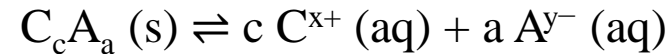


# Equilíbrio químico e solubilidade de sais



## Produto de solubilidade, $K_s$

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):



No sentido direto há dissolução.

No sentido inverso há precipitação.

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:**

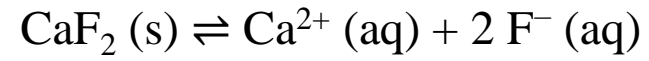
$$K_s = [C^{x+}]_{eq}^c [A^{y-}]_{eq}^a$$

Não tem unidade.

**A constante de solubilidade só depende da temperatura.**

## Produto de solubilidade

Exemplo: dissolução do fluoreto de cálcio,



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

## 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	$\text{Li}_2\text{CO}_3$	$2,5 \times 10^{-2}$ [1]
Carbonato de magnésio	$\text{MgCO}_3$	$3,5 \times 10^{-8}$ [1]
Cloreto de chumbo (II)	$\text{PbCl}_2$	$1,5 \times 10^{-5}$ [1]
Fluoreto de bário	$\text{BaF}_2$	$1,7 \times 10^{-6}$ [1,2]
Fluoreto de lítio	$\text{LiF}$	$1,7 \times 10^{-3}$ [1]
Hidróxido de alumínio	$\text{Al(OH)}_3$	$2,7 \times 10^{-32}$ [1]
Hidróxido de cálcio	$\text{Ca(OH)}_2$	$7,9 \times 10^{-6}$ [1,2]
Hidróxido de magnésio	$\text{Mg(OH)}_2$	$9,0 \times 10^{-12}$ [1]
Iodeto de chumbo	$\text{PbI}_2$	$8,0 \times 10^{-9}$ [1]
Sulfato de estrôncio	$\text{SrSO}_4$	$3,2 \times 10^{-7}$ [1]
Sulfato de prata (I)	$\text{Ag}_2\text{SO}_4$	$1,5 \times 10^{-5}$ [1]
Sulfito de bário	$\text{BaSO}_3$	$8,0 \times 10^{-7}$ [1,2]
Sulfureto de zinco	$\text{ZnS}$	$2,0 \times 10^{-25}$ [1]

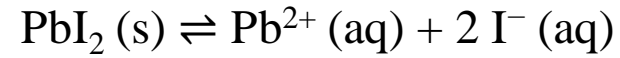
Fonte:

[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.

## Cálculo da solubilidade

Exemplo:



[ ]<sub>inicial</sub>

0            0

[ ]<sub>final</sub>

s            2 s

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

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

$$K_s = 4 s^3$$

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



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

## 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.

## 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.

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

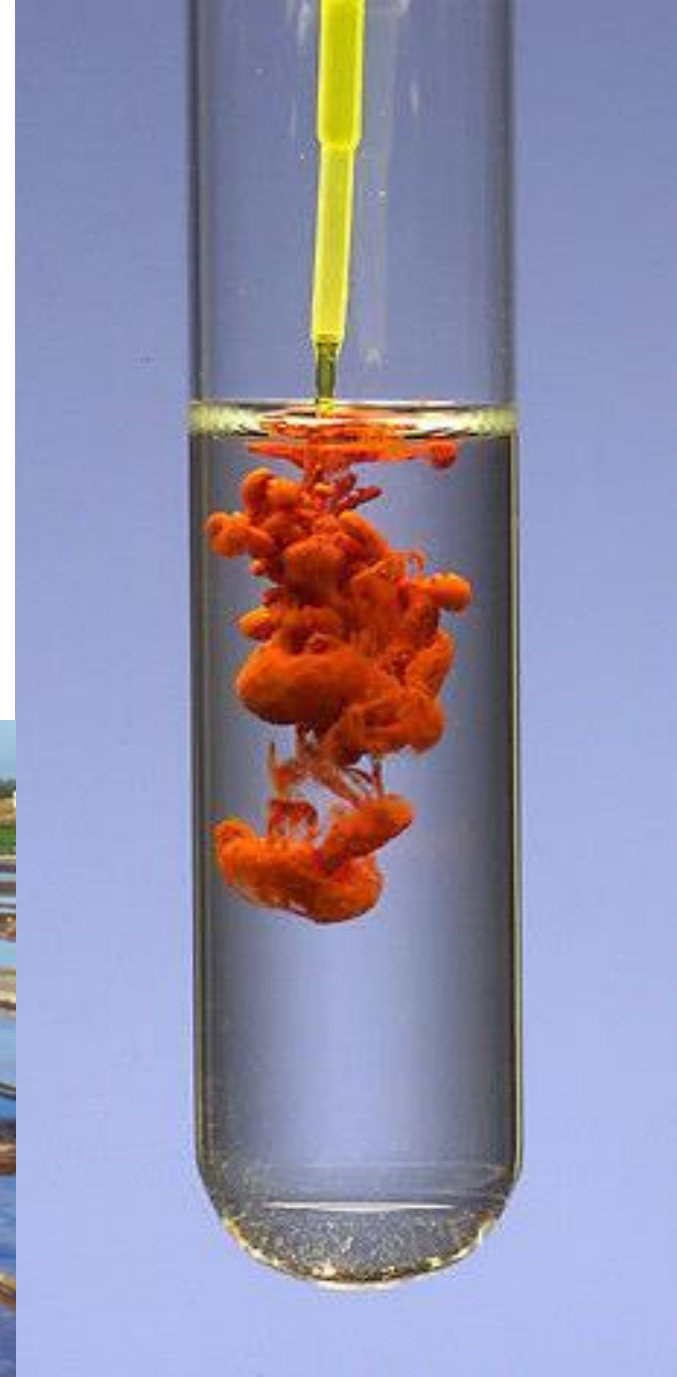
## Como prever a formação de precipitados

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  $Q_c$  baixe para o valor  $K_s$ .





## **Bibliografia**

- C. C. Silva, C. Cunha, M. Vieira, "Eu e a Química 11", Porto Editora, Porto, 2016.
- D. Reger, S. Goode, E. Mercer, "Química: Princípios e Aplicações", 2ª edição, Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, 2010.
- J. Paiva, A. J. Ferreira, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, "Novo 11Q", Texto Editores, Lisboa, 2016.