



# Solubilidade e produto de solubilidade

## Essencial

- Interpretar equilíbrios de solubilidade, relacionando a solubilidade com a constante de produto de solubilidade.
- Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, o efeito do íão-comum na solubilidade de sais em água.

## Palavras-chave

- Solubilidade.
- Produto de solubilidade.
- Efeito do íão comum.



## Concentração de soluções

**Solução insaturada** - quando a uma determinada temperatura, ainda é possível dissolver mais soluto nessa solução.

**Solução saturada** - quando a uma determinada temperatura, não é possível dissolver mais soluto nessa solução.

Atinge-se uma situação de **equilíbrio dinâmico heterogêneo** - há trocas recíprocas entre os íons da rede cristalina e a solução.

**Solução sobressaturada** - quando a uma determinada temperatura, há mais soluto dissolvido do que é normalmente possível.

Exemplo: a 20 °C, só é possível dissolver 26 g de NaCl em 100 g de água (solução saturada).

a 20 °C, uma solução com 20 g de NaCl em 100 g de água é uma solução insaturada.

## Solubilidade, $s$

**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.**

Unidade SI: mol dm<sup>-3</sup> ou mol L<sup>-1</sup>, embora também possa ser expressa noutras unidades.

$$s = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

$$c = \frac{m_{\text{soluto}}}{100 \text{ g de solvente}}$$

## Solubilidade

A regra geral é que **semelhante dissolve semelhante**.

Um **líquido constituído por moléculas polares** (por exemplo a água) é o **melhor solvente para** substâncias cujas unidades estruturais sejam **moléculas polares e iões**.

Um **líquido constituído por moléculas apolares** (por exemplo o tetracloroetano,  $\text{Cl}_2\text{C}=\text{CCl}_2$ , usado na lavagem a seco) **dissolve bem** compostos de **moléculas apolares** como  $\text{C}_6\text{H}_{14}$  (gordura).

## Solubilidade

A maior ou menor solubilidade de sais em água depende de 3 fatores:

1. Forças de **atração** entre **moléculas de água** e **iões** do sólido.
2. Forças de **atração** entre as **cargas opostas dos iões** no sólido.
3. Forças de **atração** entre as **moléculas de água**.

Se predominar a força 1 o sal é muito solúvel em água.

Se predominarem as forças 2 e 3 a solubilidade do sal em água é pequena.

## Solubilidade

### São muito solúveis

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

- 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  $25 \text{ }^{\circ}\text{C}$ )

