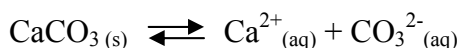


- Calcolare la solubilità molare di CaCO_3 ($K_{ps} = 8,7 \cdot 10^{-9}$).

La reazione di solubilizzazione di CaCO_3 (carbonato di calcio) è:



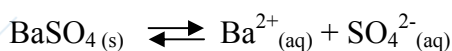
L'espressione della K_{ps} sarà quindi: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 8,7 \cdot 10^{-9}$

Sia $[\text{Ca}^{2+}]$ che $[\text{CO}_3^{2-}]$ rappresentano la solubilità molare (s) del carbonato di calcio, quindi:

$$K_{ps} = s \cdot s = s^2; \text{ ne consegue che } s = \sqrt{K_{ps}} = 9,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

- Calcolare la solubilità molare in acqua di BaSO_4 ($K_{ps} = 1,1 \cdot 10^{-10}$).

La reazione di solubilizzazione di BaSO_4 (solfato di bario) è:



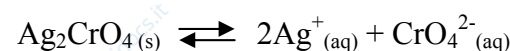
L'espressione della K_{ps} sarà quindi: $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-10}$

Sia $[\text{Ba}^{2+}]$ che $[\text{SO}_4^{2-}]$ rappresentano la solubilità molare (s) del solfato di bario, quindi:

$$K_{ps} = s \cdot s = s^2; \text{ ne consegue che } s = \sqrt{K_{ps}} = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

- Calcolare quanti grammi di Ag_2CrO_4 (massa molare = 332 g mol^{-1}) si sciolgono in 0,1 litri di acqua ($K_{ps} = 1,2 \cdot 10^{-12}$).

La reazione di solubilizzazione di Ag_2CrO_4 (cromato di argento) è:



L'espressione della K_{ps} sarà quindi: $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = 1,2 \cdot 10^{-12}$

CrO_4^{2-} ha lo stesso coefficiente stechiometrico del composto solido, quindi è uguale alla solubilità molare (s), la concentrazione di ioni argento sarà invece uguale alla solubilità molare moltiplicata per il coefficiente stechiometrico. In altre parole: $[\text{CrO}_4^{2-}] = s$; $[\text{Ag}^+] = 2s$.

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

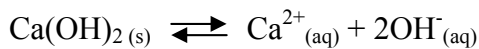
$$\text{Ne consegue che: } s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,2 \cdot 10^{-12}}{4}} = 6,7 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Questo significa che (dalla definizione di molarità) in un litro di soluzione si scioglieranno al massimo $6,7 \cdot 10^{-5}$ moli di Ag_2CrO_4 . In 0,1 litri se ne scioglierà un decimo, cioè $6,7 \cdot 10^{-6}$ moli.

$$\text{grammi di } \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \text{ in } 0,1 \text{ litri} = 6,7 \cdot 10^{-6} \text{ moli} \cdot 332 \text{ g mol}^{-1} = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ grammi}$$

- Calcolare la K_{ps} di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sapendo che la solubilità molare è $0,011 \text{ mol l}^{-1}$.

La reazione di solubilizzazione di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (idrossido di calcio) è:



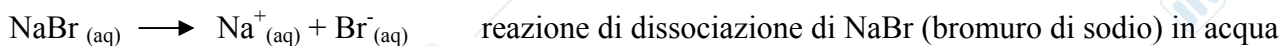
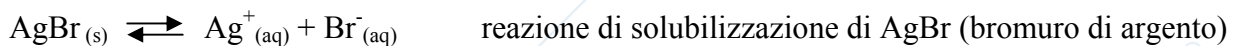
L'espressione della K_{ps} sarà quindi: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2$

La solubilità molare (s) sarà uguale a $[\text{Ca}^{2+}]$, mentre $[\text{OH}^{-}]$ sarà uguale alla solubilità molare per il coefficiente stechiometrico di OH^{-} , cioè $[\text{OH}^{-}] = 2s$. Quindi:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (0,011)^3 = 5,3 \cdot 10^{-6}$$

- Calcolare la solubilità molare del bromuro di argento in presenza di $\text{NaBr } 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ ($K_{ps}(\text{AgBr}) = 7,7 \cdot 10^{-13}$).

Le reazioni presenti nell'ambiente proposto sono:



L'espressione della K_{ps} sarà quindi: $K_{ps} = [\text{Ag}^{+}] \cdot [\text{Br}^{-}] = 7,7 \cdot 10^{-13}$

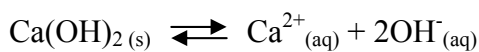
La concentrazione dello ione bromuro ($[\text{Br}^{-}]$) si può considerare uguale alla concentrazione di ione bromuro derivante dalla dissoluzione del bromuro di sodio. Ci si trova quindi in presenza di uno ione in comune. Quindi $[\text{Br}^{-}] = 1,0 \cdot 10^{-3}$.

La solubilità molare (s) di bromuro di argento sarà uguale alla concentrazione di ioni argento $[\text{Ag}^{+}]$:

$$K_{ps} = s \cdot [\text{Br}^{-}] \quad \text{quindi:} \quad s = K_{ps} / [\text{Br}^{-}] = 7,7 \cdot 10^{-13} / 1,0 \cdot 10^{-3} = 7,7 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

- Calcolare la solubilità molare di Ca(OH)_2 ($K_{ps} = 5,5 \cdot 10^{-6}$) a pH 2,0 e pH 7,0.

La reazione di solubilizzazione di Ca(OH)_2 (idrossido di calcio) è:



L'espressione della K_{ps} sarà quindi: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2 = 5,5 \cdot 10^{-6}$

La concentrazione di ioni OH^{-} è fissata dal pH, quindi la solubilità molare di $\text{Ca(OH)}_2(s)$ è uguale alla concentrazione di ioni calcio. Cioè: $[\text{Ca}^{2+}] = s$.

1 - solubilità molare a pH = 2,0:

Se pH = 2,0 allora $[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

$$[\text{OH}^{-}] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 1,0 \cdot 10^{-2} = 1,0 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

Poiché $K_{ps} = s \cdot [\text{OH}^{-}]^2$ allora $s = K_{ps} / [\text{OH}^{-}]^2 = 5,5 \cdot 10^{-6} / (1,0 \cdot 10^{-12})^2 = 5,5 \cdot 10^{+18} \text{ M}$

$s = 5,5 \cdot 10^{+18} \text{ M}$ è un numero molto grande, molto superiore alla concentrazione molare dell'acqua (ca. 55 M) e quindi non realistico. Si può dire che Ca(OH)_2 ha una solubilità molto elevata a pH = 2,0.

2 - solubilità molare a pH = 7,0:

Se pH = 7,0 allora $[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

$$[\text{OH}^{-}] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 1,0 \cdot 10^{-7} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Poiché $K_{ps} = s \cdot [\text{OH}^{-}]^2$ allora $s = K_{ps} / [\text{OH}^{-}]^2 = 5,5 \cdot 10^{-6} / (1,0 \cdot 10^{-7})^2 = 5,5 \cdot 10^{+8} \text{ M}$

Anche in questo caso $s = 5,5 \cdot 10^{+8} \text{ M}$ è un numero superiore alla concentrazione molare dell'acqua (ca. 55 M) e quindi poco realistico. Si può dire che Ca(OH)_2 ha una solubilità molto elevata anche a pH = 7,0 ma comunque inferiore alla solubilità dello stesso idrossido a pH acido.

- Calcolare la solubilità molare del $\text{Fe}(\text{OH})_3$ in acqua a pH 7 ($K_{ps} = 2,0 \cdot 10^{-39}$)

La reazione di solubilizzazione di $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (idrossido di ferro(III)) è:



L'espressione della K_{ps} sarà quindi: $K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3 = 2,0 \cdot 10^{-39}$

La concentrazione di ioni OH^- è fissata dal pH, quindi la solubilità molare di $\text{Fe}(\text{OH})_3 (s)$ è uguale alla concentrazione di ioni Fe^{3+} . Cioè: $[\text{Fe}^{3+}] = s$.

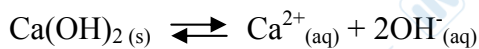
Se $\text{pH} = 7,0$ allora $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 1,0 \cdot 10^{-7} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Poiché $K_{ps} = s \cdot [\text{OH}^-]^3$ allora $s = K_{ps} / [\text{OH}^-]^3 = 2,0 \cdot 10^{-39} / (1,0 \cdot 10^{-7})^3 = 2,0 \cdot 10^{-18} \text{ M}$

- Determinare il pH al quale inizia a precipitare il soluto in una soluzione 0,1 M di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ($K_{ps} = 5,5 \cdot 10^{-6}$)

La reazione di solubilizzazione di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (idrossido di calcio) è:



L'espressione della K_{ps} sarà quindi: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 5,5 \cdot 10^{-6}$

La soluzione di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,1 M è esattamente satura per una concentrazione di ioni OH^- definita come segue:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{ps} / [\text{Ca}^{2+}]} = \sqrt{5,5 \cdot 10^{-6} / 0,1} = 7,4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

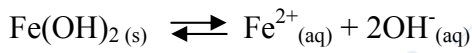
$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-] = 2,13$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,13 = 11,87$$

A pH inferiori a 11,87 la soluzione è limpida, mentre a pH maggiori di 11,87 la soluzione presenta un corpo di fondo, cioè è presente un precipitato di $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

- Indicare la K_{ps} di $\text{Fe}(\text{OH})_2$ a $25\text{ }^\circ\text{C}$, sapendo che il pH di una sua soluzione acquosa satura vale 9.06 alla stessa temperatura.

La reazione di solubilizzazione di $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (idrossido di ferro(II)) è:



L'espressione della K_{ps} sarà quindi: $K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2$

Dall'equazione chimica bilanciata si evince che $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{1}{2} [\text{OH}^{-}]$

L'espressione della K_{ps} sarà quindi: $K_{ps} = \frac{1}{2} [\text{OH}^{-}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2 = \frac{1}{2} [\text{OH}^{-}]^3$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9,06 = 4,94$$

$$[\text{OH}^{-}] = 10^{-\text{pOH}} = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_{ps} = 0,5 \cdot (1,1 \cdot 10^{-5})^3 = 6,6 \cdot 10^{-16}$$