www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

EQUILIBRI di SOLUBILITÀ

concentrazione del soluto presente all'eq. in una soluzione **SATURA**
↳ dispersa la max. quantità possibile del soluto ad una certa T°.

Un soluto aggiunto in eccesso ad una soluz. satura non solubilizza, ma **PRECIPITA** come solido al fondo recipiente. (corpo di fondo o precipitato).

Eq. dinamico tra soluto solido e quello in soluzione.
⟹ EQUILIBRIO di SOLUBILITÀ ⇝ $\text{soluto}_{(s)} \rightleftharpoons \text{soluto}_{(aq)}$

posizione dipende dal tipo soluto e solvente.

La **DISSOCIAZIONE**, esclusi alcuni casi ($HgCl_2$) è una reaz. completa; reazione complessiva:

$$\text{soluto}_{(s)} \rightleftharpoons \text{catione}_{(aq)} + \text{anione}_{(aq)}$$

È possibile applicare le leggi dell'eq. solo se la soluz. ideale quando concentrazione soluto suff. bassa.

Una sostanza è poco solubile quando la sua solubilità è compresa tra 0,1 e 10 g per litro di soluzione, se solubilità scende sotto 0,1 per L, la sostanza è detta insolubile.
minerali crosta terrestre

Reazione di solubilizzazione, di un elettrolita poco solubile in soluz. acquosa, $CaCO_3$

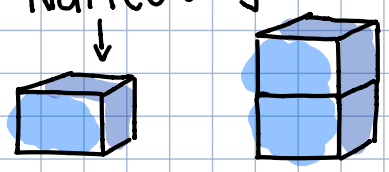
$$CaCO_{3\,(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$$

costante di eq: $K_{ps} = [Ca^{2+}] \times [CO_3^{2-}]$ → **COSTANTE del PRODOTTO di SOLUBILITÀ o PRODOTTO di SOLUBILITÀ**

NOTA! Non compare la $[CaCO_3]$ perché la concentrazione di una sostanza allo stato solido è **COSTANTE**. ⇝ il rapporto di moli di sostanza rispetto al volume di sostanza, è costante!

1 mol, 38,9 cm^3.
$M = \frac{1\ mol}{0{,}0389\ L} = 25{,}7\ mol/L$

$NaHCO_3$ ↘



2 mol, 77,8 cm^3

$M = \frac{2\ mol}{0{,}0778\ L} = 25{,}7\ mol/L$

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

Il prodotto di solubilita' e la solubilita' sono grandezze tra loro **CORRELATE**.

→ in una soluzione satura di $CaCO_3$, la solubilita' coincide con il numero di moli di $CaCO_3$ passati in soluz. per L di soluzione e rapporto stechiometrico tra solubilita', $[Ca^{2+}]$, $[CO_3^{2-}]$ e' 1:1:1.
(S = solubilita')

$$S = [Ca^{2+}] = [CO_3^{2-}]$$

$$Kps = [Ca^{2+}] \times [CO_3^{2-}] = S \times S$$

$$Kps = S \times S \text{, ovvero } \boxed{S = \sqrt{Kps}}$$

Tuttavia tale relazione non tiene conto della presenza di possibili equilibri secondari, che possono originarsi in soluz.
→ Dunque effettivo valore di S puo' dunque essere ≠ da quello calcolato usando questa espressione.

La costante del prodotto di solubilita', Kps, x un qualsiasi sale ha sempre la forma:

$$A_xB_y \rightleftharpoons xA^{y+}_{(aq)} + yB^{x-}_{(aq)} \qquad Kps = [A^{y+}]^x[B^{x-}]^y$$

Non confondere solubilita' con Kps!!!

quantita' presente in un volume indicato di soluz. satura, espressa in mol/L o g per 100 ml ← di un sale

→ costante del prodotto di solubilita' e' una costante di equilibrio.

Di un elettrolita e' un prodotto di concentrazioni, in particolare della concentrazione ioni presenti all'eq. in una soluz. satura.
↓
concentraz. dell'anione e del catione sono inversamente proporz.

Se una di queste cresce, l'altra deve diminuire affinche' prodotto rimanga costante.
→ cio' permette di valutare se esistono le condiz. x la precipitazione

REAZIONE di PRECIPITAZIONE, processo inverso alla solubilizzazione, nel caso di $CaCO_3$:

$$Ca^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)} \rightleftharpoons CaCO_{3\,(s)} \text{ dove } K = 1/Kps$$

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

I valori di Kps sono **MOLTO BASSI**, perciò la costante di equilibrio x una reazione di precipitazione è sempre molto alta → così eq. è spostato quasi completamente a favore dei prodotti.

→ titolazioni.

→ notevole importanza pratica: malta, costituita in gran parte da idrossido di calcio, $Ca(OH)_2$. L'azione coesiva della malta è dovuta al fatto che quando è umida reagisce con CO_2 atmosferica

PRECIPITAZ.

$$Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) + CO_2(aq) \rightleftharpoons CaCO_3(s) + H_2O(l)$$

CALCE VIVA
ossido di calcio CaO

CALCE SPENTA o idrata, costituita chimicamente da **IDROSSIDO DI CALCIO**, $Ca(OH)_2$.

$$CaO + H_2O \longrightarrow \underset{\text{C. SPENTA}}{Ca(OH)_2}$$

Materia prima x la produzione della calce è il calcare, una roccia sedimentaria ricca di carbonato di calcio, che viene estratta dalle cave.

REAZIONE di CALCINAZIONE: $CaCO_3 \longrightarrow \underset{\text{C. VIVA}}{CaO} + CO_2$

$$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

→ solubilizzazione è il processo diretto, la precipitazione quello inverso.

