

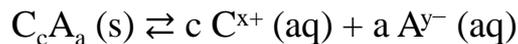
Equilíbrio químico e solubilidade de sais



Equilíbrio químico e solubilidade de sais

Produto de solubilidade

Quando se atinge o ponto de saturação de um sal num determinado solvente, é estabelecido um **equilíbrio químico heterogéneo** entre o sal (fase sólida) e os seus iões (na fase aquosa):



A este equilíbrio chama-se **equilíbrio de solubilidade**, e a constante de equilíbrio passa a ser chamada **produto de solubilidade**, K_s .

O produto de solubilidade é igual ao produto das concentrações dos iões na solução saturada, elevadas aos coeficientes estequiométricos da reação do equilíbrio:

$$K_s = [C^{x+}]_{eq}^c [A^{y-}]_{eq}^a$$

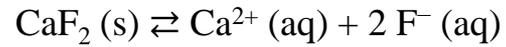
Não tem unidade.

A constante de solubilidade só depende da temperatura.

Equilíbrio químico e solubilidade de sais

Produto de solubilidade

Exemplo: dissolução do fluoreto de cálcio,



$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]_{\text{eq}} [\text{F}^{-}]_{\text{eq}}^2$$

Equilíbrio químico e solubilidade de sais

Produto de solubilidade

A constante de equilíbrio representa a extensão do sentido direto desse equilíbrio...

Produtos de solubilidade baixos são representativas de sais menos solúveis!

Produtos de solubilidade altos são representativos de sais mais solúveis!

...mas pode não haver relação direta entre produto de solubilidade e solubilidade!

Produtos de solubilidade (solução aquosa, 25 °C)		
Substância	Fórmula	K_s
Carbonato de lítio	Li_2CO_3	$2,5 \times 10^{-2}$ [1]
Carbonato de magnésio	MgCO_3	$3,5 \times 10^{-8}$ [1]
Cloreto de chumbo (II)	PbCl_2	$1,5 \times 10^{-5}$ [1]
Fluoreto de bário	BaF_2	$1,7 \times 10^{-6}$ [1,2]
Fluoreto de lítio	LiF	$1,7 \times 10^{-3}$ [1]
Hidróxido de alumínio	Al(OH)_3	$2,7 \times 10^{-32}$ [1]
Hidróxido de cálcio	Ca(OH)_2	$7,9 \times 10^{-6}$ [1,2]
Hidróxido de magnésio	Mg(OH)_2	$9,0 \times 10^{-12}$ [1]
Iodeto de chumbo	PbI_2	$8,0 \times 10^{-9}$ [1]
Sulfato de estrôncio	SrSO_4	$3,2 \times 10^{-7}$ [1]
Sulfato de prata (I)	Ag_2SO_4	$1,5 \times 10^{-5}$ [1]
Sulfito de bário	BaSO_3	$8,0 \times 10^{-7}$ [1,2]
Sulfureto de zinco	ZnS	$2,0 \times 10^{-25}$ [1]

Fonte:

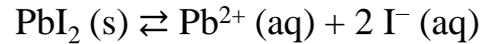
[1] J. Magalhães, *Elementos 11º ano*, Santillana, Carnaxide, 2008.

[2] T. S. Simões, M. A. Queirós, M. O. Simões, *Química em Contexto - Livro de Actividades*, Porto Editora, Porto, 2004.

Equilíbrio químico e solubilidade de sais

Cálculo da solubilidade

Exemplo:



$[\]_{\text{inicial}}$

0

0

$[\]_{\text{final}}$

s

$2 s$

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]^2$$

$$K_s = s (2 s)^2$$

$$K_s = 4 s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$



$$\begin{aligned} [\text{Pb}^{2+}] &= s \\ [\text{I}^{-}] &= 2 s \end{aligned}$$

Equilíbrio químico e solubilidade de sais

Cálculo da solubilidade

A comparação de solubilidade de diferentes substâncias pode ser realizada através:

Do valor do K_s , mas apenas para os casos em que a estequiometria dos iões é semelhante;

Do valor de s , nos restantes casos.

Equilíbrio químico e solubilidade de sais

Quociente da reação

O **quociente da reação**, Q_c , é o produto das concentrações dos iões presentes numa solução, elevadas aos coeficientes estequiométricos da equação de dissolução.

$$Q_c = [C^{x+}]^c [A^{y-}]^a$$

Equilíbrio químico e solubilidade de sais

Formação de precipitados

Comparando o valor de Q_c com o valor de K_s , se:

$Q_c < K_s$ – a solução é **insaturada**, não há formação de precipitado;

$Q_c = K_s$ – a solução está **saturada**;

$Q_c > K_s$ – a solução está **sobressaturada**, há **formação de precipitado** do sal até que $Q_c = K_s$.



Equilíbrio químico e solubilidade de sais

Bibliografia

C. C. Silva, C. Cunha, M. Vieira, *Eu e a Química 11*, Porto Editora, Porto, 2016.

J. Paiva, A. J. Ferreira, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, *Novo 11Q*, Texto Editores, Lisboa, 2016.

D. reger, S. Goode, E. Mercer, *Química: Princípios e Aplicações*, 2ª edição, Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, 2010.