

LES PRECIPITES**Exercice n°1**

Le produit de solubilité de AgNO_2 est $K_s = 7,23 \cdot 10^{-4}$

Quelle est la solubilité de ce sel dans l'eau pure ?

Quelle est la solubilité de ce sel dans une solution 0,0118 M de nitrate d'argent (sel totalement soluble) ?

Conclusion ?

Exercice n°2

1°) Calculer le pH de début de précipitation de Mn(OH)_2 pour une solution d'ions Mn^{2+} à la concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

2°) Calculer le pH de début de précipitation de Mn(OH)_3 pour une solution d'ions Mn^{3+} à la concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

3°) On dispose d'une solution contenant les ions Mn^{3+} et Mn^{2+} à la même concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Dans quel domaine de pH doit-on se placer pour précipiter 99,99 % des ions Mn^{3+} sans précipiter les ions Mn^{2+} ?

Données: $\text{pK}_s(\text{Mn(OH)}_2) = 12,7$; $\text{pK}_s'(\text{Mn(OH)}_3) = 35,7$.

Exercice n°3

On mélange 50 mL d'une solution d'oxalate d'ammonium (2 NH_4^+ , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$) à $0,050 \text{ mol.L}^{-1}$, et 50 mL d'une solution de nitrate de calcium (Ca^{2+} , 2NO_3^-) à $0,020 \text{ mol.L}^{-1}$.

1°) Montrer que l'on observe la formation d'un précipité d'oxalate de calcium. Quelle est la masse de précipité obtenue ?

2°) Le précipité est récupéré par filtration sous vide, puis lavé à l'aide de 50 mL d'eau distillée. Quelle masse de précipité est redissoute lors de cette opération ?

3°) Même question si le précipité est lavé à l'aide de 50 mL d'une solution d'oxalate d'ammonium de concentration $0,050 \text{ mol.L}^{-1}$. Commenter le résultat obtenu.

Données: $\text{pK}_s(\text{Ca(C}_2\text{O}_4)) = 8,6$; $M(\text{Ca(C}_2\text{O}_4)) = 128,1 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice n°4

On considère une solution saturée de BaC_2O_4 .

On donne $\text{BaC}_2\text{O}_{4(s)}$ $\text{pK}_s = 7,0$ et $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ $\text{pK}_{A1} = 1,2$; $\text{pK}_{A2} = 4,3$.

1°) Déterminer l'expression littérale de la solubilité s de BaC_2O_4 en fonction de $h = [\text{H}_3\text{O}^+]$; K_{A1} ; K_{A2} et K_s .

2°) Suivant le domaine de pH on ne tiendra compte que de l'espèce prédominante.

Etudier et tracer $ps = f(\text{pH})$.

3°) Déterminer graphiquement la valeur du pH pour que la solubilité soit 10^{-2} mol/l .

Exercice n°5

Par addition de soude, à volume pratiquement constant, dans une solution limpide d'ions Zn^{2+} à la concentration initiale $c_0 = 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$, on assiste d'abord à la précipitation d'hydroxyde de Zinc II puis à sa redissolution par formation de l'ion complexe Zn(OH)_4^{2-} .

1°) Ecrire les réactions de formation et de dissolution de $\text{Zn(OH)}_{2(s)}$. Exprimer la loi d'action de masse pour chaque équilibre et donner la valeur de chaque constante d'équilibre.

2°) Déterminer le diagramme de prédominance des ions Zn^{2+} et Zn(OH)_4^{2-} ainsi que le domaine d'existence de $\text{Zn(OH)}_{2(s)}$ en fonction du pH, pour une concentration en espèce dissoute égale à $10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$.

3°) Déterminer les expressions de $\log[\text{Zn}^{2+}]$ et $\log[\text{Zn(OH)}_4^{2-}]$ en fonction du pH, dans le cas d'une solution saturée. Puis en déduire $\log[\text{Zn}^{2+}]$ et $\log[\text{Zn(OH)}_4^{2-}]$ en fonction du pH pour tout pH.

Tracer $\log[\text{Zn}^{2+}] = f(\text{pH})$ et $\log[\text{Zn(OH)}_4^{2-}] = f(\text{pH})$

4°) Pour quel pH la solubilité (s) de $\text{Zn(OH)}_{2(s)}$ est-elle minimale? Déterminer ce minimum.

5°) En ne tenant compte que de l'espèce prédominante dans un domaine de pH donné, déterminer et tracer

$ps = f(\text{pH})$.

Quel est l'écart maximal observé avec la valeur exacte de ps .

Données: $\text{pK}_s(\text{Zn(OH)}_{2(s)}) = 16,3$

$\text{pK}_D(\text{Zn(OH)}_4^{2-}) = 15,3$ (Constante de dissociation globale du complexe)