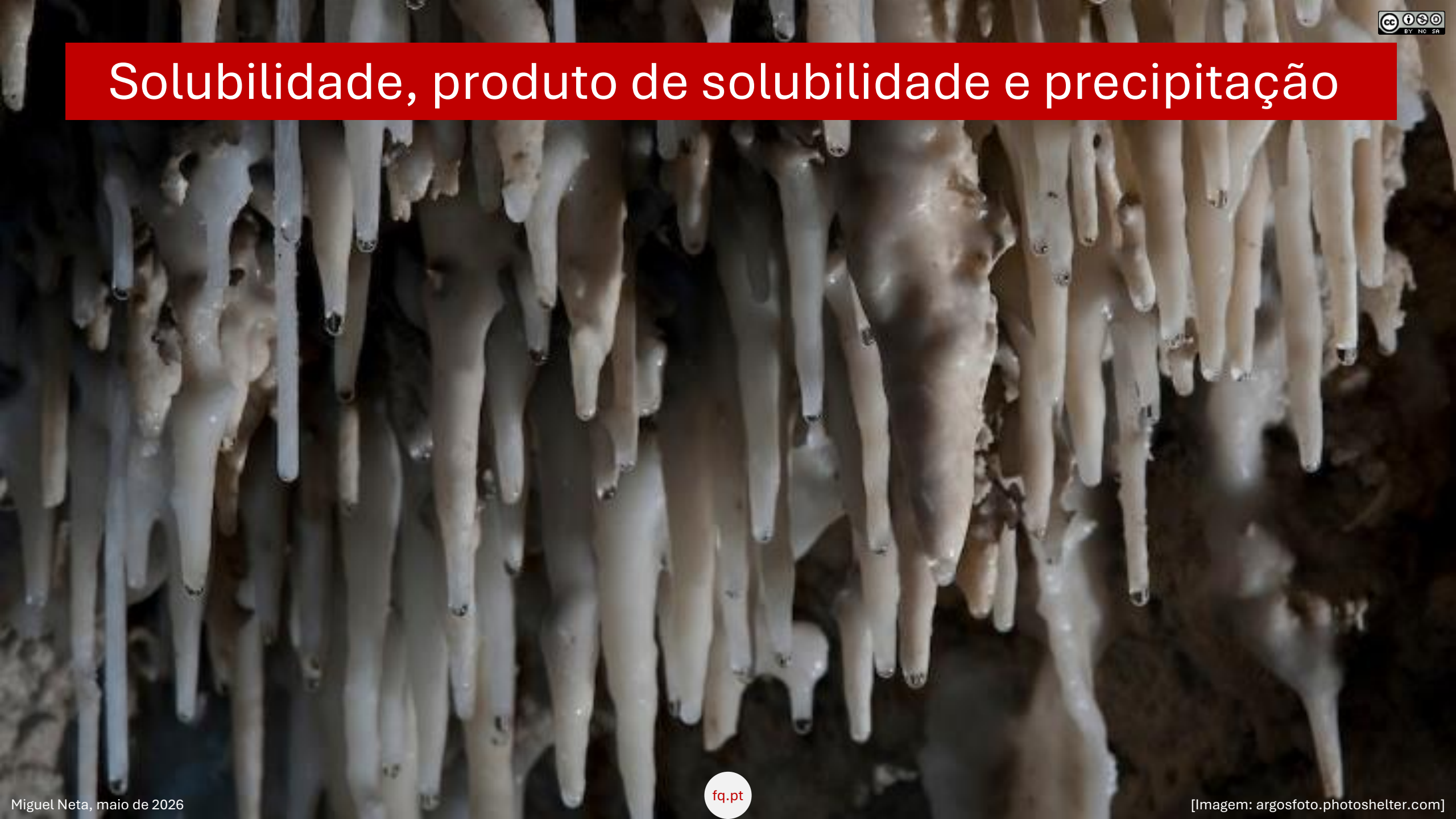


Solubilidade, produto de solubilidade e precipitação



Essencial

- Interpretar equilíbrios de solubilidade, relacionando a solubilidade com a constante de produto de solubilidade.
- Avaliar se há formação de um precipitado, com base nas concentrações de íons presentes em solução e nos valores de produtos de solubilidade, classificando as soluções de um dado soluto em não saturadas, saturadas e sobressaturadas.

Palavras-chave

- Solubilidade.
- Solução insaturada.
- Solução saturada.
- Solução sobressaturada.
- Produto de solubilidade.
- Precipitação.



Solubilidade, s

A capacidade da água dissolver solutos não é infundável!

Solubilidade

A solubilidade, s , de um soluto num solvente, a uma certa temperatura, é a quantidade desse soluto que é possível dissolver numa determinada quantidade de solvente, até atingir uma solução saturada.

Normalmente é expressa em massa de soluto (em g) por 100 g de solvente, ou em mol dm^{-3} .

