

### Corrigé Série 3

#### Exercice 1 :

##### Rappel

Dans les formules : l'atome central est placé le premier suivi par les ligands anioniques, puis les ligands neutres et le tout entre crochets [ ].

Dans le nom : l'atome central doit être indiqué après les ligands. Si le complexe est chargé : le nom s'écrit en un seul mot, précédé de "ion". On cite d'abord les ligands par ordre alphabétique, en précisant leur nombre, puis l'ion central en précisant son nombre d'oxydation (en chiffres romain).

- Si le complexe est neutre ou cationique : on garde le nom du métal.
- Si le complexe est anionique : le nom du métal est suivi de « **ate** »

Le nom d'un ligand négatif se termine souvent par "o" : chloro  $\text{Cl}^-$ , cyano  $\text{CN}^-$ , hydroxo  $\text{OH}^-$ , sulfato  $\text{SO}_4^{2-}$ .

Quelques noms particuliers de ligand : aqua  $\text{H}_2\text{O}$ , ammine  $\text{NH}_3$ , carbonyl  $\text{CO}$ .

Le préfixe mono, di, tri, tetra, penta, hexa indique le **nombre de chaque ligand**.

1) Le nom de chacun des complexes :

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  : Ion tétraamminecuivre (II)

$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  : Ion dicyanoargentate (I)

$[\text{HgI}_4]^{2-}$  : Ion tétraiodomercurate (II)

$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  : Ion hexaaquanickel (II)

$[\text{Co}(\text{SO}_4)(\text{NH}_3)_3]$  : Triaminesulfatocobalt (II)

$[\text{Pd}(\text{CO})_4]$  : Tétracarbonylpalladium (0)

2) Les formules des complexes dont les noms sont les suivants :

Ion hexacyanoferrate (II) :  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$

Ion tétrafluoroaluminate (III) :  $[\text{AlF}_4]^-$

Diamminedichloplatine (II) :  $[\text{Pt}(\text{Cl}_2)(\text{NH}_3)_2]$

#### Exercice 2 :

1) Expression des constantes de formation des ions complexes  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+$  et  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ .

$$K_1 = \frac{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]} \quad \text{Et} \quad K_2 = \frac{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+][\text{NH}_3]}$$

2) Equation de la réaction globale de formation de l'ion complexe  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$



3) Expression de la constante globale de formation de l'ion complexe  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ .

$$\beta_2 = \frac{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2} \Rightarrow \beta_2 = \frac{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]} \times \frac{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+][\text{NH}_3]} = K_1 \times K_2$$

Calcul de la valeur de  $\beta_2$ .

$$\beta_2 = K_1 \times K_2 = K = 2,1 \cdot 10^3 \times 8,2 \cdot 10^3 = 1,722 \cdot 10^7$$

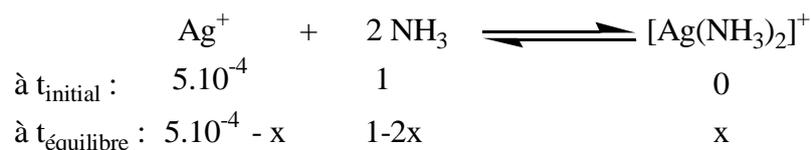
4) Calculer des concentrations initiales en ions  $\text{Ag}^+$  et en  $\text{NH}_3$  dans le mélange.

$$[\text{Ag}^+]_0 = \frac{c_{\text{AgNO}_3} \cdot V_{\text{AgNO}_3}}{V_{\text{AgNO}_3} + V_{\text{NH}_3}} = \frac{10^{-3} \times 100}{100 + 100} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$[\text{NH}_3]_0 = \frac{c_{\text{NH}_3} \cdot V_{\text{NH}_3}}{V_{\text{AgNO}_3} + V_{\text{NH}_3}} = \frac{2 \times 100}{100 + 100} = 1 \text{ mol/l}$$

5) Calcul des concentrations à l'équilibre des espèces suivantes :

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+$ ,  $\text{Ag}^+$  et  $\text{NH}_3$ .



