

Feuille d'exercices n°22 : Dissolution/Précipitation

Exercice 1 : Solubilité du plomb :

A 25°C, on constate qu'il est impossible de dissoudre plus de 2,20 g de chlorure de plomb (II) dans 500 mL d'eau.

- 1) Ecrire l'équilibre chimique correspondant à la dissolution du chlorure de plomb (II).
- 2) Calculer la solubilité du chlorure de plomb (II) en mol.L⁻¹. On donne les masses molaires : $M_{Pb} = 207 \text{ g.mol}^{-1}$, $M_{Cl} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$.
- 3) Calculer le produit de solubilité du chlorure de plomb (II).

A 25°C, le produit de solubilité de $PbSO_{4(s)}$ vaut $K_s = 1,6.10^{-8}$.

- 4) Du chlorure de plomb (II) et du sulfate de plomb (II), lequel est le plus soluble dans l'eau à 25°C ? (vous justifierez en comparant les solubilités).
- 5) On mélange 500 mL de chlorure de plomb (II) à la concentration $c_0 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ avec 500 mL de sulfate de fer (II) à la même concentration. Verra-t-on apparaître un précipité ? Si oui, quelle sera la masse de précipité obtenu, sachant que $M_S = 32 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$?

Exercice 2 : Solubilité du phosphate de cuivre (II) :

- 1) Calculer la solubilité du phosphate de cuivre (II) sachant que son produit de solubilité vaut $K_s = 1,30.10^{-37}$. On rappelle que la formule de l'ion phosphate est PO_4^{3-} . Le nom de cuivre (II) signifie que les ions cuivre qui apparaissent dans ce précipité sont des ions Cu^{2+} .
- 2) Calculer les concentrations des différents ions dans une solution saturée de phosphate de cuivre (II).
- 3) Quel volume d'eau serait nécessaire pour dissoudre 10,0 g de ce composé.

On donne les masses volumiques en g.mol⁻¹ : P = 31, O = 16, Cu = 63,5.

Exercice 3 : Effet d'ions communs :

Calculer la solubilité du chromate d'argent ($Ag_2CrO_{4(s)}$) dans :

- 1) de l'eau
- 2) une solution de chromate de potassium de concentration $C_1 = 0,10 \text{ mol/L}$
- 3) une solution de nitrate d'argent de concentration $C_2 = 0,20 \text{ mol/L}$

On donne le produit de solubilité du chromate d'argent : $K_s = 1,5.10^{-12}$.

Exercice 4 : Précipité amphotère d'hydroxyde d'aluminium :

Le précipité d'hydroxyde d'aluminium $Al(OH)_{3(s)}$ a un $pK_s = 32,5$.

De plus, en milieu très basique, ce précipité peut disparaître selon la réaction de complexation :
 $Al(OH)_{3(s)} + OH^-_{(aq)} = Al(OH)_{4(aq)}^-$, de constante $K = 10^3$.

On considère une solution aqueuse contenant des ions aluminium à la concentration $c_0 = 1,0.10^{-2} \text{ mol/L}$ dans laquelle on rajoute de la soude ($Na^+ + OH^-$) très concentrée (on néglige la variation de volume de la solution liée à l'ajout de soude).

Calculer le pH d'apparition du précipité d' $Al(OH)_{3(s)}$ ainsi que son pH de redissolution en milieu très basique.

En déduire le diagramme d'existence de ce précipité en fonction du pH.

Exercice 5 : Solubilité du diiode (d'après concours CCP) :

Le diiode solide est soluble dans l'eau. Lorsque la solution est saturée, l'équilibre suivant est établi : $I_{2(s)} = I_{2(aq)}$. La constante d'équilibre associée à cette équation est : $K_1 = 1,3 \cdot 10^{-3}$.

1) Calculer la solubilité s du diiode solide dans l'eau pure à 25°C.

2) On cherche à évaluer la solubilité du diiode dans un solvant organique, le tétrachlorure de carbone CCl_4 . Pour cela, on ajoute à 100 mL d'une solution aqueuse de diiode de concentration $c_0 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, 10 mL de tétrachlorure de carbone CCl_4 . Après agitation, on sépare les deux phases. On conserve la phase aqueuse et on dose le diiode restant dans cette phase par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium ($2 \text{ Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) de concentration $c_t = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. Ce dosage nécessite de verser 8 mL de la solution titrante.

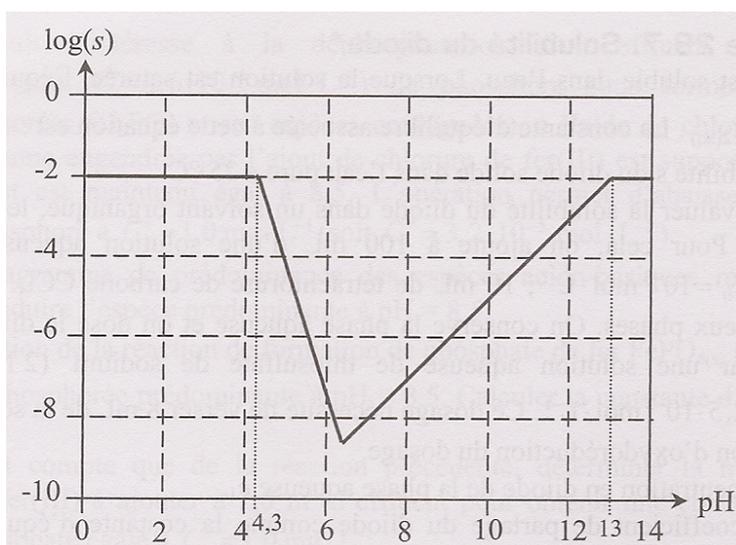
a) Ecrire la réaction d'oxydoréduction du dosage (couples redox : $I_{2(aq)}/I_{(aq)}$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-(aq)}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-(aq)}$).

b) Calculer la concentration en diiode de la phase aqueuse c_1 .

c) On définit le coefficient de partage du diiode comme la constante d'équilibre associée à l'équation : $I_{2(aq)} = I_{2(org)}$. Calculer le coefficient de partage du diiode.

Exercice 6 : Hydroxyde amphotère (d'après Concours Centrale Supélec) :

En solution aqueuse, le cation Cr^{3+} (de couleur verte) donne avec les ions hydroxyde un précipité $\text{Cr}(\text{OH})_{3(s)}$ et un ion complexe soluble $\text{Cr}(\text{OH})_4^-$. En solution, la solubilité de l'hydroxyde de chrome peut s'écrire $s = [\text{Cr}^{3+}] + [\text{Cr}(\text{OH})_4^-]$. On donne la courbe donnant la variation du logarithme décimal de la solubilité en fonction du pH, pour une concentration totale c_0 en ions chrome (III).



1) Pourquoi peut-on parler pour $\text{Cr}(\text{OH})_{3(s)}$ d'hydroxyde « amphotère » ?

2) A une solution d'ions chrome (III) de concentration c_0 , on ajoute progressivement une solution de soude (suffisamment concentrée pour que la dilution puisse être négligée). A l'aide du diagramme $\log(s) = f(\text{pH})$, décrire ce que l'on observe.

3) Montrer que le diagramme de solubilité permet de placer, sur un axe gradué en pH, les domaines de $\text{Cr}(\text{OH})_{3(s)}$, Cr^{3+} et de $\text{Cr}(\text{OH})_4^-$.

4) Quelle est la valeur de c_0 ?

5) Définir le produit de solubilité de $\text{Cr}(\text{OH})_{3(s)}$ puis retrouver sa valeur à partir des résultats précédents.