

## FICHE DE TD N° 7 : CHIMIE DES SOLUTIONS « Complexométrie -A- »

### Exercice 1 :

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

- A- Tétraaamine Cuivre (II).
- B- Hexacyanoferrate (III).
- C- Hexacyanoferrate (II).
- D- Tétraiodomercurate (II).
- E- Hexaaqua Nickel (II).

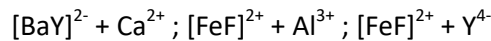
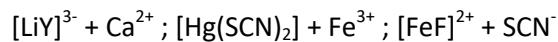
### Exercice 2 :

Donner la dénomination des complexes suivants selon l'IUPAC :

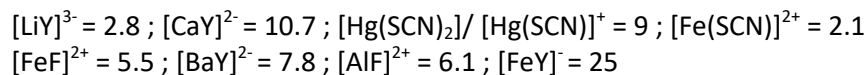
- A-  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  ; B-  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  ; C-  $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$  ; D-  $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$
- E-  $[\text{Co}(\text{CN})_4(\text{NH}_3)_2]^-$  ; F-  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$  ; G-  $[\text{Co}(\text{SO}_4)(\text{NH}_3)_5]^+\text{Br}^-$

### Exercice 3 :

Quelles réactions se produisent lorsqu'on met en présence :



On donne les constantes de dissociation (pKd ou pKc) des complexes suivants :



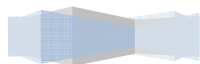
### Exercice 4 :

Le complexe  $[\text{BaY}]^{2-}$  formé entre le  $\text{Ba}^{2+}$  et l'EDTA ( $\text{Y}^{4-}$ ) a une constante de stabilité  $\text{pKs} = -7,8$ .

Quelles sont les concentrations à l'équilibre des différentes espèces chimiques lorsqu'on mélange:

- a)  $\text{Ba}^{2+}$  à 0,01M et  $\text{Y}^{4-} = 0,01\text{M}$
- b)  $\text{Ba}^{2+}$  à 0,01M et  $\text{Y}^{4-} = 0,1\text{M}$

Remarque : On considère qu'il n'y a pas de réactions parasites ni d'effet de dilution après le mélange.



**Exercice 5 :**

On prépare 500ml de solution A en mélangeant du sulfate de cuivre et de l'ammoniac. Il se forme le complexe tétraammine cuivre (II). A l'équilibre, les concentrations en ammoniac et en ions  $\text{Cu}^{2+}$  sont respectivement 2.00 M et  $5.00 \cdot 10^{-15}$  M.

Quelle quantité de sulfate de cuivre anhydre (exprimée en g) a-t-on utilisée pour préparer la solution A ?

On donne :  $M_r \text{CuSO}_4 = 159.5$  ,  $pK_d [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 13.3$

**Exercice 6 :**

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 dissodique de l'acide éthylène diamine tétra acétique ( $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ )

On donne :  $pK_d [\text{CaY}]^{2-} = 10.7$

$\text{H}_4\text{Y}$  :  $pK_{a1}=2.0$  ,  $pK_{a2}=2.7$  ,  $pK_{a3}=6.2$  ,  $pK_{a4}=10.3$

## « Complexométrie -B-»

**Exercice 1 :**

Les ions cuivriques ( $\text{Cu}^{2+}$ ) forment avec l'ion citrate ( $\text{Ci}^{3-}$ ) le complexe  $[\text{CuCi}]^-$  et avec l'ion complexonate ( $\text{Y}^{4-}$ ) le complexe  $[\text{CuY}]^{2-}$

a) Parmi ces deux complexes, lequel est le plus stable?

Le complexe le plus stable sera appelé  $[\text{CuX}]^{m-}$  et le moins stable  $[\text{CuZ}]^{n-}$

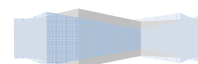
b) Quelle quantité de réactif complexant  $\text{X}^{(m+2)}$  (ligand donnant le complexe le plus stable), exprimée en mole, doit-on ajouter à  $100.0 \text{ cm}^3$  d'une solution 0.01 M du complexe  $[\text{CuZ}]^{n-}$  pour déplacer 50% du cuivre de ce complexe?

On donne :

$pK_d [\text{CuCi}]^- = 18,0$

$pK_d [\text{CuY}]^{2-} = 18,8$

On considère qu'il n'y a pas de réactions parasites.



**Exercice 2 :**

On dispose d'une solution de fluorure de sodium 0.1M (Solution A). A cette solution A on ajoute des ions ferriques.

- Calculer la quantité de  $\text{Fe}^{3+}$ , exprimée en millimole, à ajouter à 250ml de solution A pour complexer 50.0% des ions  $\text{Fe}^{3+}$  introduits.
- Calculer la quantité de  $\text{Fe}^{3+}$  exprimée en millimole, à ajouter à 250ml de solution A pour obtenir à l'équilibre une concentration de 0.05M en ions fluorure.
- Calculer la quantité de  $\text{Fe}^{3+}$  exprimée en milligramme, à ajouter à 300ml de solution A pour former stoechiométriquement le complexe ferrimonofluorure.

On donne :

$$pK_d [\text{FeF}]^{2+} = 5.5$$

$$M_r \text{Fe}^{3+} = 56$$

On considère que le complexe  $[\text{FeF}]^{2+}$  est stable et qu'il n'y a pas de réactions parasites.

**Exercice 3 :**

On dispose d'une solution 0.01 M de complexonate de strontium  $[\text{SrY}]^{2-}$ .

- Calculer les valeurs des constantes conditionnelles  $pK_d'$  de ce complexe aux trois pH suivants: 10.0, 8.0, 6.0. Quelle est votre conclusion ?
- Si l'on considère qu'un complexe est détruit lorsque sa concentration devient égale à 1% de sa concentration initiale, à quelle valeur de pH doit-on amener la solution pour détruire le complexe? (en vous aidant des abaques du cours de réactions de complexation donnant les valeurs de  $\alpha_y$  en fonction du pH de la solution).

On donne :

$$pK_d [\text{SrY}]^{2-} = 8.6 ; \text{H}_4\text{Y} : pK_{a1}=2.0 , pK_{a2}=2.7 , pK_{a3}=6.2 , pK_{a4}=10.3$$

Le Sr ne présente pas de réactions parasites.

**Exercice 4 :**

On dispose de deux solutions à 0.1M qu'on mélange à volumes égaux, l'une de complexonate de calcium ( $[\text{CaY}]^{2-}$ ) et l'autre de complexonate de magnésium ( $[\text{MgY}]^{2-}$ ).

En supposant qu'il n'y a pas de réactions parasites :

- Écrire la réaction mise en jeu.
- Calculer la constante d'équilibre, la concentration en molarité en  $[\text{Y}^{4-}]_{\text{libre}}$ ,  $[\text{Ca}^{2+}]_{\text{libre}}$ ,  $[\text{Mg}^{2+}]_{\text{libre}}$ .

On donne :  $pK_d [\text{CaY}]^{2-} = 10.7$  ;  $pK_d [\text{MgY}]^{2-} = 8.7$