▪ Calcul de  $[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]$  :

La constante globale  $\beta_2 = 1,722 \cdot 10^7 \gg 10^4$ , on peut considérer que la réaction est totale, d'où :  $(5 \cdot 10^{-4} - x)$  tend vers 0 c'est-à-dire  $x \approx 5 \cdot 10^{-4}$

$$[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+] \approx [\text{Ag}^+]_0 \approx 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}.$$

▪ Calcul de  $[[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+]$ :

$$K_2 = \frac{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+][\text{NH}_3]} \Rightarrow [[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+] = \frac{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]}{K_2[\text{NH}_3]} = \frac{5 \cdot 10^{-4}}{8,2 \cdot 10^3 \times 1} = 6,1 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$$

▪ Calcul de  $[\text{Ag}^+]$ :

$$K_1 = \frac{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]} \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \frac{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+]}{K_1[\text{NH}_3]} = \frac{6,1 \cdot 10^{-8}}{2,1 \cdot 10^3 \times 1} = 2,9 \cdot 10^{-11} \text{ mol/l}$$

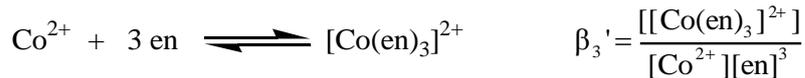
▪ Calcul de  $[\text{NH}_3]$ :

$$[\text{NH}_3] = [\text{NH}_3]_0 - [[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+] - [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+] = 1 - 2,9 \cdot 10^{-11} - 6,1 \cdot 10^{-8} \approx 1 \text{ mol/l}$$

### Exercice 3 :

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

- 1) Equations 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.



- 2) Equation de la réaction qui se produit et sa constante.



$$K = \frac{[[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-}][\text{en}]^3}{[\text{Co}(\text{en})_3]^{2+}[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]^3} \quad \text{Comme } \beta_3 = \frac{[[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-}]}{[\text{Co}^{2+}][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]^3} \text{ et } \beta_3' = \frac{[[\text{Co}(\text{en})_3]^{2+}]}{[\text{Co}^{2+}][\text{en}]^3}$$

$$K = \frac{\beta_3}{\beta_3'} = \frac{10^{19,2}}{10^{13,9}} = 10^{5,3}$$

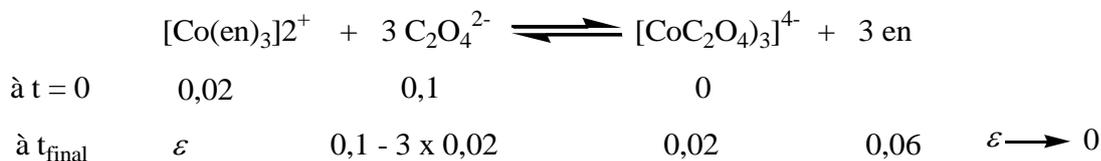
- 3) En déduire la composition de la solution.

A l'état initial :

$$[[\text{Co}(\text{en})_3]^{2+}] = \frac{c_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{0,04 \times 100}{200} = 0,02 \text{ mol/l}$$

$$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = \frac{c_1 V_1}{V_1 + V_2} = \frac{0,2 \times 100}{200} = 0,1 \text{ mol/l} \Rightarrow [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] \phi 3.[[\text{Co}(\text{en})_3]^{2+}]$$

**Donc**  $[\text{Co}(\text{en})_3]^{2+}$  est totalement transformé



$$K = \frac{[[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-}][\text{en}]^3}{[\text{Co}(\text{en})_3]^{2+}[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]^3} = 10^{5,3} \Rightarrow [[\text{Co}(\text{en})_3]^{2+}] = \frac{[[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-}][\text{en}]^3}{K[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]^3}$$

$$[\text{Co}(\text{en})_3]^{2+} = \frac{0,02 \times (0,06)^3}{10^{5,3} \times (0,04)^3} = 3,4 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$$

### 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) Calcul de la concentration des diverses espèces en solution.

Equation de dissolution de  $\text{CuSO}_4$  dans l'eau.

