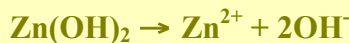


## ESERCIZIO 1

### TESTO.

Calcolare quanti grammi di  $\text{Zn(OH)}_2$  ( $K_s = 1.8 \cdot 10^{-14} \text{ (mol / L)}^3$ ) possono venire disciolti in 1 L di una soluzione acquosa a pH 12.2.

Sciogliendosi in soluzione acquosa l'ossido di zinco dissocia e per effetto dello ione a comune la solubilità in ambiente basico è minore che in ambiente neutro:



$$\text{pH} = 12.2, \text{ pOH} = 1.8, [\text{OH}^-] = 1.58 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$K_s = [\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$$

$$[\text{Zn}^{2+}] = K_s / [\text{OH}^-]^2 = 1.8 \cdot 10^{-14} \text{ (mol / L)}^3 / (1.58 \cdot 10^{-2} \text{ mol / L})^2 = 7.2 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{MM (ZnCl}_2) = 99.37 \text{ g / mol}$$

$$\text{solubilità} = (7.2 \cdot 10^{-11} \text{ mol / L}) \cdot (99.37 \text{ g / mol}) = 7.15 \cdot 10^{-9} \text{ g / L}$$

## ESERCIZIO 2

### TESTO.

Un serbatoio da  $50 \text{ m}^3$  contiene acqua potabile per la quale l'inquinamento massimo tollerabile da ioni  $\text{Ba}^{2+}$  è  $[\text{Ba}^{2+}] \leq 10^{-6} \text{ M}$ . Il serbatoio è costruito con 1 t di cemento che contiene l'1 ‰ in massa di  $\text{BaSO}_4$  solido, la cui  $K_s$  vale  $1.1 \cdot 10^{-10} \text{ (mol / L)}^2$ .

Ipotizzando che non vi siano ioni  $\text{SO}_4^{2-}$  provenienti da fonti diverse da  $\text{BaSO}_4$ , dire se l'acqua è utilizzabile o è troppo inquinata.

### SVOLGIMENTO.

Sciogliendosi in acqua il solfato di bario dissocia:



$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Ba}^{2+}]^2$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = (K_s)^{1/2} = 1.05 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Questa è la massima concentrazione raggiungibile in presenza di un eccesso di solfato di bario (corpo di fondo). Essa è superiore al limite tollerabile. Si deve verificare se è presente abbastanza  $\text{BaSO}_4$  da raggiungerla:

$$1 \text{ t} = 10^6 \text{ g} \Rightarrow 10^3 \text{ g di BaSO}_4$$

$$\text{MM (BaSO}_4) = 233.4 \text{ g / mol}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{BaSO}_4] = [(1000 \text{ g}) / (233.4 \text{ g / mol})] / 50000 \text{ L} = 8.56 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Questa concentrazione (che è quella raggiungibile nel serbatoio per dissoluzione di tutto il solfato di bario presente nel cemento) è superiore alla concentrazione massima raggiungibile (stabilita dal  $K_s$ ); quindi c'è una quantità di  $\text{BaSO}_4$  sufficiente a dar luogo a una soluzione satura la cui concentrazione è superiore al limite tollerabile.

### ESERCIZIO 3

#### TESTO.

A 25 ml di una soluzione 0.3M di  $\text{BaCl}_2$  vengono addizionati 30 ml di  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  0.2M. Sapendo che  $\text{BaCrO}_4$  è un sale poco solubile con  $K_{ps}=2.4 \cdot 10^{-10}$ , calcolare quanti grammi di  $\text{BaCrO}_4$  precipitano e le concentrazioni residue di ioni bario e ioni cromato che rimangono in soluzione. Si considerino i volumi additivi.

#### SVOLGIMENTO.

essendo i volumi da considerarsi additivi, il volume finale della soluzione sarà di 55 ml. dobbiamo quindi calcolare le concentrazioni degli ioni bario e cromato nel volume totale:

$$[\text{Ba}^{2+}] = (0.3 \text{ mol/L} \cdot 25 \text{ ml}) / 55 \text{ ml} = 0.136 \text{ M}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = (0.2 \text{ mol/L} \cdot 30 \text{ ml}) / 55 \text{ ml} = 0.109 \text{ M}$$

poiché il cromato di bario è un sale pochissimo solubile ( $K_{ps}$  molto bassa) possiamo trascurare nel calcolo dei grammi di sale che precipitano quelli che rimangono in soluzione. inoltre, gli ioni bario e cromato non sono presenti in quantità stechiometriche, lo ione cromato è in difetto rispetto al bario e sarà quindi questo a determinare la quantità di precipitato che si forma. LA QUANTITÀ DI CROMATO DI BARIO CHE PRECIPITA è UGUALE ALLA CONCENTRAZIONE DEGLI IONI CROMATO quindi 0.109 mol/L, poiché la soluzione è di 55 ml, la quantità di cromato di bario precipitato sarà:

