

1. Sulfate de calcium

La constante d'équilibre de solubilité du sulfate de calcium est $K_s = 2,5 \cdot 10^{-5}$; $M_{\text{soluté}} = 136,2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 1) Exprimer la constante d'équilibre de solubilité en fonction de la concentration des ions en solution ; montrer que la concentration des ions sulfate et calcium dans la solution saturée vaut $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- 2) En déduire la solubilité molaire du sulfate de calcium, puis calculer la solubilité massique du sulfate de calcium
- 3) Quel volume d'eau doit-on employer pour dissoudre complètement 2,72 g de sulfate de calcium ?

2. Fluorure de calcium

Pour réaliser une solution aqueuse saturée de fluorure de calcium, on a dissout 0,027 g de ce sel dans 1,0 L d'eau ; $M_{\text{soluté}} = 78,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 1) Calculer la concentration molaire de la solution saturée, puis en déduire la concentration des ions dans la solution
- 2) Calculer la constante d'équilibre de solubilité du fluorure de calcium

3. Oxalate de calcium

La constante d'équilibre de solubilité de l'oxalate de calcium CaC_2O_4 vaut $3,6 \cdot 10^{-9}$. $M_{\text{soluté}} = 128,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 1) Calculer la concentration des ions oxalate et calcium dans la solution saturée
- 2) En déduire la solubilité molaire de l'oxalate de calcium, puis calculer la solubilité massique de l'oxalate de calcium
- 3) Un malade souffre d'un calcul rénal (*entièrement constitué d'oxalate de calcium*) dont la masse est de 0,384 g.
- Calculer le volume nécessaire d'eau pour le dissoudre

4. Iodure de plomb

Constante d'équilibre de solubilité de l'iodure de plomb : $K_s = 8 \cdot 10^{-9}$; $M_{\text{soluté}} = 461,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

On verse 2,00 g d'iodure de plomb dans un bécher contenant 100 mL d'eau ; on mélange, à l'aide d'un agitateur magnétique.

- Peut-on dissoudre la totalité du soluté ?

5. Comparer des solubilités

On réalise les trois expériences ci-dessous

- Expérience 1 : En présence suffisante d'ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ les ions $\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})}$ forment un précipité blanc.
- Expérience 2 : En présence suffisante d'ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ les ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ forment un précipité vert.
- Expérience 3 : On ajoute goutte à goutte des ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ dans un tube à essai contenant un précipité l'hydroxyde de magnésium $\text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{s})}$. Le précipité prend une teinte verte dès les premières gouttes.

1. Ecrire l'équation de la réaction mise en jeu lors de l'expérience 1.
2. Ecrire l'équation de la réaction mise en jeu lors de l'expérience 2.
3. Ecrire l'équation de la réaction mise en jeu lors de l'expérience 3.
4. Que peut-on conclure sur les valeurs des produits de solubilité de l'hydroxyde de fer (II) et de l'hydroxyde de magnésium ?