



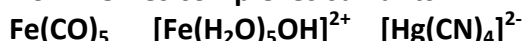
\*\*\*\*\*

**Travaux dirigés de Chimie des Solutions Aqueuses**  
**Série N°3**

\*\*\*\*\*

**Exercice 1 :**

(1) Nommer les complexes suivants :



(2) Donner les formules des complexes suivants :

Ion dichlorotetraquachrome (III) Ion tetrahydroxodiaquaaluminat (III)

**Exercice 2 :**

(1) A une solution de  $\text{FeCl}_3$   $10^{-3}$  M, on ajoute 1 M de sulfocyanure d'ammonium  $\text{NH}_4\text{SCN}$ . Il se forme le complexe  $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ , de couleur rouge vif et de constante de formation  $K_f = 10^2$

(a) Calculer la concentration de ce complexe en solution.

(b) On ajoute ensuite du NaF. Il se forme un autre complexe incolore  $\text{FeF}^{2+}$

( $K_d = 3,2 \cdot 10^{-6}$ ). On admet que la coloration rouge disparaît lorsqu'il ne reste dans la solution que  $10^{-6}$  M de  $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ . Calculer la masse minimale de NaF qu'il faut ajouter pour faire disparaître cette coloration.

(On néglige la variation du volume de la solution pendant les différentes additions)

Donnée :  $M(\text{NaF}) = 42$  g/mol.

(2) Dans une solution molaire d'hexacyanoferrate (II) de potassium, la concentration en ions  $\text{CN}^-$  libres est égale à  $6,7 \cdot 10^{-6}$  mol/L. Calculer la constante de dissociation  $K_d$  de l'ion complexe.

**Exercice 3 :**

(1) Déterminer la solubilité en mol/L et en g/L des composés suivants :



(2) De ces deux hydroxydes  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  et  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , quel est le plus soluble dans l'eau ?

Données :  $K_s(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 10^{-17}$  et  $K_s(\text{Al}(\text{OH})_3) = 3,7 \cdot 10^{-15}$

(3) Y aura-t-il précipitation :

(a) si on mélange 100 mL de  $\text{CaCl}_2$  0,02 mol/L avec 100 mL de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$   $4 \cdot 10^{-4}$  mol/L.

(b) si on mélange 250 mL d'une solution de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$   $1,6 \cdot 10^{-3}$  mol/L avec 750 mL d'une solution de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$   $2,4 \cdot 10^{-3}$  mol/L ?

On donne :  $K_s(\text{CaSO}_4) = 2 \cdot 10^{-5}$  et  $K_s(\text{PbSO}_4) = 2 \cdot 10^{-8}$

(4) On ajoute une solution de nitrate d'argent concentrée goutte à goutte à une solution aqueuse dont la concentration en ions  $\text{Cl}^-$  est de 0,1 mol/L et la concentration en ions  $\text{Br}^-$  est de  $10^{-4}$  mol/L. De  $\text{AgCl}$  et  $\text{AgBr}$ , quel est celui qui précipitera en premier ?

Données :  $\text{AgCl}$  :  $K_s = 1,6 \cdot 10^{-10}$  et  $\text{AgBr}$  :  $K_s = 7,7 \cdot 10^{-13}$

(5) Calculer le pH de précipitation de l'hydroxyde de cuivre  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  dans une solution 0,01 M en sulfate de cuivre. Donnée :  $K_s(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 3,16 \cdot 10^{-19}$ .

#### **Exercice 4 :**

A la température de 20°C, le produit de solubilité de l'oxalate de calcium  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  dans l'eau est  $K_s = 3,6 \cdot 10^{-9}$ .

(1) A l'équilibre de solubilité, calculer les concentrations des ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ .

(2) On agite dans un flacon de l'oxalate de calcium en excès et de l'oxalate de sodium de concentration  $10^{-2}$  mol/L. Calculer à l'équilibre, la concentration en ions  $\text{Ca}^{2+}$  dans la solution.

(3) Un malade souffre de calculs rénaux (précipitation d'oxalate de calcium) de masse 1 g. Quel est le volume d'eau nécessaire pour dissoudre le calcul ?

**Données :**  $M(\text{Ca}) = 40$  g/mol,  $M(\text{C}) = 12$  g/mol,  $M(\text{O}) = 16$  g/mol.