

Série 3

Exercice 1 :

- 1) Donner le nom de chacun des complexes suivants
 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$; $[\text{HgI}_4]^{2-}$; $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$; $[\text{Co}(\text{SO}_4)(\text{NH}_3)_5]$; $[\text{Pd}(\text{CO})_4]$.
- 2) Donner les équations des complexes dont les noms sont les suivants :
ion hexacyanoferrate (II) ; ion tétrafluoroaluminium (III) et dichlorodiammineplatine(II).

Exercice 2 :

Considérons une solution obtenue en mélangeant 100 ml d'une solution aqueuse de NH_3 ($c_1=2 \text{ mol/l}$) avec 100 ml d'une solution aqueuse de AgNO_3 ($c_2 = 10^{-3} \text{ mol/l}$).

Les réactions qui ont lieu en solution sont les suivantes :



- 1) Donner les expressions des constantes d'équilibre K_1 et K_2 de chacune des réactions de formation des ions complexes $[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+$ et $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.
- 2) Ecrire l'équation de la réaction globale de formation de l'ion complexe $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, à partir de Ag^+ et NH_3 .
- 3) Exprimer la constante globale de formation β_2 de $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ en fonction de K_1 et K_2 , en déduire sa valeur.
- 4) Calculer les concentrations initiales de l'ion Ag^+ et de NH_3 dans le mélange.
- 5) Calculer les concentrations à l'équilibre de : $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+$, Ag^+ et NH_3 .

Exercice 3 :

L'ion cobalt(II) donne avec l'ion oxalate $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ le complexe $[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-}$ dont la constante de formation globale est $\beta_3 = 10^{19,2}$. Il donne aussi avec l'éthylènediamine noté (en) le complexe $[\text{Co}(\text{en})_3]^{2+}$ dont la constante de formation globale est $\beta_3' = 10^{13,9}$.

- 1) Donner les équations des réactions de formation des complexes $[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-}$ et $[\text{Co}(\text{en})_3]^{2+}$ et l'expression de leur constante d'équilibre.
A 100 ml, de solution contenant le complexe $[\text{Co}(\text{en})_3]^{2+}$ ($c_2 = 0,04 \text{ mol.l}^{-1}$) on ajoute 100 ml de solution d'oxalate de sodium $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($c_1 = 0,2 \text{ mol.l}^{-1}$).
- 2) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit. Déterminer sa constante.
- 3) En déduire la composition de la solution.

Exercice 4 :

On mélange dans un litre de solution 0,1 mole de sulfate de cuivre et 0,4 mole d'ammoniac. Il se forme le complexe tétraamminecuivre (II) de constante de dissociation $K_D = 2,5 \cdot 10^{-13}$.

- 1) Déterminer la concentration des diverses espèces en solution (on négligera la réaction de l'ammoniac avec l'eau).
- 2) Pour quel pH, par ajout de l'acide nitrique, le complexe sera-t-il détruit à 50% ?
 $\text{p}K_a (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$.

Exercice 5 :

Connaissant la solubilité des composés ci-dessous dans l'eau à 25°C, Calculer à cette même température leur produit de solubilité K_s :

CaCO_3 ($s = 9,33 \cdot 10^{-5}$ mol/l) ; PbCl_2 (4,17 g/l) et BiI_3 ($s = 1,32 \cdot 10^{-5}$ mol/l).

On donne les masses atomiques en g/mol : Cl = 35,5 et Pb = 207

Exercice 6 :

- 1) Déterminer la solubilité du chlorure d'argent $pK_s(\text{AgCl}) = 9,75$ et celle d'iodure d'argent $pK_s(\text{AgI}) = 16,20$ dans l'eau pur, puis en déduire le composé le plus soluble.
- 2) Déterminer la constante de la réaction ayant lieu par ajout des ions iodures I^- à une solution contenant un précipité AgCl . Conclure.
- 3) Calculer la solubilité dans l'eau pure du chromate d'argent de $pK_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 12$, La comparer à celle de AgCl . Que peut-on conclure ?

Exercice 7 : (extrait examen juin 2018)

A- On s'intéresse aux complexes formés par les ions Ag^+ et les ions $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ de formule $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_i]^{(2i-1)-}$ avec $i = 1, 2$ et 3 . **Nommer** les différents complexes.

B- On considère une solution aqueuse qui contient les ions Cl^- , Br^- , et CrO_4^{2-} à des concentrations respectivement égales à 10^{-1} , 10^{-3} , et 1M. On ajoute progressivement et sans variation de volume, Ag^+ à cette solution.

1- Donner les réactions de précipitation qui interviennent.

2- Indiquer l'ordre de précipitation des anions considérés.

3- Calculer la concentration des ions Br^- et Cl^- , lorsque 90% de CrO_4^{2-} est précipité sous forme de Ag_2CrO_4 .

Données : $pK_s(\text{AgCl}) = 9,80$; $pK_s(\text{AgBr}) = 12,11$; $pK_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 11,04$

Exercice 8 :

A 25°C le produit de solubilité de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ vaut $1,3 \cdot 10^{-32}$. Calculer la solubilité s de ce sel :

- a) Dans l'eau pure.
- b) Dans une solution aqueuse de Na_3PO_4 0,2 M.
- c) Comparer les solubilités et conclure

Exercice 9 :

Calculer la solubilité s de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ($K_s = 4 \cdot 10^{-38}$) dans chacun des cas suivants :

- a) Dans l'eau (on considérera que le pH est de 7 et qu'il reste constant).
- b) Dans une solution tampon de pH = 5.
- c) Dans une solution tampon de pH = 11.
- d) conclure