

Química 2n de Batxillerat

Reaccions de precipitació

Març de 2010

Solucions saturades. Solubilitat

- 1 En dissoldre una substància soluble en aigua, s'observa que arriba un moment en què la substància afegida ja no es dissol més. L'excés que no es dissol queda en fase sòlida. En aquest moment diem que la solució és **saturada**.
- 2 En una solució saturada el solut dissolt està en **equilibri** amb un excés de solut no dissolt en estat sòlid.
- 3 En haver-hi una fase sòlida i una fase líquida tenim un **equilibri heterogeni**.
- 4 S'anomena **solubilitat** d'una substància en un dissolvent determinat la seva concentració en dissolució saturada.
- 5 La solubilitat d'una substància sòlida o líquida en un dissolvent depèn de la temperatura. Com veurem a continuació en augmentar la Temperatura la solubilitat augmenta.

Solucions saturades. Solubilitat

Solubilitat, i Temperatura

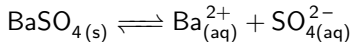
- 1 Des del punt de vista energètic la solució d'un compost iònic en aigua es pot imaginar dividit en dues etapes:
 - 1 Primera etapa.
 - S'ha de trencar el reticle cristal·lí, és a dir, els ions s'han de separar.
 - Cal donar energia al sistema per aconseguir-ho (=procés endotèrmic).
 - Aquesta energia s'anomena energia reticular.
 - En el cas del NaCl l'energia reticular val 788 kJ/mol .
 - 2 Segona etapa.
 - Els ions formats s'hidraten, és a dir s'envolten de molècules d'aigua.
 - Es tracta d'un procés exotèrmic.
 - En el cas del NaCl tenim $\Delta H_{\text{hidratació}} = -784 \text{ kJ/mol}$.
- 2 Com veiem, en el cas del NaCl el procés global (les dues etapes) és endotèrmic.
- 3 Per a la majoria de sals el procés també és endotèrmic, i per tant, tenint en compte el principi de Le Chatelier, en augmentar la temperatura, la solubilitat augmenta.

Compostos solubles i insolubles

- 1 De fet no hi ha substàncies totalment **solubles**, perquè la solubilitat sempre té un límit, ni substàncies totalment **insolubles**, perquè una mínima part sempre es dissol.
- 2 L'ús d'aquests termes, soluble i insoluble respon a una convenció (acord). En aquest sentit podem dir el següent:
 - Si la solubilitat d'un sòlid és superior a 10^{-1} mol/dm^3 es considera **soluble**.
 - Entre 10^{-1} mol/dm^3 i 10^{-3} mol/dm^3 és **lleugerament soluble**.
 - Entre 10^{-3} mol/dm^3 i 10^{-4} mol/dm^3 és **poc soluble**.
 - Per sota 10^{-4} mol/dm^3 es considera insoluble.

Equilibris amb sals poc solubles (I)

- 1 El sistema que volem estudiar és una solució saturada d'una substància poc soluble.
- 2 En concret busquem un model que ens permeti calcular la concentració de substància dissolta, és a dir la seva solubilitat.
- 3 Prendrem com exemple una solució saturada de sulfat de bari, BaSO_4 .
- 4 El sulfat de bari és un electròlit fort, és a dir, suposarem que tot el que es dissol es troba dissociat i per tant en l'equilibri entre la fase sòlida i la fase líquida tenim:



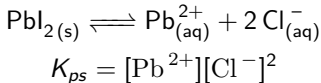
- 5 Arribats a aquest punt insistim en dos aspectes:
 - Es tracta d'un equilibri heterogeni, és a dir per unitat de temps passen tantes molècules de la fase sòlida a la líquida, com al revés.
 - La solució és molt diluïda, en ser el BaSO_4 molt poc soluble.

Equilibris amb sals poc solubles (II)

- 7 Tenint en compte que la concentració de la fase sòlida és constant, la constant d'equilibri s'escriu:

$$K_{ps} = [\text{Ba}_{(\text{aq})}^{2+}][\text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}]$$

- 7 La constant K_{ps} s'anomena producte de solubilitat i també es pot representar per K_s .
- 8 Un altre exemple seria:



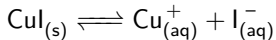
- 9 El producte de solubilitat és aplicable a les solucions d'electròlits forts molt poc solubles.
- 10 Quant més gran és el K_{ps} , més soluble és la substància.

Relació entre el K_{ps} i la solubilitat

Exemple de càlcul

A 25°C , calcula la solubilitat del iodur de coure (I), sabent que el producte de solubilitat val $K_{ps} = 5,1 \cdot 10^{-12}$.

L'equació que reflecteix l'equilibri de la solució saturada amb el sòlid és:



Per cada mol de CuI que es dissol apareix 1 mol de Cu^+ i 1 mol de I^- , per tant anomenant s a la solubilitat de la sal CuI, tindrem,

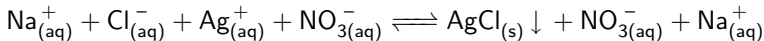
$$s = [\text{Cu}^+] = [\text{I}^-]$$

I per tant,

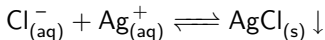
$$K_{ps} = [\text{Cu}^+][\text{I}^-] \implies 5,1 \cdot 10^{-12} = s^2 \implies s = 2,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

Reaccions de precipitació iònica

- Si a una solució de NaCl li afegim una altra de AgNO₃, obtenim una substància insoluble de color blanc. Aquest sòlid obtingut s'anomena **precipitat**.
- L'aparició d'un sòlid en un líquid rep el nom de **precipitació**.
- Expliquem què ha succeït en l'exemple exposat. El precipitat és AgCl que no és soluble. El nitrat de sodi sí que ho és.
- El que ha passat ho reflecteix la següent equació:



- Com podem veure hi ha alguns ions que no intervenen en el procés. Reben el nom de ions espectadors o contraions i en aquest cas ens referim a Na_(aq)⁺ i NO_{3(aq)}⁻. En realitat la reacció que té lloc és,



- Les reaccions de precipitació (**precipitació fraccionada**) i les de dissolució de precipitats s'utilitzen per separar i identificar substàncies.

Desplaçament dels equilibris de precipitació

En tractar-se d'un equilibri valen els principis generals estudiats en el tema d'equilibri químic (Principi de Le Chatelier).

- 1 **Efecte de la pressió.** En aquest tipus d'equilibri només solen intervenir sòlids i líquids, per tant, sempre que no intervinguin gasos la pressió no té cap efecte en l'equilibri.
- 2 **Efecte de la temperatura.** Com ja s'ha dit, el procés de dissolució és endotèrmic, per tant un augment de temperatura augmenta la solubilitat.
 - Ara bé, si les substàncies són molt insolubles, l'efecte és insignificant.
 - La sal PbCl_2 és una excepció en augmentar la solubilitat amb la temperatura considerablement.
- 3 **Efecte de l'ió comú.** Si volem dissoldre una sal insoluble en una solució que ja conté un dels ions de la sal, la solubilitat disminueix.