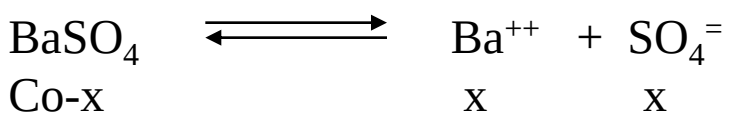


1. Da misure di conducibilità elettrica risulta che la solubilità del solfato di bario BaSO_4 in acqua pura è $1.05 \cdot 10^{-5}$ mole/litro a 25°C . Si calcoli il prodotto di solubilità del solfato di bario.



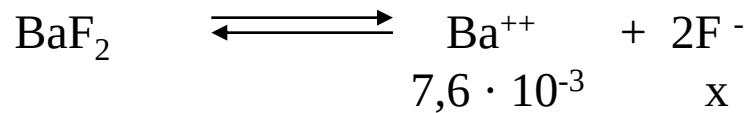
Solubilità : moli di composto dissociate per litro

$$[\text{Ba}^{++}] = [\text{SO}_4^-] = [\text{BaSO}_4]_0 \text{ (moli di composto dissociato)}$$

$$[\text{Ba}^{++}] = [\text{SO}_4^-] = 1.05 \cdot 10^{-5} \text{ mole/litro}$$

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{++}] [\text{SO}_4^-] = 1.05 \cdot 10^{-5} \cdot 1.05 \cdot 10^{-5} = 1.1 \cdot 10^{-10}$$

2. L'esperienza mostra che in una soluzione satura di fluoruro di bario, BaF_2 , in acqua pura a 25°C , la concentrazione dello ione bario è $7.6 \cdot 10^{-3}$ mole/litro. Qual è la concentrazione dello ione fluoruro in questa soluzione? Qual è il prodotto di solubilità del fluoruro di bario?

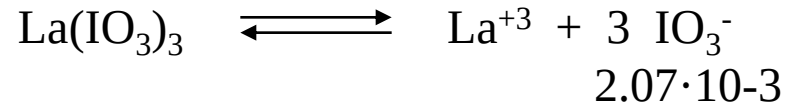


$$[\text{Ba}^{++}] = 7.6 \cdot 10^{-3} \text{ mole/litro}$$

$$[\text{F}^-] = 2 [\text{Ba}^{++}] = 2 \cdot 7.6 \cdot 10^{-3} = 15,2 \cdot 10^{-3} \text{ mole/litro}$$

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ba}^{++}] [\text{F}^-]^2 = 7.6 \cdot 10^{-3} \cdot (2 \cdot 7,6 \cdot 10^{-3})^2 = 1.76 \cdot 10^{-6}$$

3. Una soluzione satura di iodato di lantanio, $\text{La}(\text{IO}_3)_3$, in acqua pura, ha una concentrazione in ione iodato uguale a $2.07 \cdot 10^{-3}$ mole/litro a 25°C . Qual è la concentrazione di La^{3+} . Qual è il prodotto di solubilità di $\text{La}(\text{IO}_3)_3$?



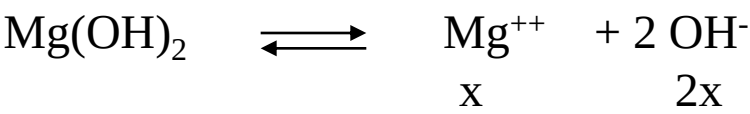
$$[\text{IO}_3^-] = 2.07 \cdot 10^{-3} \text{ mole/litro}$$

$$[\text{La}^{+3}] = (1/3) [\text{IO}_3^-] = (1/3) 2,07 \cdot 10^{-3} = 6,9 \cdot 10^{-4}$$

$$K_{\text{ps}} = [\text{La}^{+3}] [\text{IO}_3^-]^3 = 6,9 \cdot 10^{-4} (2,07 \cdot 10^{-3})^3 = 6,12 \cdot 10^{-12}$$

4. Il prodotto di solubilità dell'idrossido di magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, è $1.8 \cdot 10^{-11}$. Qual è la solubilità di $\text{Mg}(\text{OH})_2$ in acqua pura? Qual è la concentrazione di OH^- nella soluzione satura? Qual è il pH di questa soluzione?

$$K_{ps} \text{ Mg}(\text{OH})_2 = 1.8 \cdot 10^{-11}$$



$$[\text{OH}^-] = 2 [\text{Mg}^{++}]$$

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{++}] [\text{OH}^-]^2$$

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{++}] (2 [\text{Mg}^{++}])^2$$

$$K_{ps} = 4 ([\text{Mg}^{++}])^3$$

$$[\text{Mg}^{++}] = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = 1,65 \cdot 10^{-4}$$

