

TD N°4 : Réactions de Solubilité - Précipitation

Exercice 1 :

Soit une solution de sulfate de sodium (Na_2SO_4) 0.1 mol /l à laquelle on ajoute du sulfate de strontium SrSO_4

- 1- Déterminer la solubilité de SrSO_4 dans cette solution $\text{p}K_s(\text{SrSO}_4) = 6.55$
- 2- Déterminer la solubilité de SrSO_4 dans l'eau pure

Exercice 2 :

A un litre d'une solution **S** contenant 10^{-1} mol d'ion (Fe^{+2}) et 2.10^{-2} mol d'ion (Fe^{+3}), on ajoute sans variation de volume une solution concentrée de NaOH .

- 1- Calculer la valeur du pH pour lequel le précipité $\text{Fe}(\text{OH})_2$ commence juste à apparaître
- 2- Calculer la valeur du pH pour lequel le précipité $\text{Fe}(\text{OH})_3$ commence juste à apparaître
- 3- En considérant que seuls ces espèces peuvent se former sachant que le pH de la solution **S** est initialement égal à 0, quelle est la nature du précipité qui apparaît en première lorsqu'on ajoute la soude ?
- 4- Calculer le pH pour lequel 99.9 % de l'un de ces deux ions a précipité, alors que l'autre est encore en solution

Données : $K_s(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 4,9.10^{-17}$; $K_s(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 2,8.10^{-39}$

Exercice 3 :

On ajoute 10^{-1} moles de chromate de potassium K_2CrO_4 solide à 1 litre de solution contenant 10^{-2} M de Ba^{2+} .

A quelles conditions de pH doit satisfaire la solution pour que 99% du baryum soit précipité sous forme de chromate de baryum ?

On négligera la variation de volume de la solution provoquée par l'addition de chromate.

Données : Produit de solubilité du chromate de baryum $K_s = 1.26 \times 10^{-10}$

Constante d'acidité de l'hydrogénochromate HCrO_4^- : $K_a = 3.98 \times 10^{-7}$

Exercice 4:

Une solution saturée en chlorure cuivreux CuCl contient $3,16.10^{-4}$ mol/l de ce sel à 298 K.

1-Ecrire l'équation bilan de la réaction décrivant l'équilibre de dissolution de CuCl .

2-Montrer que le produit de solubilité de ce sel est égal à 10^{-7} .

3-En faisant les approximations nécessaires, déterminer la solubilité de CuCl dans une solution aqueuse contenant 0,1 mol/l de chlorure de potassium KCl , présent en solution sous forme de K^+ et Cl^- . Comparer cette solubilité à celle observée dans l'eau pure et donner l'origine de la différence.

Exercice 5:

On veut précipiter de l'hydroxyde de magnésium $\text{Mg}(\text{OH})_2$ solide à partir d'une solution de nitrate de magnésium $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ à 0,10 mol/l.

En solution, ce nitrate est totalement dissocié selon la réaction $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$

La précipitation de l'hydroxyde de magnésium est réalisée par addition de soude NaOH à la solution. En solution, la soude libère des ions Na^+ et des ions OH^- . On admettra que l'addition de soude ne modifie pas le volume de la solution de nitrate.

1-Ecrire la réaction décrivant l'équilibre de dissolution de $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

2-Quelle est l'expression du produit de solubilité K_s de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ en fonction des concentrations des ions Mg^{2+} et OH^- .

3-Déterminer le pH pour lequel la solution devient saturée en $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Ce pH est appelé pH de début de précipitation.

Données : Produit de solubilité de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ $K_s = 6 \cdot 10^{-12}$.

Exercice 6 :

On titre 50 ml d'une solution de chlorure de sodium 0.05 M avec du nitrate d'argent 0.1 M.

1- Calculer le pAg de la solution après addition des volumes suivants de réactif titrant :

5 ml, 10 ml, 15 ml, 20 ml, 24.5 ml, 25 ml, 25.5 ml, 30 ml, 35 ml et 40 ml.

2- Tracer la courbe pAg en fonction des volumes de AgNO_3 ajoutés.

Données : $K_s \text{AgCl} = 1.82 \times 10^{-10}$