**Equilibri di precipitazione**

* prodotto ionico (Pi): prodotto delle concentrazioni degli ioni provenienti dalla dissociazione del composto in soluzione AB ⇌ A+ + B-
* prodotto di solubilità (Kps): prodotto delle concentrazioni degli ioni provenienti dalla dissociazione del composto in soluzione satura

La concentrazione del soluto nella soluzione satura è detta *solubilità* **(s)**, moli/litro, e rappresenta la massima concentrazione di uno ione in soluzione.

**Solubilità e prodotto di solubilità**

Nella condizione di equilibrio tra un composto scarsamente solubile ed i suoi ioni in soluzione si ha:

$$AB\left(solido\right)⇌A^{+}\left(acq.\right)+B^{-}\left(acq.\right)$$

$$K\_{eq}=\frac{\left[A^{+}\right]\left[B^{-}\right]}{\left[AB\right]}$$

$$K\_{ps}=\left[A^{+}\right]∙\left[B^{-}\right]$$

$A\_{x}$*Il prodotto di solubilità è la Keq. della reazione per cui un sale poco solubile si scioglie liberando i suoi ioni, è definito esclusivamente in soluzioni sature(soluzioni contenenti un eccesso di solido non disciolto = corpo di fondo)*

$$AB⇌A^{+}+B^{-}$$

 s s

$K\_{ps}=\left[A^{+}\right]∙\left[B^{-}\right]$; $K\_{ps}= s^{2}$; $s=\sqrt{K\_{ps}}$

$$A\_{x}B\_{y}⇌xA^{+y}+yB^{-x}$$

 x s y s

$K\_{ps}=\left[A^{+y}\right]^{x}∙\left[B^{-x}\right]^{y}$*;* $K\_{ps}=\left(xs\right)^{x}∙\left(ys\right)^{y}$*;* $s=\sqrt[x+y]{\frac{K\_{ps}}{x^{x}∙y^{y}}}$

* se il prodotto delle [ ] è maggiore del *Kps*ci sarà precipitazione: $\left[A^{+y}\right]^{x}∙\left[B^{-x}\right]^{y}>K\_{ps}$ ↓
* se il prodotto delle [ ] è minore del *Kps*  non ci sarà precipitazione: $\left[A^{+y}\right]^{x}∙\left[B^{-x}\right]^{y}<K\_{ps}$
* se il prodotto delle [ ] è uguale al *Kps*  ci sarà la solubilità massima: $\left[A^{+y}\right]^{x}∙\left[B^{-x}\right]^{y}=K\_{ps}$

**Effetto sulla solubilità dello ione a comune**

L’aggiunta di ulteriore solido ad una soluzione satura non ha nessun effetto sull’equilibrio ma l’aggiunta di sostanze ioniche che liberano ioni che compaiono nell’espressione del *Kps*, perturbano l’equilibrio del sistema. Applicazione del principio di *Le Chatelier*: un sale sarà meno solubile se uno dei suoi ioni costituenti è già presente in soluzione; i*n generale, un composto poco solubile in acqua pura è ancora meno solubile in una soluzione contenente uno ione in comune con quelli del composto stesso.*

* **stechiometria e ione a comune**

1:1 AB ⇌ A+ + B- *KPS* = [A+] . [B-]

 s s s (H2O) = $\sqrt{K\_{ps}}$

 s (iac) = $\frac{K\_{ps}}{\left[IAC\right]}$

1:2 AB2 ⇌ A2+ + 2B- *KPS* = [A2+] . [B-]2

 s 2s s (H2O) =$\sqrt[3]{\frac{K\_{ps}}{4}}$

 s (A2+) =$\sqrt{\frac{K\_{ps}}{4\left[IAC\right]}}$

 s (B-) = $\frac{K\_{ps}}{\left[IAC\right]^{2}}$

2:1 A2B ⇌ 2A+ + B2- *KPS* = [A+]2 . [B2-]

 2s s s (H2O) =$\sqrt[3]{\frac{K\_{ps}}{4}}$

 s (A+) = $\frac{K\_{ps}}{\left[IAC\right]^{2}}$

 s (B2-) =$\sqrt{\frac{K\_{ps}}{4\left[IAC\right]}}$

3:1 A3B ⇌ 3A+ + B3- *Kps* = [A+]3 . [B3-]= (3s)3 . s = 27s4

 3s s s (H2O) =$\sqrt[4]{\frac{K\_{ps}}{27}}$

 s (A+) =$\frac{K\_{ps}}{\left(10^{-1}\right)^{3}}$

 s (B2-) =$\sqrt{\frac{K\_{ps}}{27\left[IAC\right]}}$

* **concentrazione:** *tanto più concentrato è lo ione e a comune tanto più diminuisce la solubilità*

Il miscelamento di 2 soluzioni può portare alla formazione di un sale poco solubile, e:

* non si forma precipitato [A] . [B] < *Kps*
* si forma precipitato + eccesso anione [B-]
* si forma precipitato + eccesso catione [A+]
* si forma precipitato nessun eccesso

**Effetto ione a comune: risoluzione per via grafica**

BaSO4 ⇆ Ba2+ + SO42- *KPS* = 1,1 . 10-10

*KPS* = [Ba2+] . [SO42-] (ramo iperbole)

per trasformare il ramo d’iperbole in una retta si usa la notazione logaritmica

log *KPS* = log[Ba2+] + log[SO42-]

log[Ba2+] = log *KPS* - log[SO42-] ⇒ **log[Ba2+] = log *KPS* + p[SO42-]**

 Si costruisce un grafico portando sull’asse delle ascisse il pB- (p[SO42-]) e sull’asse delle ordinate il log [A+] o log [B-] (log [Ba2+] o log [SO42-]).

retta pB (pSO42-): la retta è fissa per tutti gli anioni [B-]

retta log C ([Ba2+])

Si considera l’espressione log[Ba2+] = log *KPS* + p[SO4--], *KPS* = 1,1 . 10-10

* H2O:

*KPS* = [Ba2+] . [SO42-]

 s s = s2;

$s=\sqrt{K\_{ps} }$ $= \sqrt{1,1 ∙10^{-10} }=1,05 ∙10^{-5}$M

[Ba2+] =[SO42-]

**= s**

 **s** = solubilità in H2O = 1,05 10-5

* [Ba++] = 10-2 M trascurabile

*KPS* = [Ba2+] . [SO42-]$ =\left(s+10^{-2}\right)∙s$

[SO42-] = $s=\frac{K\_{ps}}{10^{-2}}=\frac{1,1∙10^{-10}}{10^{-2}}=1,1∙10^{-8}$M

**s** = solubilità in presenza dello ione comune [Ba++] = 1,01 10-8

* [SO42-] = 10-3 M

*KPS* = [Ba2+] . [SO42-]$ =s∙\left(s+10^{-3}\right)$

[Ba2+] = $s=\frac{K\_{ps}}{10^{-3}}=\frac{1,1∙10^{-10}}{10^{-3}}=1,1∙10^{-7}$

**s** = solubilità in presenza dello ione comune [SO42-] = 1,01 10-7

**Effetto della stechiometria: risoluzione per via grafica**

**AB ⇌ A+ + B-** log [A+] = log*Kps* + pB

**AB2 ⇌ A2+ + 2B-** log [A2+] = log*Kps* + 2pB

**A2B ⇌ 2A+ + B2-** log [A+] = 1/2log*Kps* + 1/2pB

*Kps* = 10-10

**1. AB ⇆ A+ + B-**

**2. AB2 ⇆ A2+ + 2B-**

**3. A2B ⇆ 2A+ + B2-**