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

## Efeito da temperatura na solubilidade

### Solutos sólidos

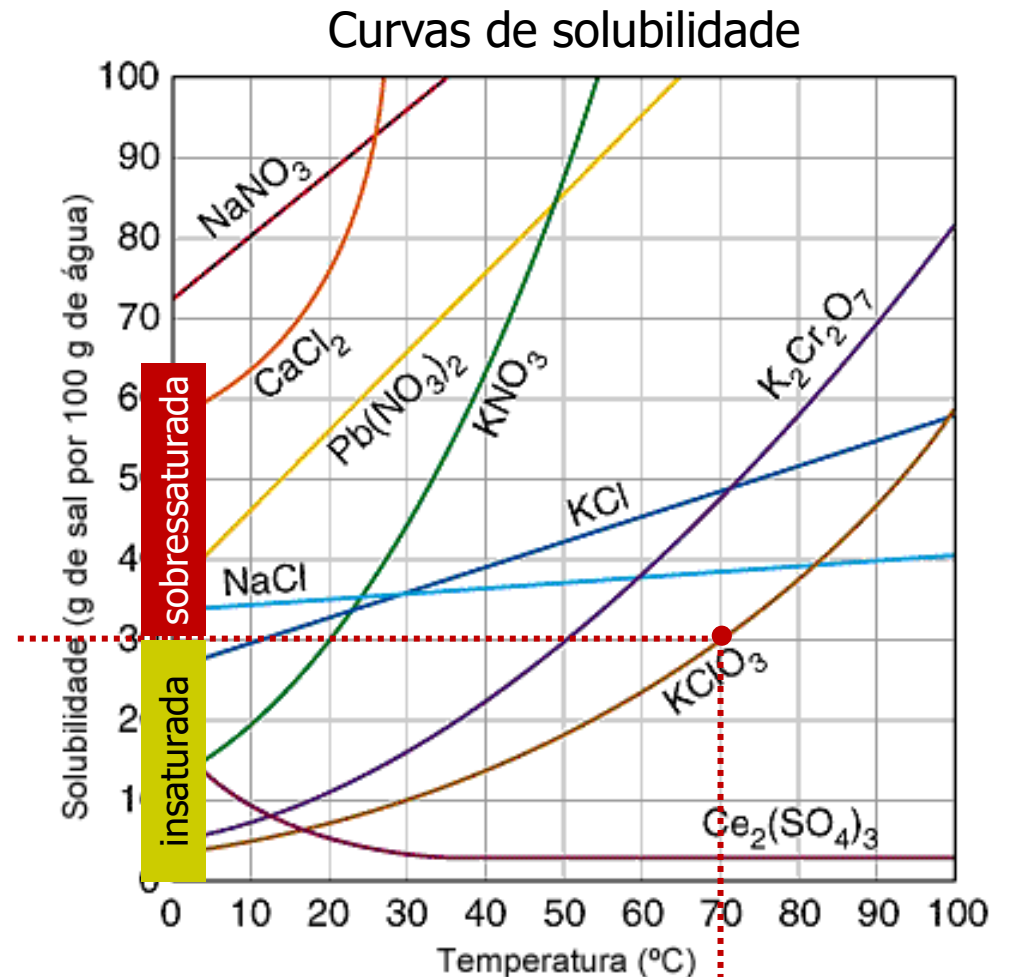
A **solubilidade**, normalmente,  **aumenta com a temperatura**.

Pela curva de solubilidade é possível consultar a quantidade de soluto que provoca a saturação de uma solução, a determinada temperatura.

