

**EQUILIBRI ETEROGENEI IN SOLUZIONE
ACQUOSA:**

SALI POCO SOLUBILI

Equilibri eterogenei in soluzione acquosa



$$K_{eq} = \frac{[M^{u+}]^m [X^{v-}]^n}{M_m X_n}$$



$$K_{ps} = [M^{u+}]^m [X^{v-}]^n$$

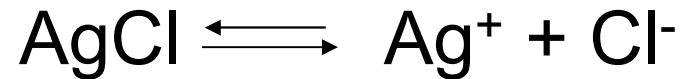
Prodotto di solubilità: prodotto delle concentrazioni molari degli ioni, in una soluzione satura, ognuna elevata al proprio coefficiente stechiometrico

Tabella 12.1

Prodotti di solubilità a 25 °C di alcuni composti poco solubili.

<i>Fluoruri</i>		<i>Fosfati</i>	
MgF ₂	5,2 · 10 ⁻¹¹	Ba ₃ (PO ₄) ₂	6,0 · 10 ⁻³⁹
CaF ₂	3,4 · 10 ⁻¹¹	Ca ₃ (PO ₄) ₂	2,5 · 10 ⁻³³
SrF ₂	4,3 · 10 ⁻⁹	Sr ₃ (PO ₄) ₂	1,0 · 10 ⁻³¹
BaF ₂	1,8 · 10 ⁻⁷	AlPO ₄	9,8 · 10 ⁻²¹
<i>Cloruri</i>		<i>Idrossidi</i>	
Hg ₂ Cl ₂	1,4 · 10 ⁻¹⁸	Fe(OH) ₃	2,8 · 10 ⁻³⁹
AgCl	1,7 · 10 ⁻¹⁰	Al(OH) ₃	1,0 · 10 ⁻³³
PbCl ₂	1,7 · 10 ⁻⁵	Zn(OH) ₂	3,0 · 10 ⁻¹⁷
<i>Bromuri</i>		Fe(OH) ₂	4,9 · 10 ⁻¹⁷
Hg ₂ Br ₂	6,4 · 10 ⁻²³	Mn(OH) ₂	4,6 · 10 ⁻¹⁴
AgBr	5,3 · 10 ⁻¹³	Mg(OH) ₂	5,6 · 10 ⁻¹²
PbBr ₂	6,6 · 10 ⁻⁶	<i>Solfuri</i>	
<i>Ioduri</i>		HgS	1,6 · 10 ⁻⁵²
Hg ₂ I ₂	2,9 · 10 ⁻²⁹	Ag ₂ S	6,3 · 10 ⁻⁵¹
AgI	8,5 · 10 ⁻¹⁷	CuS	8,5 · 10 ⁻³⁶
PbI ₂	9,8 · 10 ⁻⁹	PbS	8,8 · 10 ⁻²⁹
<i>Carbonati</i>		SnS	1,3 · 10 ⁻²⁷
SrCO ₃	5,6 · 10 ⁻¹⁰	CdS	8,0 · 10 ⁻²⁷
BaCO ₃	2,6 · 10 ⁻⁹	ZnS	1,6 · 10 ⁻²⁴
CaCO ₃	3,4 · 10 ⁻⁹	NiS	2,0 · 10 ⁻²¹
MgCO ₃	6,8 · 10 ⁻⁶	CoS	5,9 · 10 ⁻²¹
<i>Solfati</i>		FeS	6,3 · 10 ⁻¹⁸
BaSO ₄	1,1 · 10 ⁻¹⁰	MnS	2,5 · 10 ⁻¹⁴
PbSO ₄	2,5 · 10 ⁻⁸	<i>Cromati</i>	
SrSO ₄	3,4 · 10 ⁻⁷	PbCrO ₄	1,8 · 10 ⁻¹⁴
CaSO ₄	4,9 · 10 ⁻⁵	Ag ₂ CrO ₄	1,1 · 10 ⁻¹²
		BaCrO ₄	1,2 · 10 ⁻¹⁰

