

Réactions de précipitation

Exercice n°1 (★)

1. On mélange $0,1 \text{ mol}$ de $\text{KI}_{(s)}$ et $0,08 \text{ mol}$ de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(s)}$ dans un litre d'eau. Quel est l'état final ?
2. On dissout $\text{PbI}_{2(s)}$ dans un litre d'eau. Quelle est sa solubilité ?

Donnée : $pK_s(\text{PbI}_2) = 9$

Exercice n°2 (★)

Le fluorure de baryum BaF_2 est peu soluble dans l'eau ($pK_s = 5,7$). L'ion fluorure a un caractère basique dans le couple HF / F^- ($pK_a = 3,2$). Calculer la solubilité d'une solution saturée de BaF_2 en milieu tamponné :

- a. de $\text{pH} = 1$
- b. de $\text{pH} = 4$

Exercice n°3 (★)

Pour chacun des cas ci-dessous, comparer la solubilité calculée à celle du solide ionique dans l'eau pure et conclure.

- a. précipité de $\text{AgCl}_{(s)}$ dans une solution aqueuse contenant des ions chlorure à la concentration $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- b. précipité de $\text{AgCH}_3\text{COO}_{(s)}$ dans une solution aqueuse acidifiée telle que $[\text{H}_3\text{O}^+] = h = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Données : $pK_s(\text{AgCl}) = 10$; $pK_s(\text{AgCH}_3\text{COO}) = 2,7$; $pK_a(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,2$

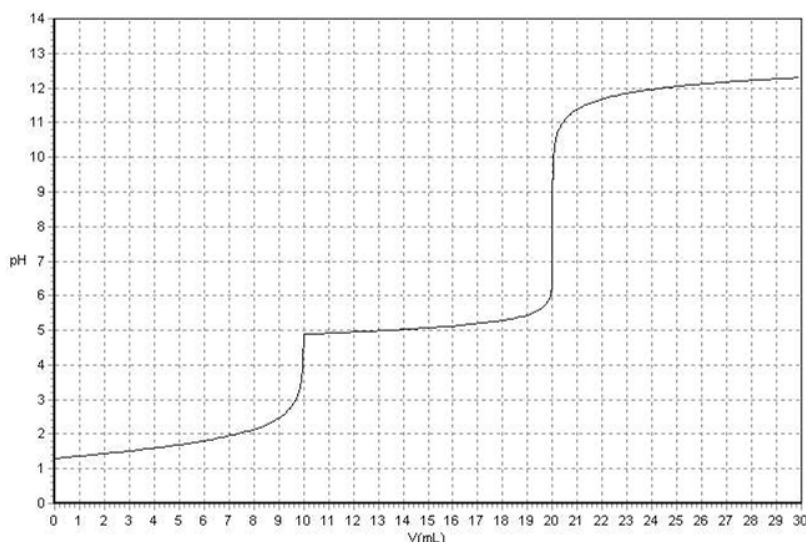
Exercice n°4 (★★)

Les ions Mg^{2+} forment un complexe soluble $[\text{MgY}]^{2-}$ avec l'EDTA, noté Y^{4-} (ion éthylènediaminetétraacétate) de constante de formation $\beta = 10^{8,8}$. Le produit de solubilité K_s de l'hydroxyde de magnésium $\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$ est pris égale à $K_s = 10^{-10,6}$. On introduit 10^{-2} mol d'hydroxyde de magnésium solide dans 100 mL d'eau. On ajoute ensuite progressivement une solution très concentrée de Na_4Y , sel entièrement dissocié en ions. On observe la solubilisation totale du précipité. Dans ce exercice, on ne prend pas en compte les propriétés acido-basique de l'ion Y^{4-} .

1. Donner l'équation de la réaction de dissolution de ce précipité. Calculer la constante d'équilibre associée à cette réaction.
2. Quelle quantité minimum en ions éthylènediaminetétraacétate a-t-on introduit pour observer la disparition du solide ?

Exercice n°5 (★★)

On réalise le titrage PH-métrique de $V_0 = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'acide nitrique HNO_3 , acide fort, et de nitrate de cuivre (II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ par de la soude NaOH à la concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. La courbe de titrage obtenue est la suivante :



1. En analysant la solution, écrire les équations des deux réactions ayant lieu au cours de ce titrage et calculer leurs constantes d'équilibre.
2. Quel est l'ordre de réalisation des deux réactions précédentes ? Justifier.
3. À partir d'une lecture graphique des volumes équivalents, calculer la concentration C_1 de la solution initiale en acide nitrique et calculer la concentration C_2 de la solution initiale en ions cuivre (II).
4. Retrouver par le choix judicieux d'un point de la courbe, la valeur du produit de solubilité de $\text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$.

Donnée : à $T = 298 \text{ K}$ $K_s(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 10^{-20}$

Exercice n°6 (★★)

La très grande toxicité des ions fluorure s'explique par la formation d'un composé très stable avec le calcium, la fluorine $\text{CaF}_{2(s)}$.

1. Calculer la solubilité du fluorure de calcium dans l'eau pure.
2. Dans 100 mL d'une solution de nitrate de calcium ($\text{Ca}^{2+}, 2\text{NO}_3^-$) de concentration $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, combien de gouttes de solution de fluorure de sodium (Na^+, F^-) de concentration $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ faut-il ajouter pour que le fluorure de calcium solide apparaisse dans la solution ?
3. Dans 100 mL de solution de nitrate de calcium à $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, on verse 100 mL d'une solution de fluorure de sodium à $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. On ajoute alors sans variation de volume, 10^{-2} mol de nitrate de baryum. La solution finale contient-elle $\text{BaF}_{2(s)}$?

Données : $pK_s(\text{CaF}_2) = 10,5$; $pK_s(\text{BaF}_2) = 6$; $V_{\text{goutte}} \approx 40 \mu\text{L}$