

**EQUILIBRI ETEROGENEI IN SOLUZIONE  
ACQUOSA:**

**SALI POCO SOLUBILI**

## Equilibri eterogenei in soluzione acquosa



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



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

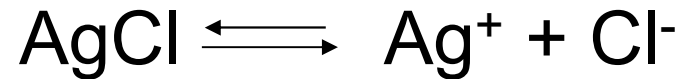
**Prodotto di solubilità**: prodotto delle concentrazioni molari degli ioni, in una soluzione satura, ognuna elevata al proprio coefficiente stechiometrico

## Tabella 12.1

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

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

## AgCl

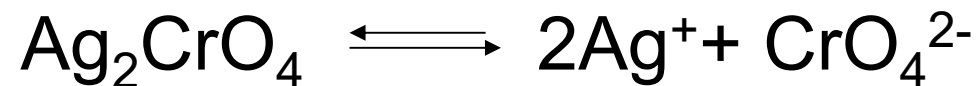


$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.7 \times 10^{-10}$$

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

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

## Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>



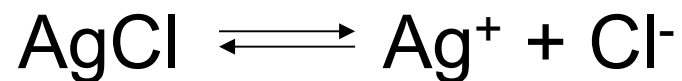
$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}] = 1.1 \times 10^{-12}$$

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

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

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

## Effetto dello ione a comune



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

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

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

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

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

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

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

# 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  $4.87 \times 10^{-17}$  a  $25^\circ\text{C}$ . Calcolare la solubilità in  $\text{g}/\text{dm}^3$  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  $\text{Ag}^+$  in soluzione per precipitare  $\text{Ag}_2\text{S}$  da una soluzione satura di  $\text{H}_2\text{S}$  ( $[\text{H}_2\text{S}] = 0.10 \text{ M}$ ) il cui  $\text{pH}$  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  $\text{NH}_4\text{Cl}$  in soluzione che impedisce la precipitazione di  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  da una soluzione  $1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$  di  $\text{Mg}^{2+}$  e  $0.01 \text{ M}$  di  $\text{NH}_3$ .  $K_{\text{ps Mg}(\text{OH})_2} = 5.62 \times 10^{-12}$ ;  $K_{\text{b NH}_3} = 1.85 \times 10^{-5}$ .
5.  $1.00 \text{ g}$  di  $\text{ZnS}$  sono sospesi in acqua e la sospensione portata a  $1.00 \text{ dm}^3$ . Calcolare il  $\text{pH}$  a cui occorre portare la soluzione (facendoci gorgogliare  $\text{HCl}$  gassoso) per ridisciogliere completamente il solido.  $K_{\text{ps ZnS}} = 2.93 \times 10^{-20}$ ;  $K_{\text{at H}_2\text{S}} = 1.1 \times 10^{-20}$ .