AgCl

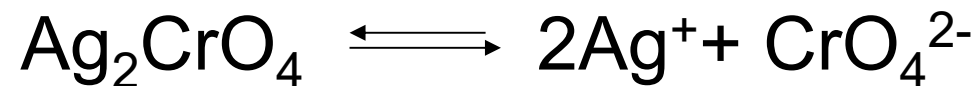


$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.7 \times 10^{-10}$$

$$s_{[\text{AgCl}]} = [\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = (1.7 \times 10^{-10})^{1/2}$$

$$s_{[\text{AgCl}]} = 1.3 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Ag₂CrO₄



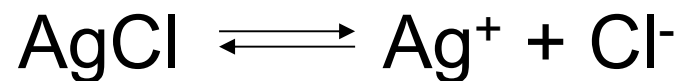
$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}] = 1.1 \times 10^{-12}$$

$$s_{[\text{Ag}_2\text{CrO}_4]} = 1/2[\text{Ag}^+] = [\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$[\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}] = (2s)^2 \times s = 4s^3 = 1.1 \times 10^{-12}$$

$$s_{[\text{Ag}_2\text{CrO}_4]} = (1/4 \times 1.1 \times 10^{-12})^{1/3} = 6.5 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Effetto dello ione a comune



$$[\text{AgNO}_3] = 0.01\text{M}$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = 1.7 \times 10^{-10}$$

$$[\text{Ag}^+]_T = [\text{Ag}^+]_{\text{AgNO}_3} + [\text{Ag}^+]_{\text{AgCl}} \cong [\text{Ag}^+]_{\text{AgNO}_3} = 0.01\text{M}$$

$$s = [\text{Cl}^-] = \frac{K_{ps}}{[\text{Ag}^+]} = \frac{1.7 \times 10^{-10}}{10^{-2}} = 1.7 \times 10^{-8}$$

$$s = 1.7 \times 10^{-8} \text{ (in soluzione di AgNO}_3 \text{ 0.01M a 25}^\circ\text{C)}$$

$$s = 1.3 \times 10^{-5} \text{ (in H}_2\text{O a 25}^\circ\text{C)}$$

$$[\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] \leq K_{ps}$$

Precipitazione selettiva

$$[\text{Pb}^{2+}] = 1.0 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] = 1.0 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$K_{\text{ps}} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2 = 1.7 \times 10^{-5}$$

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = 1.7 \times 10^{-10}$$

$$[\text{Cl}^-] \leq (K_{\text{ps}} / [\text{Pb}^{2+}])^{1/2} = \left(\frac{1.7 \times 10^{-5}}{10^{-2}} \right)^{1/2} = 4.1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{1.7 \times 10^{-10}}{4.1 \times 10^{-2}} = 4.1 \times 10^{-9} \text{ M} < 1.0 \times 10^{-5}$$

quindi
trascurabile

Esercizi

1. Il prodotto di solubilità di $\text{Fe}(\text{OH})_2$ è 4.87×10^{-17} a 25°C . Calcolare la solubilità in g/dm^3 dell'idrossido.
2. Una soluzione satura di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ha un $\text{pH} = 12.32$. Calcolare la solubilità e il prodotto di solubilità dell'idrossido.
3. Quale deve essere la concentrazione dello ione Ag^+ in soluzione per precipitare Ag_2S da una soluzione satura di H_2S ($[\text{H}_2\text{S}] = 0.10 \text{ M}$) il cui pH è 2.00.
 $K_{\text{ps Ag}_2\text{S}} = 6.69 \times 10^{-50}$, $K_{\text{a H}_2\text{S}} = 1.1 \times 10^{-20}$
4. Calcolare la minima concentrazione di NH_4Cl in soluzione che impedisce la precipitazione di $\text{Mg}(\text{OH})_2$ da una soluzione $1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$ di Mg^{2+} e 0.01 M di NH_3 . $K_{\text{ps Mg}(\text{OH})_2} = 5.62 \times 10^{-12}$; $K_{\text{b NH}_3} = 1.85 \times 10^{-5}$.
5. 1.00 g di ZnS sono sospesi in acqua e la sospensione portata a 1.00 dm^3 . Calcolare il pH a cui occorre portare la soluzione (facendoci gorgogliare HCl gassoso) per ridisciogliere completamente il solido. $K_{\text{ps ZnS}} = 2.93 \times 10^{-20}$; $K_{\text{at H}_2\text{S}} = 1.1 \times 10^{-20}$.