

PRECIPITACIÓ

Solubilitat de compostos iònics

La **solubilitat d'un solut** en un dissolvent determinat, amb una temperatura determinada, és la **concentració del solut en una solució saturada**. Es classifiquen segons la quantitat de solut.

Les solucions saturades són aquelles en les quals els ions dissolts estan en equilibri dinàmic amb el solut no dissolt, per tant, contenen la màxima quantitat possible d'un solut amb una determinada temperatura. El solut que precipita en adicionar-ne més a la solució, no forma part de la solució en si, la solució segueix sent saturada.

Les solucions insaturades contenen una quantitat de solut inferior a la solubilitat d'aquest.

Les solucions sobresaturades contenen una quantitat de solut més gran que la que permet la solubilitat a una temperatura determinada. Aquesta situació no és estable, sorgeix quan refredes la solució lentament, amb una petita alteració o addició de solut pot provocar la cristallització/precipitació de l'excés.

Factors que influeixen en la solubilitat

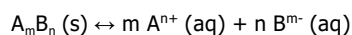
Augment de l'entropia. Energia reticular: La dissolució del compost exigeix el trencament total de la xarxa cristal·lina. $\Delta H_{\text{dissolució}} = \Delta H_{\text{hidratació ions}} - \Delta H_{\text{reticular}}$. Si l'energia reticular és baixa en valor absolut, el compost serà més soluble.

Classificació no estricta: Soluble (solubilitat superior a 0'02 M), lleugerament soluble ($\approx 0'02$ M) i insoluble (solubilitat inferior a 0'02 M).

Compostos	Solubilitat	Excepcions
⁺ Compostos dels metalls alcalins i ió NH ₄	Solubles	
Sals amb ions NO ₃ ⁻ , ClO ₃ ⁻ , ClO ₄ ⁻ i CH ₃ COO ⁻	Solubles	
Sals amb ions Cl ⁻ , Br ⁻ o I ⁻	Solubles	Ions Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ i Pb ²⁺ insolubles.
Sulfats (SO ₄ ²⁻)	Solubles	Ba ²⁺ , Hg ²⁺ i Pb ²⁺ insolubles. Ca ²⁺ i Ag ⁺ lleugerament solubles
Carbonats (CO ₃ ²⁻) i fosfats (PO ₄ ³⁻)	Insolubles	NH ₄ ⁺ i Mg ²⁺ solubles
Hidròxids	Insolubles	Tots els metalls alcalins i Ba ²⁺ . Ca ²⁺ lleugerament soluble
Sulfurs (S ²⁻)	Insolubles	⁺ Alcalins, alcalinoterris i ió NH ₄ solubles

Producte de solubilitat, K_{ps}

En les solucions, s'estableix un equilibri heterogeni entre la sal no dissolta i els ions presents en la solució, el producte de solubilitat és el producte de les concentracions molars de cada ió (elevats al seu coeficient estequiomètric) en la solució saturada. No considerem el reactiu ja que aquest sempre és sòlid (la sal). És una mesura de la solubilitat del compost



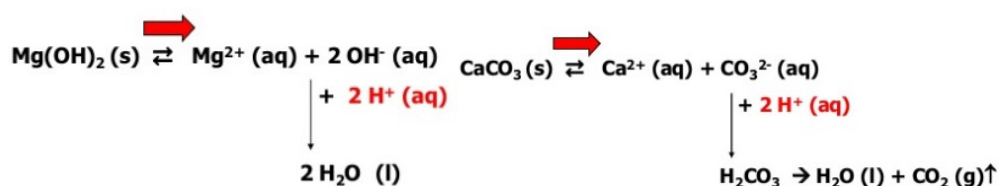
$$K_s = [A^{n+}]^m [B^{m-}]^n$$

Dissolució de precipitats

Per fer-ho podem incrementar la temperatura o podem desplaçar l'equilibri a la dreta disminuint la concentració dels ions dissolts, perquè el producte iònic sigui inferior al producte de solubilitat.

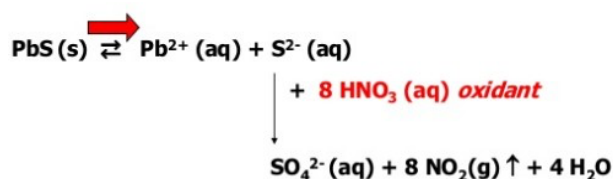
Reaccions àcid-base

Si observem que el compost a dissoldre conté ió OH⁻ o H⁺, podem afegir-hi un compost que, endissociant-se, alliberi l'ió de caràcter contrari per neutralitzar l'ió àcid-base de l'equilibri original.



