

EQUILIBRIOS DE SOLUBILIDADE

1ª) SOLUBILIDADE.

Unha disolución é unha mestura de dous ou máis compoñentes nunha ou máis fases. Por regra xeral, a disolución está formada por un ou máis **solutos** e un **disolvente**. Os solutos máis habituais son sustancias sólidas ou líquidas, mentres que o disolvente habitual é a auga. O fenómeno da solubilidade dunha sustancia nun disolvente débese á súa maior estabilidade enerxética, é dicir, ao disolver un soluto nun disolvente prodúcese un desprendimento de enerxía, facilitando a estabilidade da sustancia.

Primeiramente hai que vencer a **enerxía reticular** que mantén aos ións colocados na rede cristalina aportando unha certa cantidade de enerxía. Ésta enerxía procede en parte da **enerxía de hidratación** dos ións, aínda que non é suficiente (na maioría dos casos a enerxía de hidratación dos ións é menor que a enerxía reticular, é dicir, a disolución é un proceso endotérmico $H > 0$). Pero ao disolverse a sustancia, os ións repartense pola disolución aumentando a entropía do sistema ($S > 0$) favorecendo a disolución do soluto.

Temos así dous factores opostos que xogan no proceso de disolución: entalpía positiva (desfavorece o proceso de disolución) e entropía positiva (favorece o proceso de disolución)

En función da cantidade de soluto presente na disolución podemos facer a seguinte clasificación:

- **disolucións diluídas** nas que a proporción de soluto é baixa
- **disolucións concentradas** nas que a proporción de soluto é alta
- **disolucións saturadas** nas que xa non se admite máis soluto

As disolucións a estudar neste tema son as disolucións saturadas

Á concentración dunha disolución saturada chámasele **solubidade S**, que está en función da T^a :

- se a T^a aumenta, aumenta a solubidade, é dicir, disólvese máis soluto
- se a T^a diminúe, diminúe a solubidade, é dicir, disólvese menos soluto

As unidades de solubidade son dúas: $\frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$ ou $\frac{\text{gramos de soluto}}{\text{litros de disolución}}$

As sustancias a estudar neste tema son as sales pouco solubeis, que poseen altas enerxías reticulares e baixas enerxías de hidratación, facendo dificultoso o proceso de disolución. Por regra xeral, considérase que unha sal é insolúbel se se dissolve menos do 1%. As sales insolubeis soen ser de tipo covalente, aínda que hai sales iónicas isolubeis, pero son as menos.

Exemplos de sales pouco solubeis son: AgCl, AgBr, AgI, Al(OH)₃, BaCO₃, BaSO₄, CaCO₃, CuS, Fe(OH)₃, HgS, Mg(OH)₂, PbSO₄, ZnS, ZnSO₄,

Unha disolución de sales pouco solubeis pode obterse de dous xeitos:

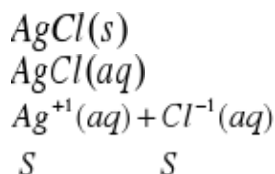
- collendo unha sal e disolvendoa en auga: BaSO₄, AgCl,
- mesturando dúas disolucións que den a sal pouco solúbel

2ª) EQUILIBRIO DE SOLUBILIDADE. PRODUCTO DE SOLUBILIDADE.

Ao estudar sales pouco solubeis, teremos un equilibrio químico de disolución moi pouco desprazado hacia a dereita, o que indica a dificultade para disolver a esa sustancia.

–Aplicando os conceptos de equilibrio a un exemplo moi estudado e coñecido como é a disolución da sal AgCl, teremos:

A sal AgCl é unha sal pouco solúbel que en disolución saturada con auga da o seguinte equilibrio:



A maior dificultade está en que o AgCl en fase sólida pase a fase acuosa. Esa pouca cantidade que o fai disóciase completamente nos ións Ag⁺¹ e Cl⁻¹

Aplicando o concepto de constante de equilibrio teremos:

$$K = \frac{[Ag^{+1}][Cl^{-1}]}{[AgCl]}$$

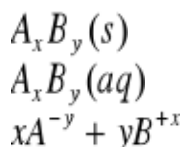
$$! K[AgCl] = [Ag^{+1}][Cl^{-1}]$$

e tendo en conta que $[AgCl] \text{ cte.}$

podemos escribir: $K[AgCl] \text{ cte.} = K_{PS} = \text{producto de solubilidad}$

$$K_{PS} = [Ag^{+1}][Cl^{-1}] = S.S = S^2$$

–Os conceptos anteriores xeralízanse para o caso dunha sal do tipo **A_xB_y**:



S x.S y.S

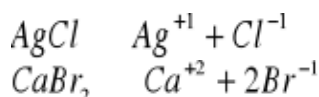
Se só se dissolve unha cantidade S de sal (que é a solubilidad), ao ser pequena, disóciase totalmente nos ións A^{-y} e B^{+x}. Usando o concepto de producto de solubilidad definido anteriormente:

$$K_{PS} = [A^{-y}]^x [B^{+x}]^y$$

$$! K_{PS} = (x.S)^x . (y.S)^y$$

Os valores de **KPS** son moi pequenos (menores de 10⁻⁵), e así os valores de **S** tamén serán moi pequenos.

Algúns exemplos:





S S S 2S S 3S

$$K_{PS} = [Ag^{+1}].[Cl^{-1}]$$

$$K_{PS} = [Ca^{+2}].[Br^{-1}]^2$$

$$K_{PS} = [Al^{+3}].[OH^{-1}]^3$$

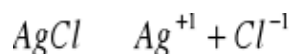
$$K_{PS} = S.S = S^2$$

$$K_{PS} = S.(2S)^2 = 4.S^3$$

$$K_{PS} = S.(3S)^3 = 27.S^4$$

3ª) CONDICIÓN DE PRECIPITACIÓN.

Ao ser pouco solubeis estas sales, poden precipitar na disolución. Imos a analizar as diferentes posibilidades estudando o caso da sal AgCl



!

Nunha disolución poden ocorrer tres posibilidades:

- $K_{PS} > [Ag^{+1}].[Cl^{-1}]$
non se acada a saturación da disolución e non se forma precipitado de AgCl, é dicir, a pouca sal que hai na disolución está disolta e disocida.
- $[Ag^{+1}].[Cl^{-1}] = K_{PS}$
teremos unha disolución saturada, é dicir, está no límite sen chegar a precipitar a sal. Si se engade un pouco máis de sal á disolución, ésta empeza a precipitar.
- $K_{PS} < [Ag^{+1}].[Cl^{-1}]$
disolución sobresaturada, o equilibrio está roto e precipita AgCl ata que se volva a restablecer o equilibrio.

4ª) DESPLAZAMIENTO DO EQUILIBRIO DE SOLUBILIDADE.

Ao disolver unha sal pouco solúbel, fórmase un equilibrio que ven dado pola constante **KPS**. Ás veces interesa modificar este equilibrio para aumentar ou disminuir a solubilidade da sal. Isto pódese facer usando tres métodos: *efecto do ión común*, *disolución do precipitado* e *formación de ións complexos*.

a) Efecto do ión común: supoñendo que na disolución temos o equilibrio dunha sal pouco solúbel, se agora engadimos outra sal que posea un ión común, o equilibrio de solubilidade vai ser modificado. Aplicando isto ao exemplo do AgCl teremos:

- inicialmente está o equilibrio de solubilidade do AgCl: