

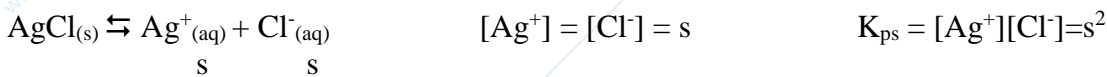
Equilibri di solubilità

- 1) Il prodotto di solubilità di AgCl è $K_{ps} = 1,7 \times 10^{-10}$; Calcolare la concentrazione degli ioni Ag^+ :
 - a) in una soluzione satura di AgCl ;
 - b) nella stessa soluzione, dopo l'aggiunta di 0,10 moli/litro di NaCl .
- 2) Il prodotto di solubilità di CaF_2 è $K_{ps} = 3,9 \times 10^{-11}$; calcolare la solubilità del CaF_2 :
 - a) in acqua pura;
 - b) in soluzione 0,01 M di CaCl_2 ;
 - c) in soluzione 0,01 M di NaF .
- 3) La solubilità in acqua della fluorite (fluoruro di calcio) è pari a 16,7 mg/l; calcolare il suo prodotto di solubilità.
- 4) Una soluzione satura di PbF_2 contiene 250 mg/l di ione Pb^{2+} ; calcolare il prodotto di solubilità del sale.
- 5) Calcolare la concentrazione dello ione Ag^+ in moli/l e in mg/l in una soluzione satura di Ag_2CrO_4 . ($K_{ps}=1,2 \times 10^{-12}$).
- 6) Calcolare la concentrazione dello ione Pb^{2+} :
 - a) in una soluzione satura di PbBr_2 ($K_{ps}=6,6 \times 10^{-6}$);
 - b) nella soluzione satura di PbBr_2 , dopo l'aggiunta di 0,10 moli/litro di NaBr .
- 7) Il pH di una soluzione satura di idrossido di magnesio è 10,6. Calcolare:
 - a) la solubilità dell'idrossido di magnesio in moli/litro e in milligrammi/litro;
 - b) il prodotto di solubilità dell'idrossido di magnesio.
- 8) Calcolare il pH di una soluzione satura di $\text{Al}(\text{OH})_3$. ($K_{ps}= 3,7 \times 10^{-15}$)
- 9) Calcolare la solubilità (moli/litro) di $\text{Mg}(\text{OH})_2$ in una soluzione avente $\text{pH}=12$. ($K_{ps}=1,2 \times 10^{-11}$)
- 10) Mescolando 50 ml di soluzione 0,20 M di FeCl_2 con 50 ml di soluzione 0,60 M in NaOH si ha la formazione di un precipitato di $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ($K_{ps} = 1,0 \times 10^{-15}$). Calcolare:
 - a) i grammi di precipitato di $\text{Fe}(\text{OH})_2$ che si formano;
 - b) la concentrazione degli ioni Fe^{2+} e OH^- in soluzione all'equilibrio.
- 11) Calcolare la concentrazione minima di ione ioduro (moli/litro) necessaria ad ottenere la formazione di un precipitato da una soluzione contenente 100 mg/l dei seguenti cationi:
 - a) Ag^+ ($K_{ps \text{ AgI}}= 8,5 \times 10^{-17}$);
 - b) Pb^{2+} ($K_{ps \text{ PbI}_2}= 8,7 \times 10^{-9}$).
- 12) Calcolare quale deve essere la concentrazione minima degli ioni OH^- perché si abbia la precipitazione di $\text{Fe}(\text{OH})_3$ da una soluzione contenente $2,5 \times 10^{-2}$ moli/litro di ioni Fe^{3+} , ed il valore di pH relativo. ($K_{ps \text{ Fe}(\text{OH})_3}= 1,1 \times 10^{-36}$)
- 13) Calcolare la solubilità di AgCN : a) in una soluzione a $\text{pH} = 13$; b) in una soluzione a $\text{pH} = 2$ ($K_{ps \text{ AgCN}} = 1,2 \times 10^{-10}$; $K_a \text{ HCN} = 5 \times 10^{-10}$)

Soluzioni

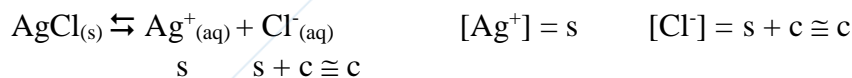
1) Il prodotto di solubilità di AgCl è $K_{ps} = 1,7 \times 10^{-10}$; calcolare la concentrazione degli ioni Ag^+ :

a) in una soluzione satura di AgCl;



$$[Ag^+] = s = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{1,7 \times 10^{-10}} = 1,3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

b) nella stessa soluzione, dopo l'aggiunta di 0,10 moli/litro di NaCl.



