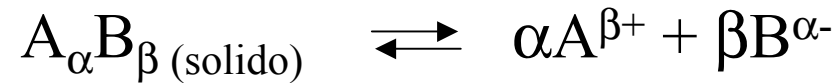


Equilibri eterogenei

Elettrolita solido / Soluzione satura



$$\Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln \frac{a_{A^{\beta+}}^{\alpha} \cdot a_{B^{\alpha-}}^{\beta}}{a_{A_{\alpha}B_{\beta}(\text{solido})}}$$

All'equilibrio $\Delta G = 0$

$$-\frac{\Delta G^{\circ}}{RT} = \ln \frac{a_{A^{\beta+}}^{\alpha} \cdot a_{B^{\alpha-}}^{\beta}}{a_{A_{\alpha}B_{\beta}(\text{solido})}}$$

L'attività dei liquidi e dei solidi puri è unitaria

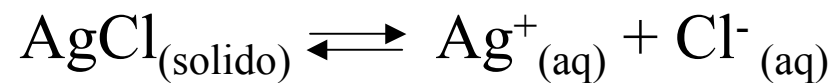
$$K = a_{A^{\beta+}}^{\alpha} \cdot a_{B^{\alpha-}}^{\beta}$$

Per un sale poco solubile la soluzione è molto diluita (ideale) e i coefficienti di attività unitari.

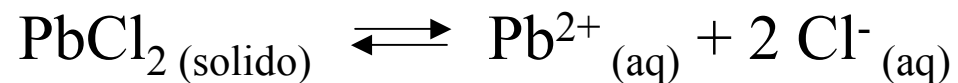
$$K = a_{A^{\beta+}}^{\alpha} \cdot a_{B^{\alpha-}}^{\beta} = f_{A^{\beta+}}^{\alpha} \cdot f_{B^{\alpha-}}^{\beta} [A^{\beta+}]^{\alpha} [B^{\alpha-}]^{\beta}$$

Prodotto di solubilità $K_{S0} = [A^{\beta+}]^{\alpha} [B^{\alpha-}]^{\beta}$

Esempi:



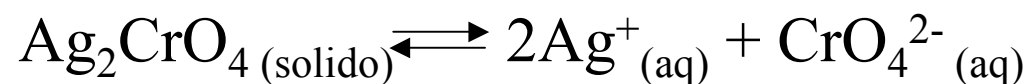
$$K_{S0} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$



$$K_{S0} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2$$



$$K_{S0} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$



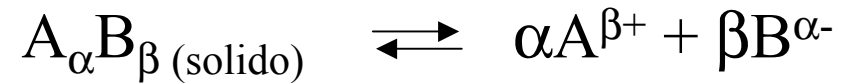
$$K_{S0} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}]$$

TABELLA
Prodotti di solubilità in soluzione acquosa, a 25 °C.

<i>Fluoruri</i>		<i>Carbonati</i>	
CaF ₂	$3,95 \cdot 10^{-11}$	SrCO ₃	$9,4 \cdot 10^{-10}$
SrF ₂	$2,4 \cdot 10^{-9}$	BaCO ₃	$5,1 \cdot 10^{-9}$
MgF ₂	$6,5 \cdot 10^{-9}$	CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$
BaF ₂	$9,5 \cdot 10^{-6}$	MgCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-6}$
<i>Cloruri</i>		<i>Solfati</i>	
Hg ₂ Cl ₂	$2,3 \cdot 10^{-18}$	BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$
AgCl	$1,7 \cdot 10^{-10}$	PbSO ₄	$1,9 \cdot 10^{-8}$
PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-6}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
<i>Bromuri</i>		Hg ₂ SO ₄	$6,8 \cdot 10^{-7}$
Hg ₂ Br ₂	$1,3 \cdot 10^{-22}$	CaSO ₄	$6,1 \cdot 10^{-5}$
AgBr	$4,3 \cdot 10^{-13}$	<i>Fosfati</i>	
PbBr ₂	$4,6 \cdot 10^{-6}$	Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,0 \cdot 10^{-39}$
<i>Ioduri</i>		Sr ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-31}$
Hg ₂ I ₂	$4,5 \cdot 10^{-29}$	Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	<i>Cromati</i>	
PbI ₂	$1,39 \cdot 10^{-8}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
<i>Solfuri</i>		Ag ₂ CrO ₄	$1,3 \cdot 10^{-12}$
HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$	BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$
Ag ₂ S	$1,6 \cdot 10^{-49}$	<i>Idrossidi</i>	
CuS	$8,5 \cdot 10^{-46}$	Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$
PbS	$1,3 \cdot 10^{-28}$	Al(OH) ₃	$2,5 \cdot 10^{-32}$
CdS	$1,0 \cdot 10^{-28}$	Cr(OH) ₃	$5,0 \cdot 10^{-31}$
SnS	$1,3 \cdot 10^{-27}$	Zn(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-17}$
ZnS	$4,5 \cdot 10^{-24}$	Mn(OH) ₂	$4,6 \cdot 10^{-14}$
CoS	$5,0 \cdot 10^{-22}$	Mg(OH) ₂	$9,0 \cdot 10^{-12}$

Solubilità e prodotto di solubilità

Nota il prodotto di solubilità si può facilmente ricavare la solubilità del sale in moli/litro



Indicando con “S” la solubilità dell’elettrolita abbiamo:

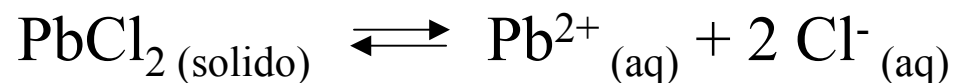
$$[A^{\beta+}] = \alpha S \quad \text{e} \quad [B^{\alpha-}] = \beta S$$

$$K_{S0} = (\alpha S)^{\alpha} \cdot (\beta S)^{\beta}$$

$$K_{S0} = \alpha^{\alpha} \beta^{\beta} \cdot S^{(\alpha+\beta)}$$

$$S = \left(\frac{K_{S0}}{\alpha^{\alpha} \cdot \beta^{\beta}} \right)^{\frac{1}{\alpha+\beta}}$$

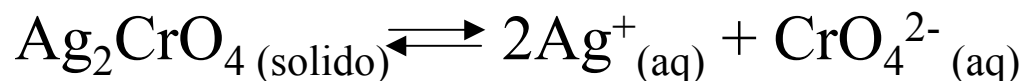
Esempi:



$$K_{S0} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 \quad \Rightarrow \quad S = \sqrt[3]{\frac{K_{S0}}{4}}$$



$$K_{S0} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = S \cdot (S) \quad \Rightarrow \quad S = \sqrt{K_{S0}}$$



$$K_{S0} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = (2S)^2 \cdot S \quad \Rightarrow \quad S = \sqrt[3]{\frac{K_{S0}}{4}}$$



Ricordando la legge di azione delle masse, possiamo dire per l'equilibrio di solubilità, che la variazione delle concentrazioni delle specie chimiche provoca lo spostamento dell'equilibrio:

- Verso destra se si diminuiscono le concentrazioni dei prodotti, (il sale aumenta la sua solubilità);
- Verso sinistra se si aumentano le concentrazioni dei prodotti, (il sale diminuisce la sua solubilità precipitando)

La solubilità di un sale dipende quindi da :

- Effetto dello ione a comune,
- Idrolisi di uno ione del sale poco solubile.