice 1 (4 pts)

a) Donner les formules des complexes suivants ainsi que la coordinence de l'élément central : ion hexacyanoferrate(II) ; hexacarbonylchrome(0) ; ion tétra-aquadichlorochrome(III) ; ion penta-amminesulfatocobalt(III)

b) Donner les noms des complexes suivants ainsi que la coordinence de l'élément central : $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$; $[\text{PtCl}(\text{NH}_3)_5]^{3+}$; $[\text{Cu}(\text{en})_2(\text{OH}_2)_2]^{2+}$; $[\text{CoBr}(\text{NH}_3)_5]^{2+}$

Exercice 2 (6 pts)

L'ion mercure (II) Hg^{2+} donne avec les ions thiocyanate SCN^- , un complexe tétracoordiné ($\text{Hg}(\text{SCN})_4^{2-}$) de constante de formation globale $\beta_4 = 10^{+21,7}$ et, avec les ions cyanures CN^- , un complexe également tétracoordiné ($\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$) de constante de formation globale $\beta_4' = 10^{+42,5}$.

1. Écrire les équations de formation globale de ces 2 complexes.

On mélange 50 mL de solution de nitrate de mercure (II) (Hg^{2+} , 2NO_3^-) à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$ et 50 mL de solution de thiocyanate de potassium (K^+ , SCN^-) à $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$.

2. Déterminer la composition du mélange obtenu (la concentration de toutes les espèces présentes en solution).

A la solution obtenue en 2), on ajoute un volume de 100 mL de solution de cyanure de potassium de concentration $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$.

3. Écrire l'équation de la réaction qui se produit ; déterminer sa constante.

4. En déduire la composition de la solution finale (la concentration de toutes les espèces présentes en solution). Conclure sur la stabilité des deux complexes. **Remarque importante :** Dans cet exercice nous formons uniquement et directement les complexes tétracoordiné (ML_4)

Exercice 3 (4pts)

1. On considère les paires de couples oxydant/réducteur suivants :

a. (MnO_4^- (aq) / Mn^{2+} (aq)) et (CO_2 (aq) / $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (aq))

b. ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (aq) / Cr^{3+} (aq)) et (I_2 / I^- (aq))

c. (NO_3^- (aq) / NO (g)) et (Cu^{2+} (aq) / Cu (s))

Pour chaque exemple, sachant que l'oxydant du premier couple réagit avec le réducteur du second couple, écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui se produit en milieu acide.

Exercice 4 (6 pts)

On réalise la pile suivante : $\text{Cr}_{(s)} \mid \text{Cr}^{3+}_{(aq)}, 3\text{NO}_3^-_{(aq)} \parallel \text{Ag}^+_{(aq)}, \text{NO}_3^-_{(aq)} \mid \text{Ag}_{(s)}$

1. Donner un schéma de la pile en précisant le sens de circulation des électrons, le sens du courant, la polarité des électrodes et les équations chimiques aux électrodes.
2. écrire la réaction globale ayant lieu lorsque la pile débite (fournie du courant).
3. Calculer la force électromotrice de cette pile si les concentrations des deux solutions de nitrate de chrome et de nitrate d'argent sont initialement égales à $0,1 \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$.
4. Calculer la constante d'équilibre de la réaction d'oxydoréduction globale.
5. Calculer les concentrations finales en Ag^+ et Cr^{3+} lorsque la pile est usée.

Données : $E^\circ (\text{Cr}^{3+}_{(aq)} / \text{Cr}_{(s)}) = -0,74 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Ag}^+_{(aq)} / \text{Ag}_{(s)}) = +0,799 \text{ V}$.

Bon courage