

A decorative graphic consisting of three overlapping, wavy, green shapes that create a sense of depth and movement, positioned behind the title text.

Equilibris iònics heterogenis

Equilibris heterogenis

Reaccions de precipitació

Solubilitat i producte de solubilitat

Relació entre solubilitat i producte de solubilitat

Precipitarà o no precipitarà?

Efecte de l'ió comú

Efecte salí

Precipitació fraccionada

Dissolució de precipitats

Equilibris heterogenis

Les reaccions reversibles que es produeixen entre espècies que no es troben en el mateix estat físic, sinó que es tracta de reaccions entre sòlids i gasos, entre sòlids i dissolucions o entre líquids i gasos, s'anomenen **equilibris heterogenis**.

- Per a un **sòlid**, la concentració es pot expressar en g/L, i en aquest cas coincideix amb la densitat, que sabem que és constant per a una substància pura, de manera que, en l'expressió de la constant d'equilibri, podem incloure la concentració del sòlid dins la constant.
- Per a un **líquid**, la concentració també romandrà constant, i per això també la podem incloure en la constant d'equilibri.

Exemple d'equilibri heterogeni

En la descomposició tèrmica del carbonat de coure(II):



l'equilibri només depèn de la concentració (o de la pressió) del diòxid de carboni gas, i no de les concentracions en equilibri del carbonat de coure i de l'òxid de coure(II).

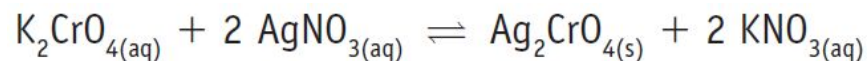
Reaccions de precipitació

Les **reaccions de precipitació** són aquelles en les quals ions de diferents dissolucions interaccionen per formar com a mínim un producte sòlid (diem que aquest producte és insoluble en les condicions del sistema).

Anomenem **precipitat** el sòlid que es forma en una reacció de precipitació. A l'equació química l'expressem mitjançant una fletxa que assenyalava cap avall, o bé amb una lletra s entre parèntesi al costat de la fórmula de la substància de què es tracta. Quan es forma un precipitat, apareix un **equilibri heterogeni** entre aquella substància sòlida i els seus ions en dissolució.

Exemple de reacció de precipitació

La reacció entre una dissolució de cromat de potassi (color groc) i una de nitrat de plata (incolora) dona lloc a un precipitat vermell, el cromat de plata, que és una substància molt poc soluble.



Solubilitat i producte de solubilitat

La **solubilitat** d'un solut en un dissolvent es defineix com la concentració que té el solut dins del dissolvent quan la dissolució està saturada, mesurada a una temperatura determinada.

El procés de dissolució quan el dissolvent és l'aigua s'anomena **hidratació**.

- Diem que una substància és **soluble** quan té una energia reticular que pot ser compensada per una energia d'hidratació elevada.
- Diem que una substància és **insoluble** quant l'energia d'hidratació no arriba a compensar l'energia reticular.

Com que la dissolució d'un sòlid sol ser un procés endotèrmic i d'augment d'entropia, la solubilitat augmenta a mesura que augmenta la temperatura.

Recordem que: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

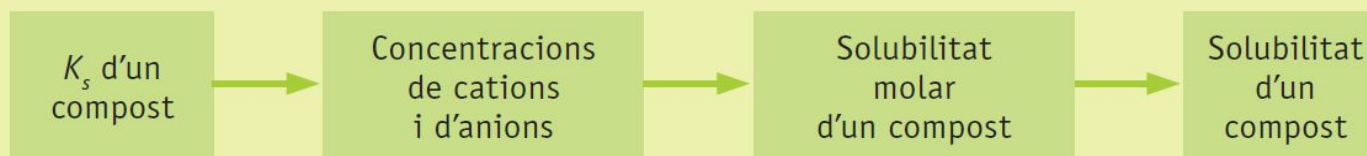
Anomenem **producte de solubilitat**, K_s o **Kps**, d'una dissolució satura d'un compost el producte de les concentracions dels ions que constitueixen el compost, elevades als seus coeficients estequiomètrics.

El producte de solubilitat té un valor determinat per a cada temperatura.

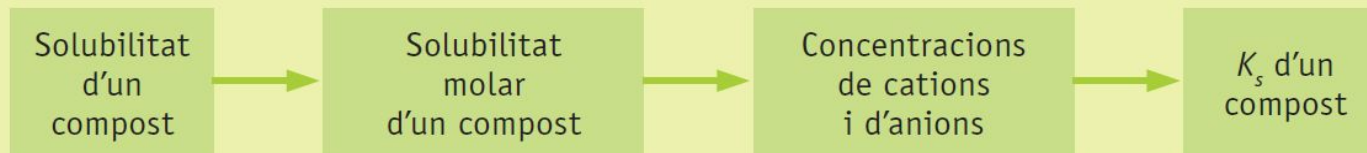
També depèn de la solubilitat de la substància de què es tracti. Com més alta sigui la solubilitat, més ions hi haurà en dissolució.

Relació entre solubilitat i producte de solubilitat

- Per calcular la solubilitat **a partir de les dades de K_s** :



- Per calcular K_s **a partir de les dades de solubilitat**:



$K_s = [A^{m+}]^n [B^{n-}]^m$ [A] i [B] són les concentracions en l'equilibri.

$Q = [A^{m+}]^n [B^{n-}]^m$ [A] i [B] són les concentracions en qualsevol instant.

- $Q < K_s \rightarrow$ **No es forma precipitat.** Si n'hi havia, es dissol.
- $Q = K_s \rightarrow$ Hi ha **equilibri**.
- $Q > K_s \rightarrow$ Es **formaria immediatament precipitat**.

Precipitarà o no precipitarà?

Producte de solubilitat

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

Si anomenen Q el producte de les concentracions dels ions presents en la dissolució en qualsevol situació, elevades als coeficients estequiomètrics corresponents:

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

Tres
situacions

$Q < K_s \longrightarrow$ No es forma precipitat

$Q = K_s \longrightarrow$ Situació d'equilibri

$Q > K_s \longrightarrow$ Es forma immediatament precipitat

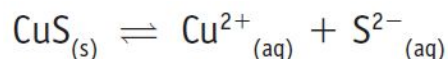
Efecte de l'ió comú

La **Ilei de Le Châtelier** afirma que si un sistema en equilibri rep una pertorbació exterior que modifica qualsevol dels factors que determinen l'equilibri, evoluciona desplaçant-se en el sentit que contraresta l'efecte de la pertorbació.

Per al cas d'una sal poc soluble en equilibri amb els seus ions, si hi afegim una dissolució d'una altra sal que tingui un **ió comú** amb la primera, es forma més precipitat, ja que l'equilibri es desplaça, d'acord amb la llei de Le Châtelier.

Exemple de l'efecte de l'ió comú

Partim de la reacció d'equilibri del sulfur de coure(II):



$$K_s = [\text{Cu}^{2+}][\text{S}^{2-}]$$

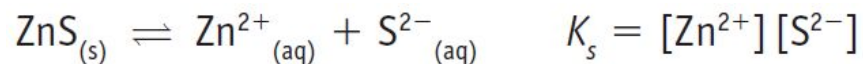
Si hi afegim una sal més soluble, CuSO_4 , augmenta la concentració de l'ió comú, Cu^{2+} , i per contrarestar la pertorbació exterior, el sistema evoluciona cap a la formació de la sal insoluble, CuS .

Efecte salí

L'**efecte salí** és un fenomen semblant, però invers, al de l'ió comú. Si a una dissolució saturada d'una sal insoluble hi afegim una dissolució d'un compost que tingui algun ió que pugui formar un precipitat amb algun ió d'aquesta sal, l'efecte serà la disminució de la concentració de l'ió en qüestió i, per tant, l'equilibri es desplaçarà dissolent més compost insoluble.

Exemple de l'efecte salí

Partim del supòsit que tenim una dissolució saturada de ZnS (sal insoluble) i hi afegim una dissolució de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Es formarà PbS, que precipitarà, i per tant, disminuirà la concentració de l'ió S^{2-} , la qual cosa provocarà que l'equilibri es desplaci i es dissolgui més ZnS.



La llei de Le Châtelier permet explicar el fenomen: el sistema contraresta la pertorbació provocada per un element exterior. Si disminueix la concentració d'un ió, el sistema respon desplaçant l'equilibri cap al sentit en què augmenta la formació d'aquest ió.

Precipitació fraccionada

La **precipitació fraccionada** és un mètode molt emprat en processos industrial i en les anàlisis químiques per separar uns ions determinats, mitjançant la seva precipitació, d'una dissolució en la qual hi ha diversos ions.

Exemple de precipitació fraccionada

Un exemple d'ús de la precipitació fraccionada és la separació dels ions sulfur i els ions carbonat d'una dissolució de concentració $1 \cdot 10^{-2}$ de cadascun dels ions.

Per dur a terme una precipitació fraccionada, ens hem de fixar en K_s . Per poder separar dos ions han de tenir uns valors numèrics de K_s molt diferents, perquè si no, precipitarien a la vegada.

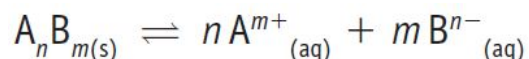
Per separar els ions sulfur dels ions carbonat, emprem el catió ferro(II), perquè forma sals insolubles amb tots dos ions, amb un valor de K_s prou diferent.

$$K_s(\text{FeCO}_3) = 2,1 \cdot 10^{-11} \quad K_s(\text{FeS}) = 1 \cdot 10^{-19}$$

Com que el FeS té un valor de K_s més petit, precipitarà primer.

Dissolució de precipitats

Per a un equilibri heterogeni general:



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

Podem desplaçar l'equilibri cap a la dissolució de precipitats de diverses maneres:

- Afegint-hi **dissolvent**.
Si afegim dissolvent, disminueix la concentració i, d'acord amb la llei de Le Châtelier, l'equilibri es desplaça cap a la formació de més ions, de manera que es dissol precipitat.
- Afegint-hi una dissolució que produeixi un altre compost.
Si hi afegim una dissolució que formi un altre compost, es produeix el fenomen de l'**efecte salí**.
- Afegint-hi una dissolució que formi un **complex**.
Un complex és una substància formada per un anió o un catió format per grups d'ions units a un àtom central, i un catió o anió complementari que dona neutralitat al compost.
Si un dels ions de la nostra dissolució inicial forma un complex amb un ió de la dissolució que hi afegim, disminueix la concentració del nostre ió inicial i, per compensar-ho, el sistema redissol precipitat.