$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = sc \quad [Ag^+] = s = \frac{K_{ps}}{c} = \frac{1,7 \times 10^{-10}}{0,1} = 1,7 \times 10^{-9} \text{ M}$$

2) Il prodotto di solubilità di CaF_2 è $K_{ps} = 3,9 \times 10^{-11}$; calcolare la solubilità del CaF_2 :

a) in acqua pura;



$$K_{ps} = [Ca^{2+}][F^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3 \quad s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3,9 \times 10^{-11}}{4}} = 2,1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

b) in soluzione 0,01 M di $CaCl_2$;



$$K_{ps} = [Ca^{2+}][F^-]^2 = c(2s)^2 = 4s^2 c \quad s = \sqrt{\frac{K_{ps}}{4c}} = \sqrt{\frac{3,9 \times 10^{-11}}{4 \times 0,01}} = 3,1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

c) in soluzione 0,01 M di NaF.

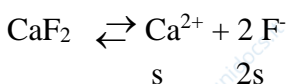


$$K_{ps} = [Ca^{2+}][F^-]^2 = sc^2 \quad s = \frac{K_{ps}}{c^2} = \frac{3,9 \times 10^{-11}}{(0,01)^2} = 3,9 \times 10^{-7} \text{ M}$$

3) La solubilità in acqua della fluorite (fluoruro di calcio) è pari a 16,7 mg/l; calcolare il suo prodotto di solubilità.

$$16,7 \text{ mg/l} = 1,67 \times 10^{-2} \text{ g/l} = (g/l)_{CaF_2} \quad PM_{CaF_2} = 78 \text{ g/mol}$$

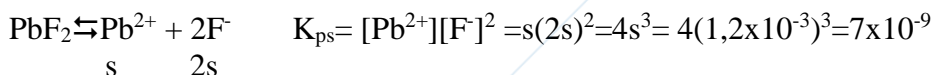
$$M_{CaF_2} = (moli/l)_{CaF_2} = \frac{(g/l)_{CaF_2}}{PM_{CaF_2}} = \frac{1,67 \times 10^{-2}}{78} = 2,14 \times 10^{-4} \text{ M} = s$$



$$K_{ps} = [Ca^{2+}][F^-]^2 = s \times (2s)^2 = 4s^3 = 4 \times (2,14 \times 10^{-4})^3 = 3,9 \times 10^{-11}$$

4) Una soluzione satura di PbF_2 contiene 250 mg/l di ione Pb^{2+} ; calcolare il prodotto di solubilità del sale.

$$PA_{\text{Pb}} = 207 \text{ g/mol} \quad 250 \text{ mg/l} = 0,25 \text{ g/l} \quad [\text{Pb}^{2+}] = M = \frac{n}{V} = \frac{g}{V} \times \frac{1}{PA} = \frac{0,25}{207} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ M} = s$$



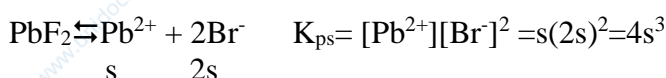
5) Calcolare la concentrazione dello ione Ag^+ in moli/l e in mg/l in una soluzione satura di Ag_2CrO_4 ($K_{ps} = 1,2 \times 10^{-12}$).



$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,2 \times 10^{-12}}{4}} = 5,48 \times 10^{-5} \text{ M} \quad [\text{Ag}^+] = 2s = 1,09 \times 10^{-4} \text{ M}$$

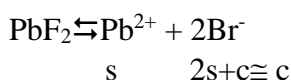
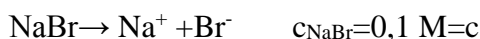
$$(\text{mg/l})_{\text{Ag}^+} = [\text{Ag}^+] \times PA_{\text{Ag}} \times 1000 = 1,09 \times 10^{-4} \times 107,868 \times 1000 = 11,8 \text{ mg/l}$$

6) Calcolare la concentrazione dello ione Pb^{2+} : a) in una soluzione satura di PbBr_2 ($K_{ps} = 6,6 \times 10^{-6}$);



$$[\text{Pb}^{2+}] = s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{6,6 \times 10^{-6}}{4}} = 1,28 \times 10^{-2} \text{ M}$$

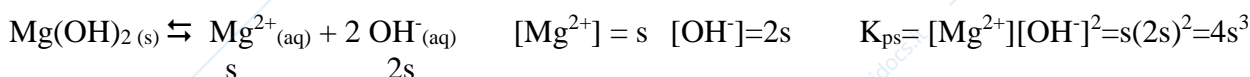
b) nella soluzione satura di PbBr_2 , dopo l'aggiunta di 0,1 moli/litro di NaBr .



$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{K_{ps}}{c^2} = \frac{6,6 \times 10^{-6}}{(0,1)^2} = 6,6 \times 10^{-4} \text{ M}$$

7) Il pH di una soluzione satura di idrossido di magnesio è 10,6. Calcolare:

a) la solubilità dell'idrossido di magnesio in moli/litro e in milligrammi/litro;



$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 3,4 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,4} = 4 \times 10^{-4} \text{ M} \quad s = [\text{OH}^-]/2 = 2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$PM = PA_{\text{Mg}} + 2PA_{\text{O}} + 2PA_{\text{H}} = 58 \text{ g/mol} \quad \text{mg/l} = M \times PM \times 1000 = 2 \times 10^{-4} \times 58 \times 1000 = 11,6 \text{ mg/l}$$

b) il prodotto di solubilità dell'idrossido di magnesio.

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3 = 4 \times (2 \times 10^{-4})^3 = 3,2 \times 10^{-11}$$

8) Calcolare il pH di una soluzione satura di $\text{Al}(\text{OH})_3$. ($K_{ps} = 3,7 \times 10^{-15}$)



$$s = \sqrt[4]{\frac{K_{ps}}{27}} = \sqrt[4]{\frac{3,7 \times 10^{-15}}{27}} = 6,8 \times 10^{-4} \text{ M} \quad [\text{OH}^-] = 3s = 2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 2,7 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11,3$$

9) Calcolare la solubilità (moli/litro) di $\text{Mg}(\text{OH})_2$ in una soluzione avente $\text{pH} = 12$. ($K_{ps} = 1,2 \times 10^{-11}$)

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 12 = 2 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2} \text{ M}$$



$$s = [\text{Mg}^{2+}] = \frac{K_{ps}}{[\text{OH}^-]^2} = \frac{1,2 \times 10^{-11}}{(10^{-2})^2} = 1,2 \times 10^{-7} \text{ M}$$

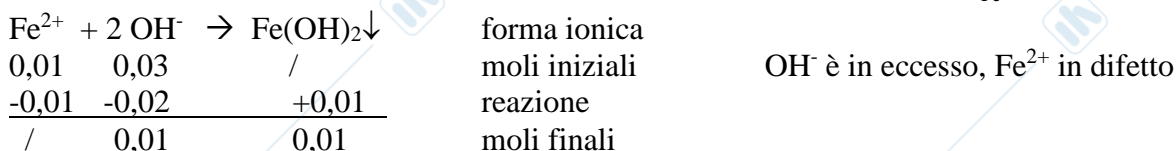
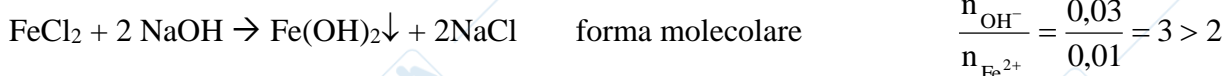
10) Mescolando 50 ml di soluzione 0,20 M di FeCl_2 con 50 ml di soluzione 0,60 M in NaOH si ha la formazione di un precipitato di $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ($K_{ps} = 1,0 \times 10^{-15}$). Calcolare:

a) i grammi di precipitato di $\text{Fe}(\text{OH})_2$ che si formano;



$$n_{\text{FeCl}_2} = M_{\text{FeCl}_2} V_{\text{FeCl}_2} = 0,2 \times 0,05 = 0,01 = n_{\text{Fe}^{2+}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = M_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}} = 0,6 \times 0,05 = 0,03 = n_{\text{OH}^-}$$

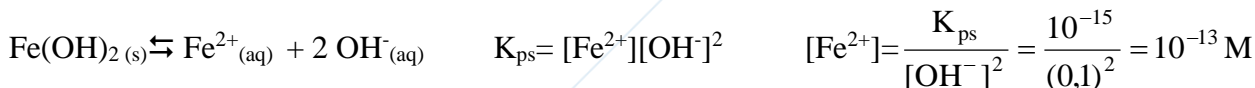


$$n_{\text{Fe}(\text{OH})_2} = 0,01 \quad \text{PM}_{\text{Fe}(\text{OH})_2} = \text{PA}_{\text{Fe}} + 2\text{PA}_{\text{O}} + 2\text{PA}_{\text{H}} = 89,85 \text{ g/mol}$$

$$g_{\text{Fe}(\text{OH})_2} = n_{\text{Fe}(\text{OH})_2} \text{PM}_{\text{Fe}(\text{OH})_2} = 0,01 \times 89,85 = 0,8985 \text{ g}$$

b) la concentrazione degli ioni Fe^{2+} e OH^- in soluzione all'equilibrio.

