

**TD N° 4 : Réactions de Complexation**

**Exercice 1 :**

Donner la réaction de formation et la formule chimique des complexes suivants. Préciser la charge du complexe formé :

A- TétraammineCuivre (II).

B- Hexacyanoferrate (III).

C- Hexacyanoferrate (II).

D- Tétraiodomercurate (II).

E- Hexaaqua Nickel (II).

**Exercice 2 :**

Donner la dénomination des complexes suivants selon l'IUPAC :

- $K_2 [NiF_6]$
- $[Cu (NH_3)_4]^{2+}$
- $[Al (H_2O)_6]^{3+}$
- $[FeSCN]^{2+}$
- $[Co (NO_2) (NH_3)_3]^{2+}$
- $[CrCl_2(H_2O)_4]^+$

**Exercice 3 :**

On dispose d'une solution du complexe diammine argent (I)  $[Ag (NH_3)_2]^+$  de concentration molaire  $2 \cdot 10^{-2}$  mol/l. La concentration en ion argent  $Ag^+$  dans la solution est de  $5,85 \cdot 10^{-4}$  mol/l

1. Ecrire l'équation de dissociation de ce complexe
2. Donner l'expression de la constante de dissociation de ce complexe.
3. Calculer la valeur de la constante de dissociation du complexe.

**Exercice 4 :**

On réalise une solution contenant initialement des ions ferriques à  $10^{-3}$  mol/l et des ions thiocyanate à 0,1 mol/l.

$K_{d1}=0,01$  pour  $[Fe (SCN)]^{2+}$  (couleur rouge)

1. Quelles sont les concentrations finales de  $Fe^{3+}$ ,  $SCN^-$ ,  $Fe (SCN)^{2+}$
2. Quelle quantité minimale de NaF faut-il ajouter à 10 ml de la solution initiale pour faire disparaître totalement la coloration rouge.  $K_{d2}=10^{-5,5}$  pour  $[FeF]^{2+}$  (incolore).

La couleur rouge est perceptible si  $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$  dépasse  $3 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$

**Exercice 5 :**

Calculer à l'équilibre, les concentrations en  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $[\text{CaY}]^{2-}$  et  $\text{Y}^{4-}$  (exprimées en molarité) d'une solution

Obtenue en dissolvant dans un litre d'eau tamponnée à  $\text{pH}=9.4$  :

0.02 mole de dichlorure de calcium et 0.03 mole de sel disodique de l'acide éthylène diamine tétraacétique ( $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ ).

On donne  $\text{pKd} [\text{CaY}]^{2-} = 10.7$ ,  $\text{H}_4\text{Y}$  :  $\text{pK}_{a1}=2.0$ ,  $\text{pK}_{a2}=2.7$ ,  $\text{pK}_{a3}=6.2$ ,  $\text{pK}_{a4}=10.3$

**Exercice 6 :**

Afin de doser les ions  $\text{Pb}^{2+}$  contenus dans une solution S de nitrate de plomb (II), on utilise

l'EDTA noté  $\text{H}_4\text{Y}$  qui est un tétra-acide dont les  $\text{pK}_a$  sont :

$\text{H}_4\text{Y} / \text{H}_3\text{Y}^-$   $\text{pK}_1=2,0$  ;  $\text{H}_3\text{Y}^- / \text{H}_2\text{Y}^{2-}$   $\text{pK}_2=2,7$  ;  $\text{H}_2\text{Y}^{2-} / \text{HY}^{3-}$   $\text{pK}_3=6,2$  ;  $\text{HY}^{3-} / \text{Y}^{4-}$   $\text{pK}_4=10,3$ .

Le dosage s'effectue en milieu tamponné à  $\text{pH}=4,9$ .

1- Quelle est la forme majoritaire de l'EDTA à ce  $\text{pH}$  ?

- Dans un bécher, on verse 25 ml de la solution de nitrate de plomb (II) à doser, 5 ml de tampon et quelques gouttes d'orangé de xylécol (indicateur coloré de fin de réaction) qui rendent la solution violette. Il faut verser 26,7 ml de la solution d'EDTA de concentration  $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$  pour que la couleur de la solution devienne jaune.

2-Ecrire l'équation de la réaction de dosage sachant que  $\text{H}^+$  est libéré et que  $\text{PbY}^{2-}$  est formé.

3-Calculer la concentration molaire de  $\text{Pb}^{2+}$  dans la solution S.