$$(0.109 \text{ mol/L} \cdot 55 \text{ ml} \cdot 253.33 \text{ g/mol}) / 1000 = 1.52 \text{ g}$$

dopo la precipitazione del cromato di bario, gli ioni bario rimasti saranno uguali a  $0.136 - 0.109 = 0.027 \text{ mol/L}$

quindi la concentrazione totale degli ioni bario sarà data da questa quantità più la quantità che si dissocia dal cromato di bario. ponendo  $[\text{CrO}_4^{2-}] = x$  e  $[\text{Ba}^{2+}] = 0.027 + x$  possiamo riscrivere:

$$K_{ps} = 2.4 \cdot 10^{-10} = (0.027 + x) \cdot x$$

possiamo però trascurare la  $x$  nella somma poiché  $K_{ps}$  è molto piccolo. quindi risolvendo per  $x$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = x = 8.9 \cdot 10^{-9} \text{ M} \text{ e } [\text{Ba}^{2+}] = 0.027 \text{ M}$$

#### ESERCIZIO 4

##### TESTO.

calcolare la solubilità in moli per litro di  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  a  $\text{pH}=3$  e a  $\text{pH}=8$ , sapendo che per  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  la  $K_{ps}=1.1 \cdot 10^{-36}$

##### SVOLGIMENTO.

l'equilibrio di solubilità per  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  è  $\text{Fe}(\text{OH})_3 (\text{s}) \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^-$  con  $K_{ps}=[\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3$

a  $\text{pH}=3$  abbiamo che:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]=10^{-3}\text{M} \text{ e } [\text{OH}^-]=10^{-14}/10^{-3}=10^{-11}\text{M}$$

$$\text{quindi } K_{ps}=[\text{Fe}^{3+}](10^{-11})^3=1.1 \cdot 10^{-36} \text{ quindi } [\text{Fe}^{3+}]=1.1 \cdot 10^{-3}\text{M}$$

a  $\text{pH}=8$  abbiamo che:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]=10^{-8}\text{M} \text{ e } [\text{OH}^-]=10^{-14}/10^{-8}=10^{-6}\text{M}$$

$$\text{quindi } K_{ps}=[\text{Fe}^{3+}](10^{-6})^3=1.1 \cdot 10^{-36} \text{ quindi } [\text{Fe}^{3+}]=1.1 \cdot 10^{-18}\text{M}$$

#### ESERCIZIO 5

##### TESTO.

Una soluzione acquosa a  $25^\circ\text{C}$  contiene ioni  $\text{Ag}^+$  e  $\text{Pb}^{2+}$  ad una concentrazione  $0.1 \text{ M}$ . Si aggiunge  $\text{NaI}$  Qual'è la massima concentrazione possibile in questa soluzione per gli ioni  $\text{I}^-$  affinché un metallo precipiti (parzialmente) come ioduro lasciando l'altro (completamente) in soluzione? ( $K_s(\text{AgI}) = 8.5 \cdot 10^{-17}$ ;  $K_s(\text{PbI}_2) = 8.5 \cdot 10^{-9}$ )

##### SVOLGIMENTO.

La  $[\text{I}^-]$  massima affinché lo ioduro più solubile ( $\text{PbI}_2$ ,  $K_s$  maggiore) resti tutto in soluzione è:

$$K_s(\text{PbI}_2) = 8.5 \cdot 10^{-9} = [\text{I}^-]^2 \cdot [\text{Pb}^{2+}] = [\text{I}^-]^2 \cdot 0.1; \quad [\text{I}^-] = (8.5 \cdot 10^{-8})^{1/2} = 2.91 \cdot 10^{-4}.$$

## ESERCIZIO 6

### TESTO.

Una soluzione acquosa a 25 °C contiene ioni  $\text{Ba}^{++}$  e  $\text{Ca}^{++}$  ad una concentrazione 0.1 M. Si aggiunge  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Qual'è la massima concentrazione possibile in questa soluzione per gli ioni  $\text{SO}_4^{2-}$  affinché un metallo precipiti (parzialmente) come solfato lasciando l'altro (completamente) in soluzione? ( $K_s(\text{BaSO}_4) = 1.07 \cdot 10^{-10}$ ;  $K_s(\text{CaSO}_4) = 7.10 \cdot 10^{-5}$ )

### SVOLGIMENTO.

La  $[\text{SO}_4^{2-}]$  massima affinché il solfato più solubile ( $\text{CaSO}_4$ ,  $K_s$  maggiore) resti tutto in soluzione è:  
 $K_s(\text{CaSO}_4) = 7.10 \cdot 10^{-5} = [\text{Ca}^{++}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 0.1 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$ ;  $[\text{SO}_4^{2-}] = 7.10 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ .