

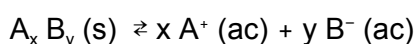
Dpto. de Física e Química	Equilibrios de solubilidade	IES Castro Alobre Vilagarcía de Arousa
---------------------------	-----------------------------	---

Precipitados e equilibrios de solubilidade

Cando dicimos que unha substancia é insolúbel na auga, realmente queremos expresar que a súa solubilidade é moi pequena, xa que todas as substancias se disolven (aínda que a súa solubilidade sexa practicamente nula) até que a disolución se satura.

Polo tanto, no caso de sales pouco solúbeis, unha pequena parte encóntrase dissociada nos seus ións, mentres que a maior parte permanece en estado sólido, **establecéndose un equilibrio dinámico entre a parte disolta e a fase sólida ou precipitado.**

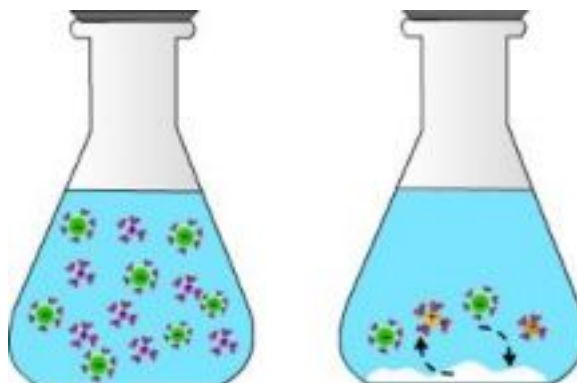
Para un equilibrio xeral do tipo:



Podemos escribir a expresión da constante de equilibrio correspondente que se reducirá ao produto das concentracións dos ións en disolución.

A constante para este tipo de equilibrios recibe o nome de **constante do produto de solubilidade** ou, simplemente, **produto de solubilidade**:

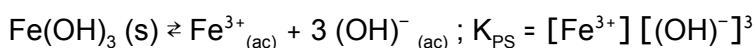
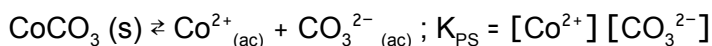
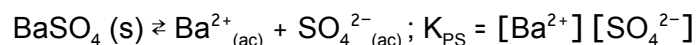
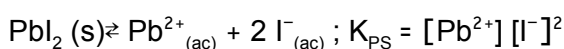
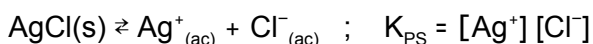
$$K_{PS} = [A^+]^x [B^-]^y$$



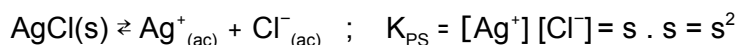
Esquerda: os sales solúbeis na auga están totalmente dissociados nos seus ións que permanecen en disolución rodeados de moléculas do disolvente (solvatación).

Dereita: os sales considerados insolúbeis disóciáanse nos seus ións moi pouco. Entre a fase disolta (ións) e a fase sólida (precipitado) establécese un equilibrio dinámico.

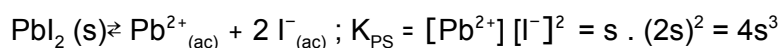
Exemplos:



A constante do produto de solubilidade pódese relacionar facilmente coa **solubilidade**⁽¹⁾ dos compostos. Se supomos que a solubilidade do AgCl é **s** (moles/L), podemos escribir:



Analogamente:



(1) Denóminase **solubilidade dunha substancia** a máxima cantidade que se pode disolver en determinado volume de disolvente á temperatura considerada. Normalmente exprésase en g substancia/mL de disolución

A constante de solubilidade está relacionada coas concentracións máximas dos ións en disolución, de tal maneira que se definimos (de forma análoga a como se fixo no tratamento da constante de equilibrio) un produto de concentracións (**produto iónico**) análogo ao produto de solubilidade, pero con concentracións que **non** sexan as correspondentes ao equilibrio:

$$Q = [A^+]_0^x [B^-]_0^y$$

comparando Q con K_{PS} podemos determinar se existirá precipitación ou non:

Se $Q < K_{PS}$ **Non habrá precipitado**. A disolución non está saturada e pode disolver máis composto.

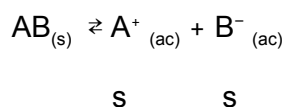
Se $Q = K_{PS}$ **A disolución está saturada**.

Se $Q > K_{PS}$ **Estamos por riba do punto de saturación da disolución**. Só se disolverá substancia até que a disolución se sature. O resto depositarase no fondo .

Efecto do ión común

O efecto do ión común é un caso concreto do principio de Le Chatelier, aplicado aos equilibrios de solubilidade. Como sabemos, este principio establece que, se se presenta unha perturbación externa sobre un sistema en equilibrio, o sistema se reaxustará de tal maneira que contrarreste a perturbación.

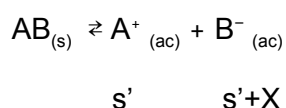
No caso que nos ocupa, se temos un equilibrio entre un sal AB e os seus ións e chamamos **s** a solubilidade, en mol/L, teremos:



$$K_{PS} = [A^+] [B^-] = s \cdot s = s^2$$

Se agora engadimos unha cantidade elevada dun dos ións, A^+ ou B^- , engadindo un outro sal que conteña este ión e que teña unha solubilidade maior, poderemos comprobar, segundo marca o principio de Le Chatelier, que o equilibrio se despraza cara á esquerda -facendo reaccionar o exceso de ión que vimos de engadir- o que implicará unha diminución na solubilidade do sal inicial por efecto do ión común.

Supondo que o ión engadido foi B^- :



$$K_{PS} = [A^+] [B^-] = s' \cdot (s'+X)$$

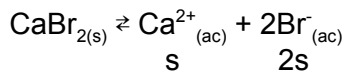
Exemplo (ABAU Set 2020)

1. A 25 °C a solubilidade en auga do bromuro de calcio é $2,0 \cdot 10^{-4}$ M.

1.1. Calcule Kps para o sal á devandita temperatura.

1.2. Calcule a solubilidade do CaBr_2 nunha disolución acuosa 0,10 M de NaBr considerando que este sal está totalmente dissociado.

1.1.

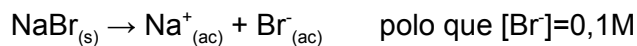


$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{Br}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (2,0 \cdot 10^{-4})^3 = 3,2 \cdot 10^{-11}$$

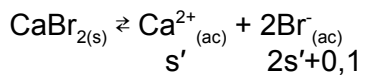
1.2.

Por efecto do ión común, neste caso o ión bromuro, a solubilidade do CaBr_2 será notabelmente inferior.

Tendo en conta que o bromuro de sodio está totalmente dissociado:



Así que o equilibrio quedará:



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{Br}^{-}]^2 = s' \cdot (2s' + 0,1)^2 \approx s' \cdot (0,1)^2 \rightarrow s' = K_{ps} / (0,1)^2 = 3,2 \cdot 10^{-11} / (0,1)^2 = 3,2 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$