

Exercice n°30

- ① La formule brute de l'oxalate de calcium est CaC_2O_4 .
 La formule brute de l'ion oxalate est $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ (aq)

② équation de dissolution



③ La quantité de matière d'oxalate de calcium est

$$n_{\text{CaC}_2\text{O}_4} = \frac{m_{\text{calcul}}}{M(\text{CaC}_2\text{O}_4)}$$

$$M(\text{CaC}_2\text{O}_4) = M(\text{Ca}) + 2M(\text{C}) + 4M(\text{O}) = 40,1 + 2 \times 12,0 + 4 \times 16,0 = 128,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{soit } n_{\text{CaC}_2\text{O}_4} = \frac{0,545}{128,1} = 4,25 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

④ La solubilité de l'oxalate de calcium est $6,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$s = \frac{n}{V} \text{ donc } V = \frac{n}{s}$$

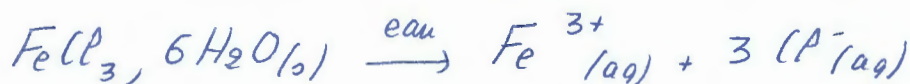
$\begin{matrix} \rightarrow (L) \\ n \rightarrow (\text{mol}) \\ s \rightarrow (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \end{matrix}$

$$V = \frac{4,25 \times 10^{-3}}{6,0 \times 10^{-5}} = 70,8 \approx \boxed{71 \text{ L}}$$

Pour dissoudre le calcul, il faut un volume d'eau de 71 L.

Exercice n°25

L'équation de dissolution du chlorure de fer III hydraté est



EI	n	0	0
EF	0	n	3n

La concentration en Fe^{3+} dissout est $[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n}{V}$ donc la quantité de matière de soluté est $n = [\text{Fe}^{3+}] \times V$

La masse de soluté à dissoudre est donnée par la formule

$$m = \frac{m(\text{Fe}(\text{P}_3, 6\text{H}_2\text{O}))}{M(\text{Fe}(\text{P}_3, 6\text{H}_2\text{O}))}$$

$$\text{soit } m = n \times M(\text{Fe}(\text{P}_3, 6\text{H}_2\text{O})) = [\text{Fe}^{3+}] \times V \times M(\text{Fe}(\text{P}_3, 6\text{H}_2\text{O}))$$

$$\begin{aligned} M(\text{Fe}(\text{P}_3, 6\text{H}_2\text{O})) &= M(\text{Fe}) + 3M(\text{P}) + 12M(\text{H}) + 6M(\text{O}) \\ &= 55,8 + 3 \times 35,5 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 \\ &= 270,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\text{soit } m = 3,50 \times 10^{-2} \times 0,200 \times 270,3 = \boxed{1,89 \text{ g}}$$

Pour préparer la solution, il faut dissoudre 1,89 g de chlorure de fer III hexahydraté.

Remarque: Si le solide n'était pas hydraté, $\text{Fe}(\text{P}_3(\text{s}))$, sa masse serait plus faible car sa masse molaire serait plus faible.

Exercice n° 28

s : solubilité en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. C'est la concentration en masse maximale dans la solution.

① ⓐ Si on dissout 2,56 mol de NaCP dans 0,500 L, on devrait obtenir une solution de concentration en mole

$$C = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} = \frac{2,56}{0,500} = \boxed{5,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

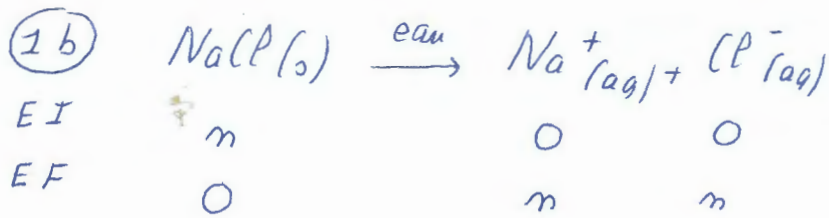
La concentration en masse serait

$$t = C \times M \rightarrow (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}) \quad t = 5,12 \times 58,5 = \boxed{300 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$M(\text{NaCP}) = M(\text{Na}) + M(\text{CP}) = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

En la solubilité de NaCP est $360 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ donc $t < s$

Comme $t < s$, tout le solide est dissout.



$\textcircled{1c}$ D'après l'équation de dissolution n mol de NaCl donne en solution n mol d'ions $\text{Na}^+(\text{aq})$ et n mol d'ions $\text{Cl}^-(\text{aq})$.

$$\text{soit } [\text{Na}^+] = \frac{n}{V} = C = 5,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n}{V} = C = 5,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$\textcircled{2} \textcircled{a}$ Si on dissout $3,59 \times 10^{-2}$ mol de PbCl_2 dans 0,500 L, on devrait obtenir une solution de concentration en mol

$$C = \frac{n}{V} = \frac{3,59 \times 10^{-2}}{0,500} = 0,0718 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{soit } t = C \times M$$

$$M(\text{PbCl}_2) = M(\text{Pb}) + 2M(\text{Cl}) = 207,2 + 2 \times 35,5 = 278,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{soit } t = 0,0718 \times 278,2 = 20,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ici $t > s$ car $s = 9,9 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Tout le PbCl_2 ne se dissout pas.