Quando un sistema non è all'eq. il prodotto delle concentrazioni ioni dato dal **QUOZIENTE DI REAZIONE (Q)**

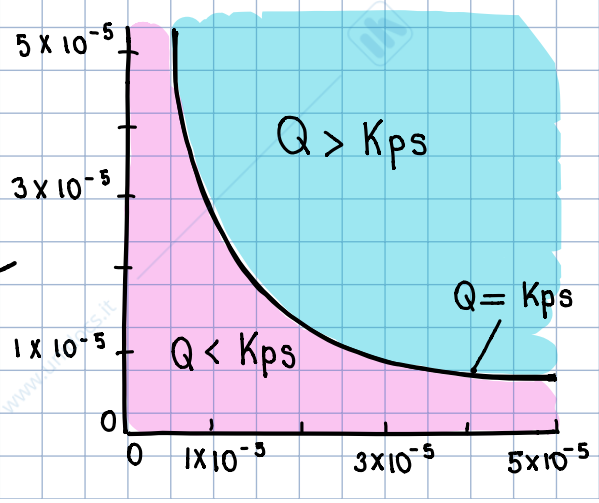
↓

Confrontando valore di Q con quello del Kps:

→ Per **Q < Kps** soluz. non è satura, prevale processo **DIRETTO** e non si nota altro fenomeno oltre solubilizzazione di AgCl.

→ quest'ultima continua finché **Q = Kps**, a questo punto è satura.

→ Se invece **Q > Kps**, la soluz. è sovrasatura, perciò prevale processo inverso e si osserva precipitazione AgCl, finché di nuovo **Q = Kps**.



Ascisse $[Ag^+]$ (mol x L^{-1})

Ordinate $[Cl^-]$ (mol x L^{-1})

QUOZIENTE DI REAZIONE e Kps NELL'EQ. DI SOLUBILITÀ PER AgCl.

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

La temperatura influisce sulla solubilita' delle sostanze
↳ infatti anche durante solubilizzaz. avvengono degli scambi termici:

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{-}(aq) + \Delta$$

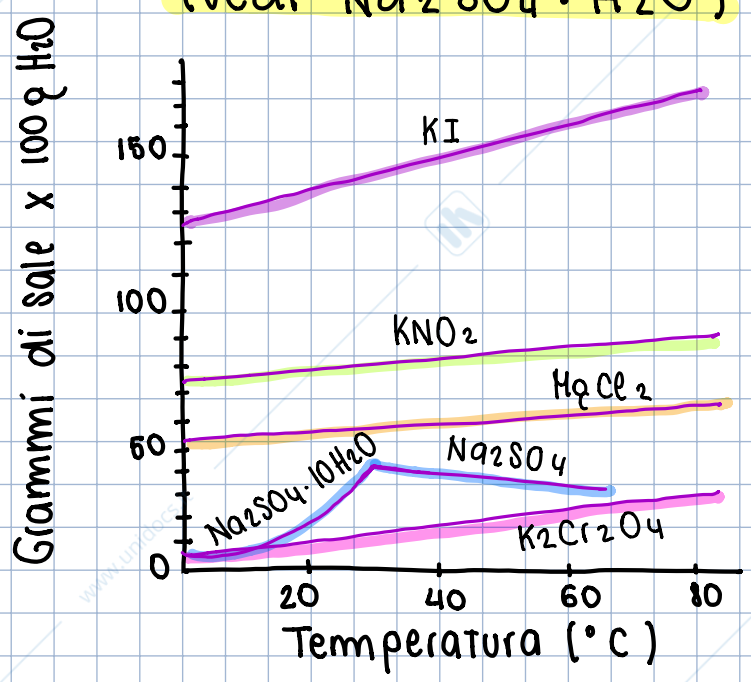
86% elettroliti, solubilizzazione e' un processo ENDOTERMICO; solubilita' aumenta all' aumentare della T°.

ESOTERMICO e dunque favorito da un abbassamento della T°. (eccezione)

Dimostrato dalla solubilita' delle conchiglie nell'acqua di mare. (Aragonite, guscio certi molluschi)
↳ forma di carbonato di calcio.

↳ in profondita' T° scende ≃ a 2°C e solubilita' $CaCO_3$ aumenta ⟹ non esistono gusci costituiti da aragonite.

INOLTRE... relazione tra solubilita' e T° non e' sempre lineare.
(vedi $Na_2SO_4 \cdot H_2O$)



Solubilita' in funzione della temperatura x alcuni elettroliti. Si noti comportamento Na_2SO_4, con una marcata discontinuita' a 32°C.

La solubilita' puo' essere influenzata dalla presenza di altre sostanze in soluzione; cio' e' evidente quando la "sostanza estranea" ha degli **IONI IN COMUNE** con elettrolita che si vuole solubilizzare.

EFFETTO dello IONE COMUNE: supponiamo che stabilito eq. $CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$ vengano aggiunti ioni Ca^{2+}, sciogliendo $CaCl_2$ in soluzione. L'aumento ($[Ca^{2+}]$) altera eq. e in accordo con il principio di L.C. lo spostera' a sx. Questo determinera' precipitazione di altro $CaCO_3$, quindi meno di questo presente in soluzione, quando si stabilira' eq. Ca^{2+} e' lo ione comune poiche' e' comune ad entrambi i sali. L'aggiunta dello ione comune abbassa solubilita' $CaCO_3$ (meno solubile in acqua se e' presente $CaCl_2$ (o qualsiasi altro sale di calcio solubile).

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari