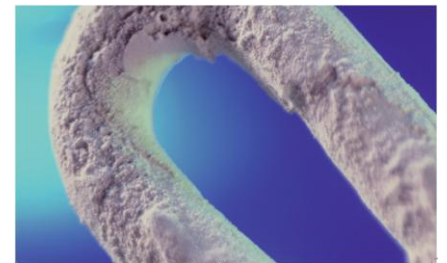


QUÍMICA 2 BATXILLERAT

Unitat 7

EQUILIBRIS IÒNICS HETEROGENIS



Equilibris heterogenis

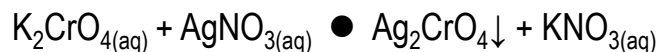
EQUILIBRIS HETEROGENIS estan formats per aquelles reaccions reversibles que es produeixen entre espècies que no es troben en el mateix estat físic.

Les concentracions de sòlids o líquids purs són constants; per tant, les incloem en la constant d'equilibri i no en l'expressió d'aquesta. Per exemple, la constant de l'equilibri:



Un exemple d'equilibri heterogeni és el que té lloc entre la fase sòlida i la fase en dissolució quan s'ha format un **precipitat**. Cal recordar que una **reacció de precipitació** és aquella en la qual ions de diferents dissolucions interaccionen per formar com a mínim un producte sòlid.

Quan en una reacció química es produeix un precipitat, això es representa escrivint una ↓ al costat de l'espècie que precipita. Per exemple:



Adreça on es poden treballar de forma on line algunes reaccions de precipitació
http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/crm3s2_3.swf

Solubilitat

Quan una substància es dissol diem que té lloc una **solvatació**. Segons la IUPAC, la solvatació és una interacció entre un solut i el dissolvent, que porta a l'estabilització del solut en la dissolució. Les forces atractives són del tipus ió-dipol o dipol-dipol. Aquest procés porta a que, cada ió o molècula de solut s'envolta d'un cert nombre de molècules orientades de dissolvent (aquest nombre s'anomena índex de solvatació i representa la mitjana de molècules que l'envolten).

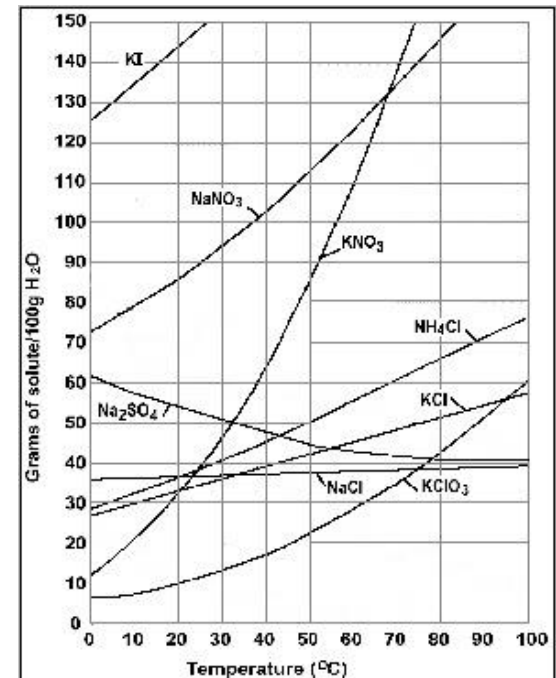
Quan el dissolvent que solvata és l'aigua parlem **d'hidratació** enlloc de solvatació.

- Una **substància és soluble** quan té una energia reticular que pot ser compensada amb una energia d'hidratació relativament gran.
- Una **substància és insoluble** quan té una energia reticular molt gran que no es compensa amb l'energia d'hidratació.

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

A cada temperatura s'estableix un **equilibri de solubilitat**.

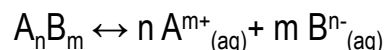
Experimentalment, es pot comprovar que, per a la majoria de les substàncies sòlides, a **més temperatura, més solubilitat**, i la dissolució també té lloc més ràpidament, tot i que hi ha excepcions com es pot observar en la gràfica adjunta.



Producte de solubilitat (I)

Quan un compost poc soluble es dissol en aigua, el compost es dissocia en els ions respectius però la dissolució se satura ràpidament, ja que, com que la sal és molt poc soluble, amb poca quantitat n'hi ha prou per arribar al nivell de saturació.

Quan s'assoleix aquesta saturació, es crea un equilibri entre els ions dissolts en l'aigua i el compost sòlid, que pel fet d'ocórrer en dues fases diferents és un equilibri heterogeni.



On C és el catió, A l'anió i m i n els seus coeficients estequiomètrics.

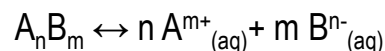
La constant d'aquest equilibri, que rep el nom de **PRODUCTE DE SOLUBILITAT (Ks o Kps)**, serà:

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

Relació entre solubilitat i producte de solubilitat:

Per una sal del tipus $A_n B_m$, tindrem que:

i les concentracions dels ions en l'equilibri seran:



ns ms (on s és la solubilitat en mol/L)

Si ara substituïm en l'expressió del producte de solubilitat tindrem:

$$K_s = [A^{m+}]^n [B^{n-}]^m = (ns)^n (ms)^m = n^n m^m s^{n+m}$$



Animació on es pot observar l'evolució de les concentració dels diferents ions en funció del producte de solubilitat del solut. Cal anar pressionant on diu "React".

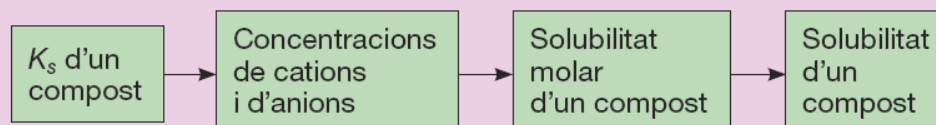
http://employees.oneonta.edu/viningwj/sims/solubility_product_constant_s.html

Producte de solubilitat (II)

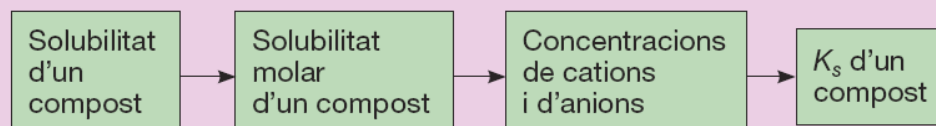
Passos per a resoldre problemes de solubilitat: 

Seqüència de passos

■ Per calcular la solubilitat a partir de les dades de K_s :



■ Per calcular K_s a partir de les dades de solubilitat:



Per conèixer si hem arribat o no a l'equilibri:

Per a una substància en general, el producte de solubilitat té l'expressió següent: $K_s = [A^{m+}]^n [B^{n-}]^m$

Si anomenen Q (producte iònic) el producte de les concentracions dels ions presents en la dissolució en qualsevol situació: $Q = [A^{m+}]^n [B^{n-}]^m$

Podem establir tres situacions diferents:

- $Q < K_s$ No hi ha equilibri i la solució encara no està saturada; per tant, no es forma precipitat. Si hi ha sòlid, es dissol.
- $Q = K_s$ Situació d'equilibri.
- $Q > K_s$ És un cas impossible en la realitat, perquè no poden coexistir les concentracions d'ions indicades. Es formaria immediatament precipitat fins a assolir l'equilibri.

Efecte de l'ió comú

EFFECTE DE L'ÍO COMÚ

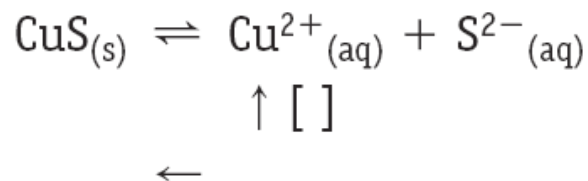
En els equilibris heterogenis també s'aplica la llei de Le Chatelier. Així, doncs, si tenim una sal poc soluble en equilibri amb els seus ions i hi afegim una dissolució d'una altra sal que tingui un ió comú amb la primera, es forma més precipitat, ja que el producte iònic (Q) es fa més gran que el producte de solubilitat (Ks) i l'equilibri es desplaça.

Si la concentració d'algunes de les espècies en equilibri augmenta o disminueix, segons el principi de Le Chatelier, el sistema evoluciona de manera que es contraresta la pertorbació.

Cal recordar que una addició d'una sal amb un ió comú no modifica el valor de Ks, perquè és una constant d'equilibri. Només es modifica el valor de les concentracions dels ions.

!

Efecte de l'ió comú:



Si augmenta $[\text{Cu}^{2+}]$, disminueix la solubilitat del CuS, perquè es forma més precipitat.

Animació que permet experimentar l'efecte de l'ió comú

http://employees.oneonta.edu/viningwj/sims/common_ion_effect_s1.html

Efecte salí

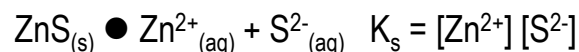
EFFECTE SALÍ

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 una disminució de la concentració de l'ió en qüestió i, per tant, l'equilibri es desplaçarà dissolent més compost insoluble.

És un efecte semblant, però invers, al de l'ió comú.

La llei de Le Chatelier explica aquest fenomen. El sistema contraresta la pertorbació. Així, doncs, una disminució de la concentració d'algun ió desplaça l'equilibri cap a la seva formació, i el precipitat insoluble es dissol fins que, en l'equilibri, les concentracions d'ions presents en la dissolució satisfan el producte de solubilitat.

Exemple:



Si $[\text{Zn}^{2+}] \downarrow$, com que $K_s = \text{ct} \rightarrow [\text{S}^{2-}] \uparrow \rightarrow$ augmenta la solubilitat del compost

Precipitació fraccionada i Dissolució de precipitats

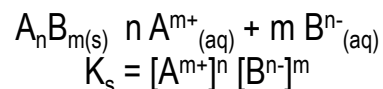
PRECIPITACIÓ FRACCIONADA O SELECTIVA

És un mètode de separació d'ions que estan en una mateixa dissolució. En realitat existeixen dues possibilitats:

- Afegir a la dissolució un ió per que precipiti amb un dels ions que vull separar, però no amb l'altre. Així, podem separar els ions que ens interessa mitjançant una filtració.
- L'altra possibilitat consisteix en afegir, poc a poc, una dissolució amb un altre ió que formi compostos insolubles amb els dos ions que volem separar. Es pot aconseguir la precipitació gairebé total d'un dels ions quan l'altre encara no ha començat a precipitar. Lògicament, els dos ions, han de tenir uns valors numèrics de K_s ben diferenciats, ja que, si no, precipitarien a la vegada.

DISSOLUCIÓ DE PRECIPITATS

Per a un equilibri heterogeni general de la forma:



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

- Afegint-hi dissolvent, de forma que disminuïm la concentració.
- Afegint-hi una dissolució que produeixi un altre compost (aplicació de l'efecte salí).
- Afegint-hi una dissolució que formi un complex (un complex és una substància, normalment iònica, constituïda 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 elèctrica al complex).