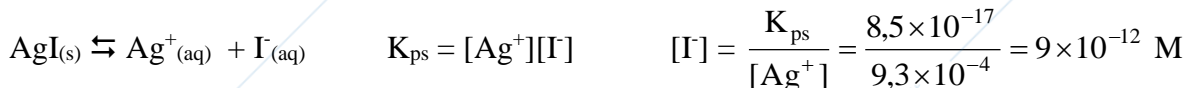
$$n_{\text{OH}^-} = 0,01 \quad V_{\text{tot}} = V_{\text{FeCl}_2} + V_{\text{NaOH}} = 100 \text{ ml} = 0,1 \text{ l} \quad [\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V_{\text{tot}}} = \frac{0,01}{0,1} = 0,1 \text{ M}$$



11) Calcolare la concentrazione minima di ione ioduro (moli/litro) necessaria ad ottenere la formazione di un precipitato da una soluzione contenente 100 mg/l dei seguenti cationi:

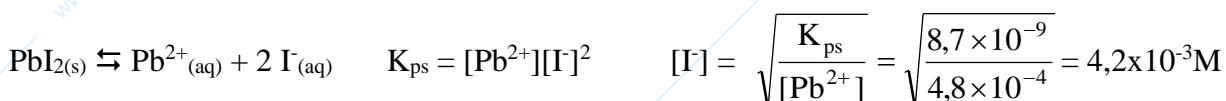
a) Ag^+ ($K_{ps \text{ AgI}} = 8,5 \times 10^{-17}$);

$$[\text{Ag}^+] = \frac{(g/ml)_{\text{Ag}^+}}{\text{PA}_{\text{Ag}}} = \frac{0,1}{107,868} = 9,3 \times 10^{-4} \text{ M}$$



b) Pb^{2+} ($K_{ps \text{ PbI}_2} = 8,7 \times 10^{-9}$).

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{(g/ml)_{\text{Pb}^{2+}}}{\text{PA}_{\text{Pb}}} = \frac{0,1}{207,2} = 4,8 \times 10^{-4} \text{ M}$$



12) Calcolare quale deve essere la concentrazione minima degli ioni OH^- perché si abbia la precipitazione di $\text{Fe}(\text{OH})_3$ da una soluzione contenente $2,5 \times 10^{-2}$ moli/litro di ioni Fe^{3+} , ed il valore di pH relativo. ($K_{ps \text{ Fe}(\text{OH})_3} = 1,1 \times 10^{-36}$)

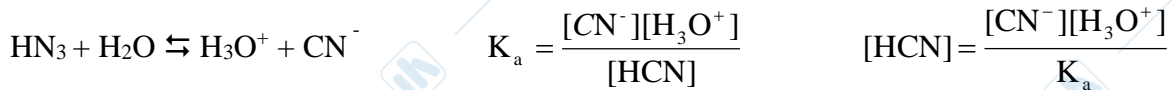


$$[\text{OH}^-] = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{[\text{Fe}^{3+}]}} = \sqrt[3]{\frac{1,1 \times 10^{-36}}{2,5 \times 10^{-2}}} = 3,5 \times 10^{-12} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 11,45$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 2,55$$

13) Calcolare la solubilità di AgCN: a) in una soluzione a pH = 13; b) in una soluzione a pH = 1
($K_{ps} \text{ AgCN} = 1,2 \times 10^{-10}$; $K_a \text{ HCN} = 5 \times 10^{-10}$)



$$[\text{Ag}^+] = [\text{CN}^-] + [\text{HCN}] = [\text{CN}^-] \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \right) = s \quad [\text{Ag}^+] = s \quad [\text{CN}^-] = \frac{s}{\left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \right)}$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{CN}^-] = \frac{s^2}{\left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \right)} \quad s = \sqrt{K_{ps} \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \right)} = [\text{Ag}^+]$$

$$\text{a) } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-13} \quad \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \ll 1 \quad s = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{1,2 \times 10^{-10}} = 1,1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{b) } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \quad \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \gg 1 \quad s = \sqrt{K_{ps} \left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \right)} = \sqrt{\frac{10^{-1} \times 1,2 \times 10^{-10}}{5 \times 10^{-10}}} = 0,15 \text{ M}$$