Le moli di idrossido di magnesio dissociate sono uguali alle moli di Mg^{++} quindi la solubilità è:

$$\text{Solubilità } \text{Mg}(\text{OH})_2 = 1,65 \cdot 10^{-4} \text{ moli/litro}$$

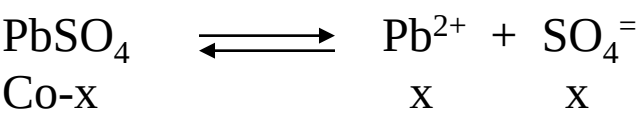
$$[\text{OH}^-] = 2 [\text{Mg}^{++}] = 3,3 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pOH} = -\log(3,3 \cdot 10^{-4}) = 3,48 \quad \text{pH} = 14 - 3,48 = 10,52$$

5. Il prodotto di solubilità del solfato di piombo, PbSO_4 , è $1.8 \cdot 10^{-8}$. Si calcoli la solubilità del solfato di piombo in (a) acqua pura; (b) in una soluzione 0.10 M di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; (c) in una soluzione $1.0 \cdot 10^{-3}$ M di Na_2SO_4 .

$$K_{ps} \text{ PbSO}_4 = 1.8 \cdot 10^{-8}$$

a) In acqua pura



$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{SO}_4^{-}]$$

$$\text{x} \cdot \text{x} = K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-8} \quad ; \quad \text{x} = (1,8 \cdot 10^{-8})^{1/2} = 1,34 \cdot 10^{-4}$$

Solubilità in acqua pura è $1,34 \cdot 10^{-4}$ moli/litro

b) In una soluzione 0,10 M di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$



Come la concentrazione del Pb^{2+} proveniente dal PbSO_4 è molto piccola rispetto a quella del $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$:

$$[\text{Pb}^{2+}] \approx 0.1 \text{ M}$$

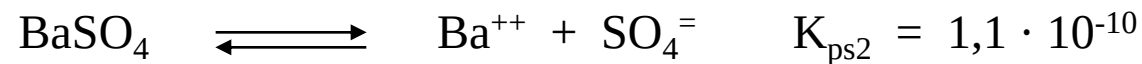
$$\left[\text{SO}_4^{=}\right] = \frac{K_{ps}}{\left[\text{Pb}^{2+}\right]} = \frac{1,8 \cdot 10^{-8}}{0,1} = 1,8 \cdot 10^{-7} \frac{\text{moli}}{\text{litro}}$$

Solubilità solfato di piombo = $1,8 \cdot 10^{-7} \text{ moli/l}$

6. A una soluzione che contiene Ca^{++} 0.10 M e Ba^{++} 0,10 M viene aggiunto lentamente del solfato di sodio. I K_{ps} di CaSO_4 e BaSO_4 sono rispettivamente $2.4 \cdot 10^{-5}$ e $1.1 \cdot 10^{-10}$. Qual è la concentrazione dello ione solfato nel momento in cui il primo solido precipita? Che cos'è quel solido? Si trascuri la diluizione e si calcoli la concentrazione dello ione di bario presente quando si verifica la prima precipitazione di CaSO_4 . Sarebbe possibile separare Ca^{++} e Ba^{++} per precipitazione selettiva dei solfati?

$$[\text{Ca}^{++}] = 0,1 \text{ M}$$

$$[\text{Ba}^{++}] = 0,1 \text{ M}$$



$$K_{ps1} = [\text{Ca}^{++}] [\text{SO}_4^-] = 2,4 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{ps2} = [\text{Ba}^{++}] [\text{SO}_4^-] = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

Come le concentrazioni degli ioni Ca e Ba sono identiche comincia a precipitare il meno solubile, il BaSO_4

$$[\text{SO}_4^-] = \frac{1,1 \cdot 10^{-10}}{[\text{Ba}^{++}]} = \frac{1,1 \cdot 10^{-10}}{0,1} = 1,1 \cdot 10^{-9} \quad \text{Precipita il solfato di bario}$$

Alla prima precipitazione del solfato di calcio la concentrazione dello ione solfato è:

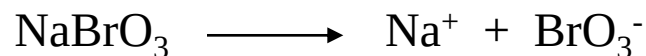
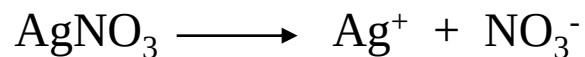
$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{2,4 \cdot 10^{-5}}{[\text{Ca}^{++}]} = \frac{2,4 \cdot 10^{-5}}{0,1} = 2,4 \cdot 10^{-4}$$

E la concentrazione dello ione bario è

$$[\text{Ba}^{++}] = \frac{1,1 \cdot 10^{-10}}{2,4 \cdot 10^{-4}} = 4,6 \cdot 10^{-7}$$

7. Il prodotto di solubilità del bromato di argento, AgBrO_3 , è $5.2 \cdot 10^{-5}$. Quando 40.0 ml di una soluzione contenente AgNO_3 0.100 M si aggiungono a 60.0 ml di una soluzione 0.200 M NaBrO_3 , si forma un precipitato di AgBrO_3 . Dalla stechiometria della reazione si deduca la concentrazione finale dello ione bromato. Qual è la concentrazione di Ag^+ che rimane nella soluzione?

$$K_{\text{ps}} \text{ AgBrO}_3 = 5,2 \cdot 10^{-5}$$



Soluzione con 40,0 ml di AgNO_3 + 60,0 ml di NaBrO_3

Bisogna calcolare le nuove concentrazioni:

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$M_2 = \frac{M_1 V_1}{V_2} = \frac{0,1 \cdot 40}{100} = 0,04 \text{ M } (\text{AgNO}_3)$$

$$M_2 = \frac{M_1 V_1}{V_2} = \frac{0,2 \cdot 60}{100} = 0,12 \text{ M } (\text{NaBrO}_3)$$

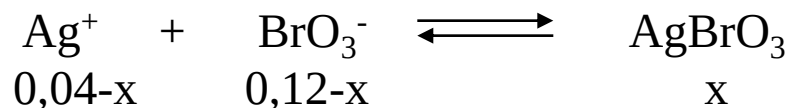
Le concentrazioni degli ioni Ag^+ e BrO_3^- sono uguali ai rispettivi sali

$$[\text{Ag}^+] = 0,04 \text{ M}$$

$$[\text{BrO}_3^-] = 0,12 \text{ M}$$

Precipita il AgBrO_3 perché il prodotto delle concentrazioni degli ioni è superiore al valore del K_{ps}

$$[\text{Ag}^+][\text{BrO}_3^-] = 4,8 \cdot 10^{-3}$$



$$x^2 - 0,16x + 0,4748 \cdot 10^{-2} = 0 \qquad x = 0,0394$$

$$[\text{Ag}^+] = 0,04 - x = 6,5 \cdot 10^{-4} \qquad [\text{BrO}_3^-] = 0,12 - x = 0,08065$$

8. Lo iodato di piombo, $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$, è un sale scarsamente solubile con un prodotto di solubilità di $2.6 \cdot 10^{-13}$. A 35.0 ml di una soluzione 0.150 M di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ vengono aggiunti 15.0 ml di una soluzione di KIO_3 0.800 M e si forma un precipitato di $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$. Quali sono le concentrazioni di Pb^{++} e IO_3^- residui nella soluzione?

$$\text{Pb}(\text{IO}_3)_2 \quad K_{\text{ps}} = 2.6 \cdot 10^{-13}$$

Soluzione formata da 35 ml di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ + 15 ml di KIO_3

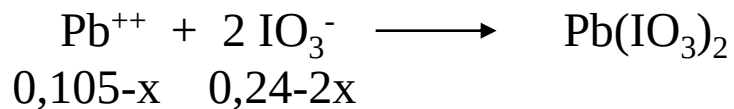
Bisogna calcolare le nuove concentrazioni:

$$M_1 V_1 = M_2 V_2 \quad V_T = 35 + 15 = 50 \text{ ml}$$

$$M_2 = \frac{M_1 V_1}{V_2} = \frac{35 \cdot 0,15}{50} = 0,105 \text{ M (Pb(NO}_3)_2)$$

$$M_2 = \frac{M_1 V_1}{V_2} = \frac{15 \cdot 0,80}{50} = 0,240 \text{ M (KIO}_3)$$

L'equilibrio finale non dipende dal percorso seguito per raggiungerlo.
Possiamo supporre che precipitata tutto e dopo raggiunge l'equilibrio.

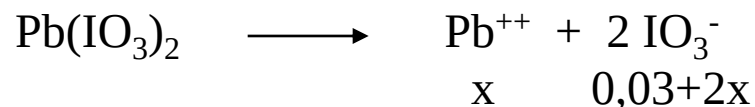


Se precipita tutto $x = 0,105$

Quindi rimane in soluzione

$$[\text{Pb}^{++}] = 0,105 - 0,105 = 0 \text{ M}$$

$$[\text{IO}_3^-] = 0,24 - 2 \cdot 0,105 = 0,03 \text{ M}$$



$$K_{ps} = [\text{Pb}^{++}] [\text{IO}_3^-]^2 = x(0,03 + 2x)^2 = 2,6 \cdot 10^{-13}$$

Come la costante è molto piccola x sarà molto piccolo e:

$$0,03 + 2x \approx 0,03$$

$$K_{ps} = x \cdot 0,03^2 = 2,6 \cdot 10^{-13} \quad x = 2,6 \cdot 10^{-13} / 9 \cdot 10^{-4} = 2,8 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{Pb}^{++}] = x = 2,8 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

$$[\text{IO}_3^-] = 0,03 - 2x \approx 0,03 \text{ M}$$