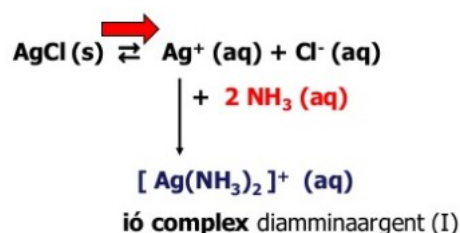
Reaccions redox

Normalment es voldrà eliminar l'ió S²⁻. S'ha de transformar en una altra, per exemple, s'oxida amb l'addició d'un compost que es redueix.



Reaccions de formació d'ions complexos

Es tracta d'un catió metàl·lic central unit amb enllaços covalents a un ió o molècula (l·ligand). S'afegeixen substàncies que formen aquests ions complexos.





Precipitació

Efecte del ió comú

En una dissolució si ja hi ha la presència d'un dels dos com de la sal, aquest ió fa que disminueixi la seva solubilitat per calcular-ho.



En una dissolució si ja hi ha la presència d'un dels dos com de la sal, aquest ió fa que disminueixi la seva solubilitat per calcular-ho.

$$K_{ps} = [as]^a \cdot ([in] + bs)^b$$

s = solubilitat molar d'aquella sal en la $[in]$ del ió que ja està present.

Recorda que si $[in]$ és 1000 vegades superior a la K_{ps} podem eliminar el $+bs$.

Discussió sobre la precipitació

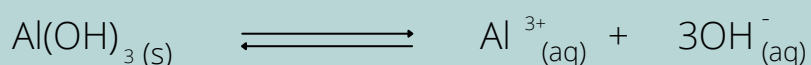
Tenim 2 sals i volem saber quina precipita abans. Per fer-ho:

- Calcula la solubilitat molar de cada sal.
- La que tingui menor solubilitat precipitarà primer, ja que vol dir que la solució es satura més ràpid.

Solucions saturades

Per saber quina quantitat de ió pot quedar dissolta en presència de l'altre ió que forma la sal.

Exemple típic quan es relaciona amb el pH:



Us diran o bé que el pH és un valor quan la solució està saturada, o bé us diran quan és la mateixa concentració que hi pot haver dissolta abans que precipiti.

Els dos conceptes venen a dir el mateix, volen que igualem les concentracions a Kps per saber la quantitat màxima d'alumini que hi pot haver dissolta.

$$\text{pH} \longrightarrow \text{pOH} \longrightarrow 10^{-\text{pOH}} = [\text{OH}^{-}]_{\text{in}}$$

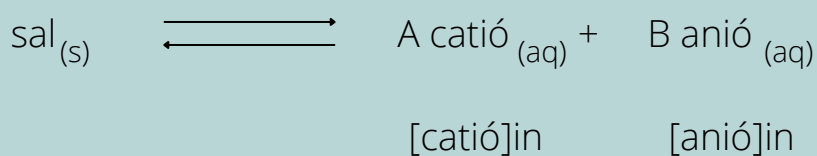
$$K_{ps} = [\text{Al}^{3+}] \cdot [\text{OH}^{-}]_{\text{in}}$$



El què estem buscant

Predicció de la precipitació

Segons les concentracions inicials del catió i l'anió que poden formar una sal poc soluble, podrem predir si amb aquelles concentracions es podria formar precipitat o no.



Calcularem el quocient de solubilitat:

$$Q_{ps} = [\text{catió}]_{in}^a \cdot [\text{anió}]_{in}^b$$

Si $Q_{ps} > K_{ps}$

$P \rightarrow R$ es formà precipitat

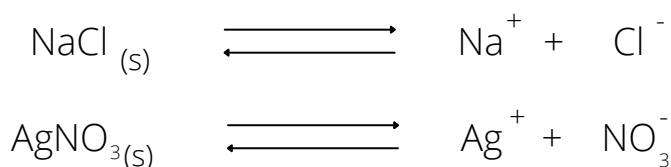
Si $Q_{ps} < K_{ps}$

No es forma precipitat

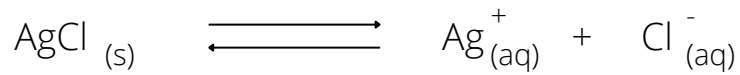
Com que, la concentració de productes tant si la Q_{ps} com si es tracta de la K_{ps} saturada, són directament proporcional a Q_{ps} o K_{ps} i per aquest motiu, tenim aquestes relacions.

Exemple típic; problema de la sal creuada

Afegir NaCl i AgNO₃, dues sals completament soluble, per tant:



Per tant, hem de buscar una possible combinació de ions que pugui formar una sal poc soluble. En aquest cas ho sabem perquè ens donen la K_{ps} del AgCl, per tant és l'únic compost poc soluble que ens poden donar.



Primer de tot calcular les $[]_{in}$, ja que al fer una barreja variaran respecte la concentració de l'enunciat perquè el volum canvia.

$$Q_{ps} = [\text{Ag}^{+}]_{in} \cdot [\text{anió}^{-}]_{in}$$

En funció de la Q_{ps} vs K_{ps} .

Saber si a la barreja inicial es forma un precipitat.