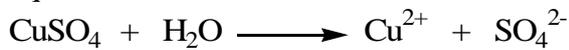
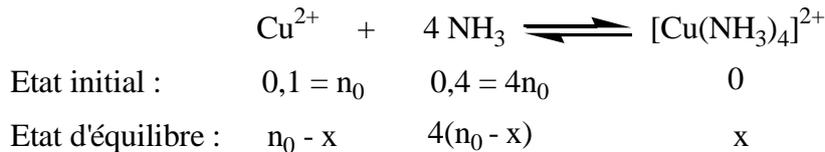


Tableau d'avancement de la réaction de formation du complexe  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  :

Le volume de la solution est  $V = 1$  litre



Calcul de la constante globale de formation du complexe  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$   $\beta_4$  à l'équilibre :

$$\beta_4 = \frac{[[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4} = \frac{1}{K_D} = \frac{1}{2,5 \cdot 10^{-13}} = 4 \cdot 10^{12}$$

La constante  $\beta_4$  est très élevée, donc on peut considérer la réaction comme totale :

$$n_0 - x = \varepsilon \rightarrow 0 \quad \text{donc } x \approx 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\beta_4 = \frac{[[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4} = \frac{x}{\varepsilon(4\varepsilon)^4} \Rightarrow \varepsilon = \left( \frac{x}{256\beta_4} \right)^{\frac{1}{5}} = \left( \frac{0,1}{256 \times 4 \cdot 10^{12}} \right)^{\frac{1}{5}} = 6,28 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

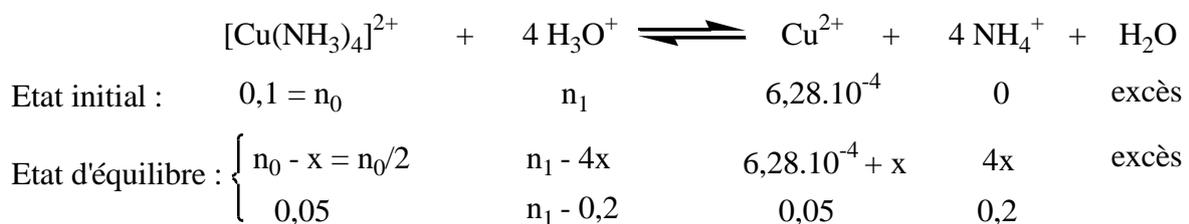
$$\text{Donc } [\text{Cu}^{2+}] = \varepsilon = 6,28 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1} \quad \text{et } [\text{NH}_3] = 4\varepsilon = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

2) Calcul du pH de la solution correspondant à la destruction du complexe à 50% par ajout d'acide nitrique (acide fort).

Equation de dissolution de  $\text{HNO}_3$  dans l'eau :

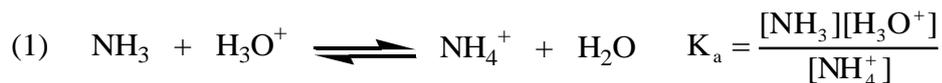


Tableau d'avancement de la réaction de destruction du complexe :

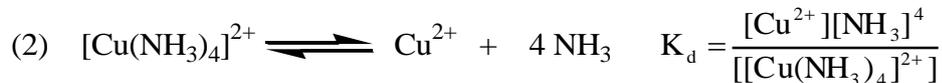


$$\text{Expression de la constante d'équilibre de cette réaction : } K = \frac{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_4^+]^4}{[[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}][\text{H}_3\text{O}^+]^4}$$

On a la réaction (1) qui traduit la réaction acide/base entre l'ammoniac et l'acide :



Et la réaction (2) qui traduit l'équilibre entre le complexe déjà formé et ses constituants :



On multiplie le numérateur et le dénominateur de K par  $[\text{NH}_3]^4$  on obtient :

$$K = \frac{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_4^+]^4[\text{NH}_3]^4}{[[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}][\text{H}_3\text{O}^+]^4[\text{NH}_3]^4} = \frac{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4}{[[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}]} \times \frac{[\text{NH}_4^+]^4}{[\text{H}_3\text{O}^+]^4[\text{NH}_3]^4} = \frac{K_d}{(K_a)^4}$$

$$K = \frac{2,5 \cdot 10^{-13}}{(10^{-9,2})^4} = 1,58 \cdot 10^{24}$$

Une fois la valeur de K calculée, on peut calculer  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ .

$$K = \frac{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_4^+]^4}{[[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}][\text{H}_3\text{O}^+]^4} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NH}_4^+] \left( \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{K_x [[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}]} \right)^{\frac{1}{4}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,2 \left( \frac{0,05}{0,05 \times 1,58 \cdot 10^{24}} \right)^{\frac{1}{4}} = 1,78 \cdot 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 6,75$$

### Exercice 5

Equation générale de dissociation d'un sel peu soluble dans l'eau



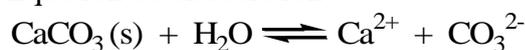
L'expression du produit de solubilité en fonction des concentrations des ions en solution

aqueuse et en fonction de leur solubilité  $s$  :  $K_s = [\text{C}^{y+}]^x \cdot [\text{A}^{x-}]^y$

$$s = \frac{[\text{C}^{y+}]}{x} = \frac{[\text{A}^{x-}]}{y} \Rightarrow [\text{C}^{y+}] = x \cdot s \quad \text{et} \quad [\text{A}^{x-}] = y \cdot s \Rightarrow K_s = x^x \cdot y^y \cdot s^{(x+y)}$$

#### ♦ $\text{CaCO}_3$

Equation de dissociation :



Expression du produit de solubilité  $K_s$  :  $K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 1^1 \cdot 1^1 \cdot s^2 = s^2$

$$s = 9,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \Rightarrow K_s = (9,33 \cdot 10^{-5})^2 = 8,7 \cdot 10^{-9}$$

#### ♦ $\text{PbCl}_2$

Equation de dissociation :



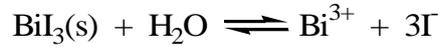
$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 1^1 \cdot 2^2 \cdot s^3 = 4s^3$$

$$s = 4,17\text{g/l} \Rightarrow s = \frac{4,17}{278} = 0,015\text{mol/l}$$

$$\Rightarrow K_s = 4.(0,015)^3 = 1,35.10^{-5}$$

◆ **BiI<sub>3</sub>**

Equation de dissociation :



$$K_s = [\text{Bi}^{3+}].[\text{I}^-]^3 = 1^1.3^3.s^4 = 27s^4$$

$$s = 1,32.10^{-5}\text{mol/l} \Rightarrow K_s = 27.(1,332.10^{-5})^4 = 8,2.10^{-19}$$

**Exercice 6**

1. La solubilité du :

▪ Chlorure d'argent (S<sub>1</sub>) :  $\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$

$$K_{S_1} = S_1^2 \Rightarrow S_1 = \sqrt{K_{S_1}} \quad \text{Avec } K_{S_1} = 10^{-pK_{S_1}}$$

$$\text{AN.: } K_{S_1} = 10^{-9,75} \Rightarrow S_1 = 1,33.10^{-5}\text{mol/L.}$$

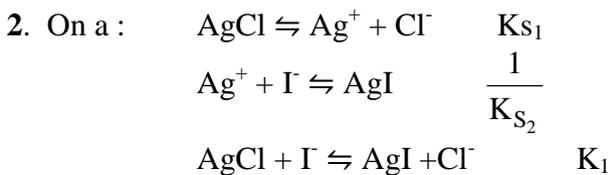
▪ Iodure d'argent(S<sub>2</sub>) :  $\text{AgI} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{I}^-$

$$K_{S_2} = S_2^2 \Rightarrow S_2 = \sqrt{K_{S_2}} \quad \text{Avec } K_{S_2} = 10^{-pK_{S_2}}$$

$$\text{AN.: } K_{S_2} = 10^{-16,2} \Rightarrow S_2 = 7,94.10^{-9}\text{mol/L.}$$

**Donc:** puisque S<sub>1</sub> > S<sub>2</sub> alors AgCl est plus soluble que AgI

Remarque : La comparaison des pKs pour en déduire le composé le plus soluble n'est valable que si les composés présentent des formules semblables c'est-à-dire même nombre de cations et d'anions.



$$\text{Avec : } K_1 = \frac{K_{S_1}}{K_{S_2}} = 10^{(pK_{S_2} - pK_{S_1})} \quad \text{AN.: } K_1 = 10^{6,45} = 2,82.10^6$$

**Conclusion:** AgI moins soluble mais plus stable que AgCl.

3. La solubilité du chromate d'argent (S<sub>3</sub>):



On a :

$$K_{S_3} = (2S_3)^2 \times S_3 \Rightarrow K_{S_3} = 4S_3^3$$

$$\text{Donc: } S_3 = \sqrt[3]{\frac{K_{S_3}}{4}} \quad \text{Avec } K_{S_3} = 10^{-pK_{S_3}}$$

$$\text{A.N.: } K_{S_3} = 10^{-12} \Rightarrow S_3 = \sqrt[3]{\frac{10^{-12}}{4}} = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{Comparaison : On a } \frac{S_3}{S_1} = \frac{6,3 \cdot 10^{-5}}{1,33 \cdot 10^{-5}} = 4,74$$

Donc le chromate d'argent  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  est 4,74 fois plus soluble que le chlorure d'Argent  $\text{AgCl}$ .

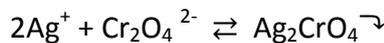
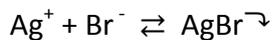
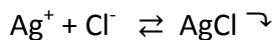
### Exercice 7 (Extrait examen juin 2018)

**A-** Pour  $i = 1 \rightarrow [\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)]^-$  : Ion thiosulfatoargentate (I)

Pour  $i = 2 \rightarrow [\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$  : Ion dithiosulfatoargentate (I)

Pour  $i = 3 \rightarrow [\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{5-}$  : Ion trithiosulfatoargentate (I)

**1-** Les réactions de précipitation qui interviennent dans ce cas sont :



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

$$K_{S(\text{AgCl})} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \frac{K_{S(\text{AgCl})}}{[\text{Cl}^-]} = \frac{1,6 \cdot 10^{-10}}{0,1} = 1,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l}$$

$$\Rightarrow [\text{Ag}^+]_{\text{Cl}} = 1,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l}$$

$$K_{S(\text{AgBr})} = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] \Rightarrow [\text{Ag}^+] = \frac{K_{S(\text{AgBr})}}{[\text{Br}^-]} = \frac{7,76 \cdot 10^{-13}}{0,001} = 7,76 \cdot 10^{-10} \text{ mol/l}$$

$$\Rightarrow [\text{Ag}^+]_{\text{Br}} = 7,76 \cdot 10^{-10} \text{ mol/l}$$

$$K_{S(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}] \Rightarrow [\text{Ag}^+]^2 = \frac{K_{S(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)}}{[\text{CrO}_4^{2-}]} = \frac{9,12 \cdot 10^{-12}}{1} = 9,12 \cdot 10^{-12} \text{ mol/l}$$

$$\Rightarrow [\text{Ag}^+]_{\text{CrO}_4} = 3,02 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$$

On constate que  $[\text{Ag}^+]_{\text{Br}} < [\text{Ag}^+]_{\text{Cl}} < [\text{Ag}^+]_{\text{CrO}_4}$

L'anion qui précipite le premier est celui qui nécessite  $[Ag^+]$  la plus faible.  
L'anion qui précipite le premier est  $Br^-$  suivi de  $Cl^-$  puis de  $CrO_4^{2-}$ .

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

$$90\% \text{ de } CrO_4^{2-} \text{ précipité} \Rightarrow [CrO_4^{2-}] = 0,1 \times 1M = 0,1M$$

$$\Rightarrow [Ag^+]^2 = \frac{Ks(Ag_2CrO_4)}{[CrO_4^{2-}]} = \frac{9,12 \cdot 10^{-12}}{0,1} = 9,12 \cdot 10^{-11} \text{ mol/l}$$

$$\Rightarrow [Ag^+] = 9,55 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$$

