

Série N° 4

Exercice N°1 :

Le produit de solubilité du sulfate de plomb PbSO_4 est de 1.8×10^{-8} .

Calculer sa solubilité dans :

- 1) L'eau pure.
- 2) Une solution de nitrate de plomb $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0.10 mol/l
- 3) Une solution de sulfate de sodium NaSO_4 10^{-3} mol/l. Que peut-on en conclure ?

Exercice N°2 :

Le produit de solubilité de bromate d'argent AgBrO_3 est 5.2×10^{-5} . Lorsqu'on ajout 40 ml d'une solution de nitrate d'argent AgNO_3 0.10 mol/l à 60 ml d'une solution de bromate de sodium NaBrO_3 0.2 mol/l, il se forme un précipité de bromate d'argent.

Quelles sont les concentrations de BrO_3^- et Ag^+ qui restent en solution ?

Exercice N°3 :

La solubilité de l'hydroxyde de fer, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ est de 0.6 mg/l.

- 1) Donner l'expression du produit de solubilité et calculer sa valeur.
- 2) Supposons que nous voulions séparer les ions Fe^{2+} d'une solution aqueuse sous forme de hydroxyde de fer $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Quelle doit-être la concentration des ions OH^- pour qu'il reste moins de 1 μg d'ions Fe^{2+} par litre ?
- 3) Quelle est alors le pH minimum à atteindre ?