Exemplo:  $\text{KClO}_3$  em água a  $70^\circ\text{C}$ , só é possível dissolver 30 g de  $\text{KClO}_3$  em 100 g de água.

Nas **dissoluções endotérmicas**, o aumento da temperatura aumenta o valor da solubilidade do sal, s.

Nas **dissoluções exotérmicas**, o aumento da temperatura diminui o valor da solubilidade do sal, s.



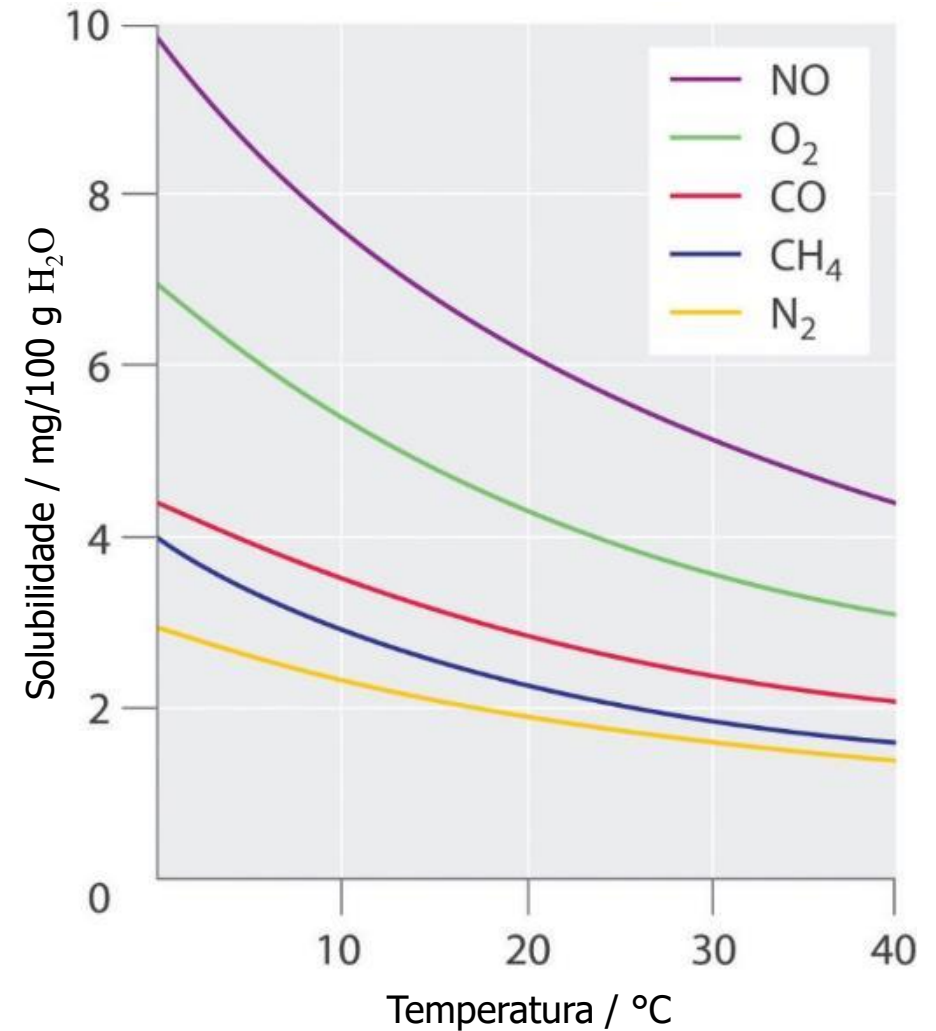
[Imagem: [www.sciencegeek.net](http://www.sciencegeek.net), adaptada]



