

**Approfondimento**

# Il prodotto di solubilità

Un equilibrio di particolare interesse è quello che riguarda i composti poco solubili in acqua. Prendiamo come esempio il solfuro di argento, una sostanza che in acqua dà luogo al seguente equilibrio:



Essendo un equilibrio eterogeneo, l'espressione della costante di equilibrio si scrive nel modo seguente:

$$K_c = [\text{Ag}^+]^2 [\text{S}^{2-}]$$

Questa espressione prende il nome di **costante di prodotto di solubilità** e viene indicata con  $K_S$ :

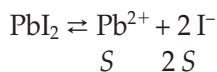
$$K_S = [\text{Ag}^+]^2 [\text{S}^{2-}] = 7,3 \cdot 10^{-51}$$

Nella seguente tabella sono riportati i valori di  $K_S$  di alcune sostanze determinati a 25 °C.

Equilibrio di solubilità	$K_S$
$\text{CaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	$2,4 \cdot 10^{-5}$
$\text{MgCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	$3,5 \cdot 10^{-8}$
$\text{PbI}_2(s) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(aq) + 2 \text{I}^-(aq)$	$7,9 \cdot 10^{-9}$
$\text{CaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	$6,0 \cdot 10^{-9}$
$\text{BaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	$1,1 \cdot 10^{-10}$
$\text{AgCl}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$	$1,8 \cdot 10^{-10}$
$\text{Mg}(\text{OH})_2(s) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(aq) + 2 \text{OH}^-(aq)$	$7,1 \cdot 10^{-12}$
$\text{PbCrO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(aq) + \text{CrO}_4^{2-}(aq)$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$\text{ZnS}(s) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(aq) + \text{S}^{2-}(aq)$	$3 \cdot 10^{-23}$
$\text{FePO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(aq) + \text{PO}_4^{3-}(aq)$	$4 \cdot 10^{-27}$
$\text{Ag}_2\text{S}(s) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(aq) + \text{S}^{2-}(aq)$	$7,3 \cdot 10^{-51}$

I valori di  $K_S$  sono ottenuti con metodi indiretti e sono riportati senza unità di misura. Proprio attraverso di essi è possibile risalire alla solubilità di una sostanza poco solubile, cioè alla concentrazione della sua soluzione satura.

Consideriamo per esempio il caso dello ioduro piomboso; indicando con  $S$  la sua solubilità in acqua possiamo scrivere:



Questo significa che se la solubilità di  $\text{PbI}_2$  è  $S$  mol/L saranno presenti in soluzione ioni  $\text{Pb}^{2+}$  in concentrazione  $S$  mol/L e ioni  $\text{I}^-$  in concentrazione  $2S$  mol/L.

$$K_S = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2$$

$$K_S = S \cdot (2S)^2$$

da cui  $S = \sqrt[3]{K_S/4}$ . Quindi  $S = \sqrt[3]{7,9 \cdot 10^{-9}/4} = 1,3 \cdot 10^{-3}$  mol/L.

## Approfondimento

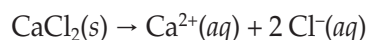
La conoscenza dei valori di  $K_S$  consente di prevedere se si può ottenere un precipitato mescolando soluzioni di elettroliti a concentrazione nota. Infatti il valore di  $K_S$  stabilisce qual è il valore massimo delle concentrazioni degli ioni senza che si formi un precipitato. Consideriamo il seguente esempio.

A 50,0 mL di una soluzione di  $\text{CaCl}_2$  con concentrazione  $1,0 \cdot 10^{-3}$  mol/L vengono aggiunti 50,0 mL di una soluzione di  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  con concentrazione  $1,0 \cdot 10^{-2}$  mol/L. Un prodotto della reazione è  $\text{CaSO}_4$ , sostanza poco solubile: in questa situazione, si formerà o no un precipitato di  $\text{CaSO}_4$ ?

Dobbiamo innanzitutto ricavare le nuove concentrazioni ottenute dopo il mescolamento; dato che ora il volume è raddoppiato, le concentrazioni iniziali dei due sali diventano la metà:

$$[\text{CaCl}_2] = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \quad \text{e} \quad [\text{Na}_2\text{SO}_4] = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Sappiamo inoltre che in acqua i due reagenti si dissociano nel seguente modo:



Dai coefficienti stechiometrici si vede che le concentrazioni molari degli ioni  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{SO}_4^{2-}$  sono uguali a quelle dei rispettivi sali:

$$[\text{Ca}^{2+}] = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \quad \text{e} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Calcoliamo infine il prodotto ionico per  $\text{CaSO}_4$ :

$$[\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = (5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}) \cdot (5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}) = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

Dato che il valore calcolato del prodotto ionico è minore della costante del prodotto di solubilità ( $K_S = 2,4 \cdot 10^{-5}$ ), non si osserverà la formazione di alcun precipitato.

Possiamo concludere quindi con una regola generale:

prodotto ionico  $> K_S$     si forma un precipitato

prodotto ionico  $< K_S$     non si forma un precipitato