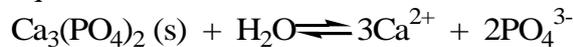
$$[Br^-] = \frac{Ks(AgBr)}{[Ag^+]} = \frac{7,76 \cdot 10^{-13}}{9,55 \cdot 10^{-6}} = 8,12 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$$

$$[Cl^-] = \frac{Ks(AgCl)}{[Ag^+]} = \frac{1,6 \cdot 10^{-10}}{9,55 \cdot 10^{-6}} = 1,67 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

### Exercice 8 :

a) Calcul de la solubilité de  $Ca_3(PO_4)_2$  dans l'eau pure :

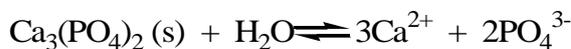
Equation de dissociation :



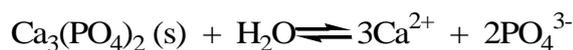
Expression de  $K_s$  :  $K_s = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2 = 3^3 \cdot 2^2 \cdot s^5 = 108s^5$

$$s = \left( \frac{K_s}{108} \right)^{\frac{1}{5}} = \left( \frac{1,3 \cdot 10^{-32}}{108} \right)^{\frac{1}{5}} = 1,645 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$$

b) Dans une solution aqueuse de  $Na_3PO_4$  0,2 M.



On remarque qu'on a un ion commun :  $PO_4^{3-}$



A $t_{\text{initial}}$ :	0	0,2
A $t_{\text{équilibre}}$ :	3x	0,2 + 2x

$$K_s = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2 = (3x)^3 \cdot (0,2 + 2x)^2$$

2x est négligeable par rapport à 0,2 (étant donné que la valeur de  $K_s$  est faible)

$$\Rightarrow (0,2 + 2x) = 0,2$$

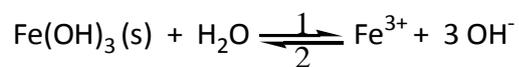
$$D'o\grave{u} K_s = (3x)^3 \cdot (0,2)^2 = 1,08 \cdot x^3$$

$$\Rightarrow s = \left( \frac{K_s}{1,08} \right)^{\frac{1}{3}} = \left( \frac{1,3 \cdot 10^{-32}}{1,08} \right)^{\frac{1}{3}} = 2,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol/l}$$

c) **Conclusion** :  $2,3 \cdot 10^{-11} < 1,645 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$  : La solubilité diminue par effet d'ion commun.

### Exercice 9

Calcul de la solubilité de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  ( $K_s = 4 \cdot 10^{-38}$ ) dans chacune des situations suivantes :  
Equation de dissociation :



Expression du produit de solubilité  $K_s$  :  $K_s = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3$  avec  $s = [\text{Fe}^{3+}]$

a) Dans l'eau (on consid rera que le pH est de 7 et qu'il reste constant)

$$\text{pH} = 7 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1} \text{ et } K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$s = \frac{K_s}{[\text{OH}^-]^3} = \frac{4 \cdot 10^{-38}}{10^{-21}} = 4 \cdot 10^{-17} \text{ mol.l}^{-1}$$

b) Dans une solution tamponnée à pH = 5.

$$\text{pH} = 5 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1} \text{ et } K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$s = \frac{K_s}{[\text{OH}^-]^3} = \frac{4 \cdot 10^{-38}}{10^{-27}} = 4 \cdot 10^{-11} \text{ mol.l}^{-1}$$

c) Dans une solution tamponnée à pH = 11.

$$\text{pH} = 11 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11} \text{ mol.l}^{-1} \text{ et } K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$s = \frac{K_s}{[\text{OH}^-]^3} = \frac{4 \cdot 10^{-38}}{10^{-9}} = 4 \cdot 10^{-29} \text{ mol.l}^{-1}$$

d) On peut conclure que :  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  en solution aqueuse est basique, car il lib re des ions  $\text{OH}^-$

En milieu acide, il y aura consommation des ions  $\text{OH}^-$  par les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  ce qui facilitera la dissolution de l'hydroxyde de fer (déplacement de l'équilibre dans le sens 1).

En milieu basique, la solution contient des ions  $\text{OH}^-$  ce qui fera diminuer la dissolution l'hydroxyde de fer (déplacement de l'équilibre dans le sens 2).