

EQUILIBRI DI SALI POCO SOLUBILI

EQUILIBRI ETEROGENEI!

Equilibri che si instaurano **in SOLUZIONI ACQUOSE SATURE di sali con scarsa solubilità (poco solubili)**.

In una soluzione satura di un sale c'è un soluto come corpo di fondo (SOLIDO) e si instaura un equilibrio tra il soluto solido e il soluto dissociato in ioni idratati presente in soluzione:



← Sale in soluzione

← Sale solido

La Solubilità di certi Sali (cioè la massima concentrazione dei loro ioni realizzabile in soluzione) è cioè bassa. Si dicono quindi SALI POCO SOLUBILI



equilibrio



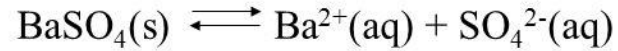
quantitativa

RIVEDERE
CONCETTI!

IL PRODOTTO DI SOLUBILITA'

- La costante dell' equilibrio eterogeneo tra un sale e i suoi ioni in soluzione viene chiamata **Prodotto di solubilità**.

K_{ps}: prodotto di solubilità



$$K_c = \frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4(s)]}$$

$$K_c [\text{BaSO}_4(s)] = K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

A temperatura costante

- Noto il k_{ps} si può trovare la solubilità del sale.
- Viceversa, nota s , si può calcolare il k_{ps} .

N. B.: la concentrazione delle **specie solide** in equilibrio con quelle in soluzione non si esplicita nella costante di equilibrio (cioè è già in essa compresa in quanto ritenuta anche essa una costante).

Costante Prodotto di Solubilità

- In generale, la costante **prodotto di solubilità** è la costante dell'equilibrio di solubilità di un **composto ionico** poco solubile
 - Essa è uguale al prodotto delle concentrazioni all'equilibrio degli ioni del composto
 - Ogni concentrazione è elevata alla potenza uguale al numero di tali ioni nella formula del composto.

$$K_{ps} = [\text{M}]^m [\text{X}]^n$$

Rivedere concetti equilibri eterogenei



Se ad una soluzione di un sale poco solubile aggiungiamo uno ione ad essa comune (ad es. Attraverso un sale solubile) la solubilità del sale poco solubile viene ulteriormente ridotta (principio di Le Chatelier).

EFFETTO DELLO IONE A COMUNE

CFR. per acidi e basi

Consideriamo, ad esempio, $\text{AgCl}(s)$ in una soluzione di NaCl .



In base al principio di Le Chatelier, l'equilibrio viene spostato verso sinistra dalla presenza di Cl^- per cui possiamo prevedere che la solubilità in NaCl sia inferiore a quella dell'acqua pura.

Es. Si determini la solubilità di AgCl in una soluzione 0.10 M in NaCl .

La conc. totale di Cl^- in soluzione sarà $0.10 +$ quella che deriva dalla solubilizzazione di AgCl .

Quest'ultima sarà uguale alla conc. di Ag^+ .

$$K_{ps} = 2.8 \times 10^{-10} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = x(x+0.10)$$

$$2.8 \times 10^{-10} \approx 0.10 x \quad [\text{Ag}^+] = 2.8 \times 10^{-9}$$

In acqua pura la solubilità sarebbe stata

$$[\text{Ag}^+] = 1.6 \times 10^{-5}$$

fattori che influenzano la solubilità

interazioni

le sostanze composte da molecole legate da forze intermolecolari simili tendono ad essere reciprocamente solubili: il simile scioglie il simile.

temperatura

aumentando la T, aumenta la sol. dei soluti che si sciolgono endotermicamente e diminuisce per quelli che si sciolgono esotermicamente

pressione

la solubilità dei gas nei liquidi aumenta con la pressione: stappando una bottiglia d'acqua gassata diminuisce la pressione e si formano le bollicine

RIVEDERE!

PRECIPITAZIONE

Consideriamo due soluzioni di sali solubili contenenti ciascuna uno dei due ioni che partecipano ad un equilibrio di solubilità di un sale poco solubile.

Prendiamo ad esempio una soluzione di AgNO_3 ed una di NaCl



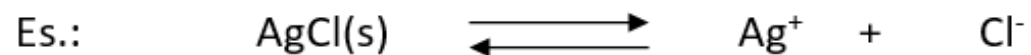
Se la concentrazione degli ioni argento e cloruro è sufficiente si ha una reazione di precipitazione e quindi si crea l'equilibrio regolato dal K_{ps} :



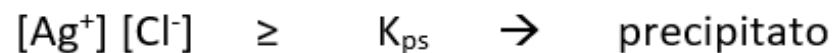
VERIFICA DELLE CONDIZIONI DI PRECIPITAZIONE

Si una soluzione SATURA (cioè è presente del PRECIPITATO) quando le concentrazioni degli ioni presenti sono maggiori del valore limite rappresentato dalla SOLUBILITA'.

Ciò significa quando il PRODOTTO IONICO E' MAGGIORE O UGUALE AL K_{ps}



Se ciò non si verifica la soluzione non è satura.



soluzione \rightarrow precipitato \leftarrow soluzione



Es.: E' presente corpo di fondo in una soluzione $3.33 \cdot 10^{-6}$ M di BaSO_4 ?

$$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 3.33 \cdot 10^{-6} \cdot 3.33 \cdot 10^{-6} = 1.11 \cdot 10^{-11} < K_{ps}$$

Essendo $K_{ps} = 1.1 \cdot 10^{-10}$ **NO!**

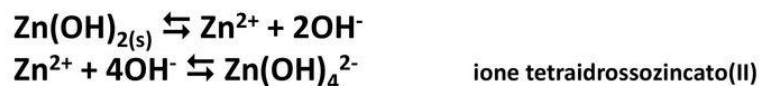


COME AUMENTARE LA SOLUBILITÀ?

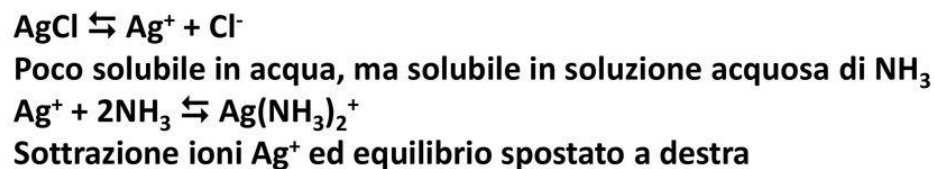
A parte cambiando la temperatura e quindi il Kps

Principio di Le Chatelier: eliminazione del prodotto tramite altri equilibri

La formazione di complessi coinvolgenti il catione di un sale poco solubile aumenta la solubilità del sale.



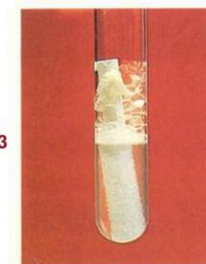
Un aumento di OH^- (es. aggiunta base forte) favorisce la formazione del complesso sottraendo ioni Zn^{2+} dall'equilibrio e pertanto una certa quantità di Zn(OH)_2 si dissolve.



IL pH E LA SOLUBILITÀ
solubilizzazione dei precipitati
Idrolisi dell'anione del sale

Per aumentare la solubilità di un sale il cui anione è la base coniugata di un acido debole, si può aggiungere un acido forte.

Dissoluzione di CaCO_3
in presenza di HCl



Dissoluzione di MnS in presenza di HCl

MnS in acqua

+ HCl

MnS in acqua/ HCl