Solubilidade, s

São muito solúveis

(solubilidade $> 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$, a 25°C)

- Sais de metais alcalinos e de amônio;
- Sais contendo os iões nitrato, clorato, nitrito, perclorato e permanganato;
- Hidróxidos de metais alcalinos e de bário;
- Cloretos, brometos, iodetos (exceto os de cobre, prata, mercúrio e chumbo);
- Sulfatos (exceto os de cálcio, prata, bário, estrôncio, chumbo e mercúrio);
- Acetatos (exceto os de prata e de mercúrio).

Sais pouco solúveis ou insolúveis:

(solubilidade $< 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$, a 25°C)

- Maioria dos hidróxidos (exceto os referidos anteriormente);
- Carbonatos, cromatos, sulfitos, sulfuretos, fosfatos, fosfitos (exceto os de metais alcalinos e de amônio).

Tipos de soluções

Quando dissolvemos um soluto num solvente podemos ter 3 tipos de solução:

Solução insaturada

Quando a uma determinada temperatura, **ainda é possível dissolver mais** soluto nessa solução.

A **concentração do soluto é inferior ao valor da solubilidade, s .**

Solução saturada

Quando a uma determinada temperatura, **não é possível dissolver mais** soluto nessa solução.

É uma situação de **equilíbrio dinâmico heterogéneo** com trocas recíprocas entre os iões da rede cristalina e a solução.

A **concentração do soluto é igual ao valor da solubilidade, s .**

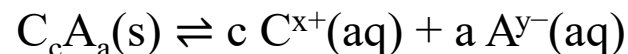
Solução sobressaturada

Quando a uma determinada temperatura, **há mais soluto dissolvido do que é normalmente possível.**

A **concentração do soluto é superior ao valor da solubilidade, s .**

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:

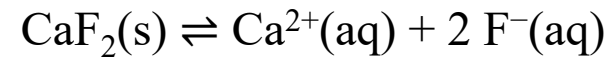
$$K_s = [C^{x+}]_{eq}^c [A^{y-}]_{eq}^a$$

Não tem unidade.

A constante de solubilidade só depende da temperatura.

Produto de solubilidade, K_s

Exemplo: dissolução do fluoreto de cálcio,



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

$$\begin{array}{l} \text{Se} \quad [\text{Ca}^{2+}]_{\text{eq}} = s \\ \quad \quad [\text{F}^{-}]_{\text{eq}} = 2s \end{array}$$

$$\text{então} \quad K_s = s (2s)^2 = 4s^3$$

Produto de solubilidade, K_s

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	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$2,7 \times 10^{-32}$ [1]
Hidróxido de cálcio	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$7,9 \times 10^{-6}$ [1,2]
Hidróxido de magnésio	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$9,0 \times 10^{-12}$ [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.

Cálculo da solubilidade a partir do produto de solubilidade

Exemplo:



$[\text{I}^{-}]_{\text{inicial}}$

0

0

$[\text{I}^{-}]_{\text{final}}$

s

$2s$

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

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

$$K_s = 4s^3$$

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



$$s = 1,26 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$



$$[\text{Pb}^{2+}] = s = 1,26 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{I}^{-}] = 2s = 2,52 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

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.

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

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;

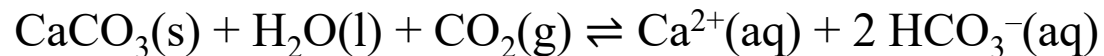
$Q_c = K_s$ – a solução está **saturada**;

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



Formação de grutas, estalactites e estalagmites

Estes fenómenos acontecem em zonas de **rochas calcárias**, constituídas por **muito CaCO_3** , podendo ocorrer o seguinte equilíbrio:



Grutas

Em profundidade, a solubilidade do CO_2 aumenta, deslocando o equilíbrio no sentido direto, provocando a dissolução do carbonato de cálcio.

Há o aparecimento de grutas!

Estalactites e estalagmites

Com a infiltração de água nas grutas, há aparecimento de Ca^{2+} e de HCO_3^{-} , resultantes de dissolução das rochas calcárias. Devido à evaporação de água, e à baixa pressão de CO_2 , o equilíbrio é deslocado no sentido inverso.

Há aparecimento de precipitado: estalactites e estalagmites.





[Gruta de Vale Telheiro]



[Gruta de Vale Telheiro]



[Gruta de Vale Telheiro]



[Gruta de Vale Telheiro]

Essencial

- Interpretar equilíbrios de solubilidade, relacionando a solubilidade com a constante de produto de solubilidade.
 - Avaliar se há formação de um precipitado, com base nas concentrações de iões presentes em solução e nos valores de produtos de solubilidade, classificando as soluções de um dado soluto em não saturadas, saturadas e sobressaturadas.
-

Palavras-chave

- Solubilidade.
 - Solução insaturada.
 - Solução saturada.
 - Solução sobressaturada.
 - Produto de solubilidade.
 - Precipitação.
-

Bibliografia

- “Aprendizagens Essenciais – Física e Química A – 11º ano”, Ministério da Educação, 2018.
- 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.
- J. Paiva, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, “11 Q – Física e Química A – Química”, Texto Editores, Lisboa, 2022.
- C. C. Silva, C. Cunha, “Química em Reação 11”, Porto Editora, Porto, 2022.