## Efeito da temperatura na solubilidade

### Solutos gasosos

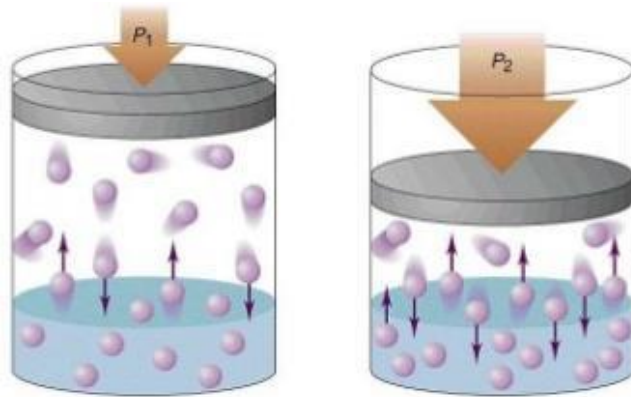
O aumento da temperatura da solução provoca uma diminuição do valor da solubilidade, havendo, por isso, escape do gás à medida que a solução aquece.



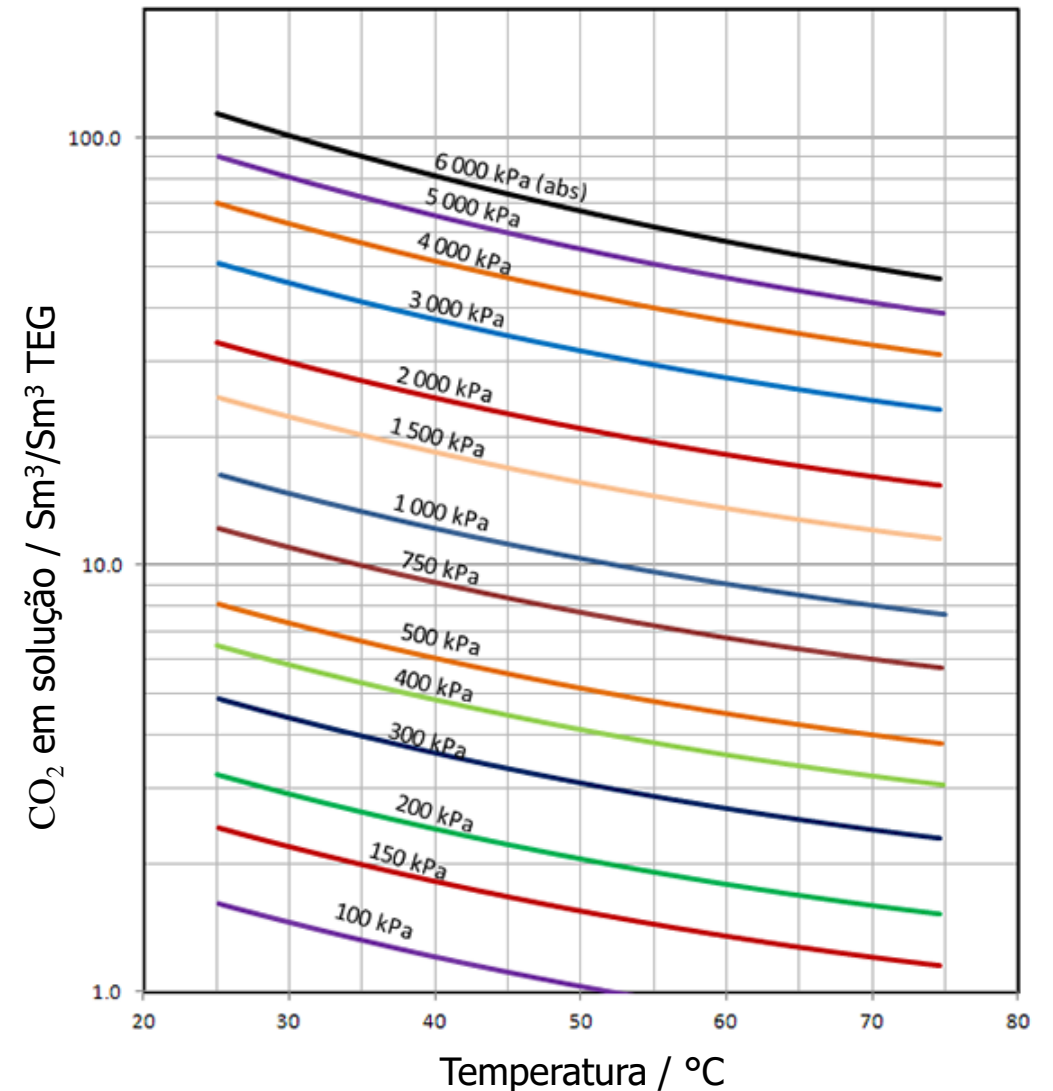
[Imagem: 2012books.lardbucket.org, adaptada]

## Efeito da pressão da solubilidade de solutos gasosos

O aumento da pressão tem como consequência um aumento da solubilidade.



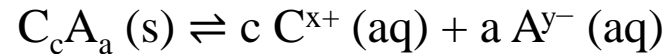
É assim que se introduz gás ( $\text{CO}_2$ ) nas bebidas gaseificadas!



[Imagem: [www.jmcampbell.com](http://www.jmcampbell.com), adaptada]

## 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:**

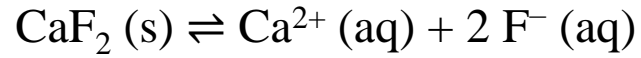
$$K_s = [C^{x+}]_{eq}^c [A^{y-}]_{eq}^a$$

Não tem unidade.

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

## Produto de solubilidade, $K_s$

Exemplo: dissolução do fluoreto de cálcio,



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

Se  $[\text{Ca}^{2+}]_{\text{eq}} = s$

$$[\text{F}^{-}]_{\text{eq}} = 2s$$

então  $K_s = s (2s)^2 = 4s^3$

## 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!**

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

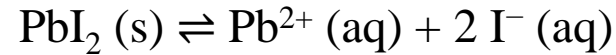
Fonte:

[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 a partir do produto de solubilidade

Exemplo:



[ ]<sub>inicial</sub>

0

0

[ ]<sub>final</sub>

s

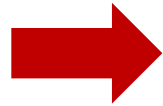
2s

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

$$K_S = s (2s)^2$$

$$K_S = 4s^3$$

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



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



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

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

da tabela,  $K_S = 8,0 \times 10^{-9}$

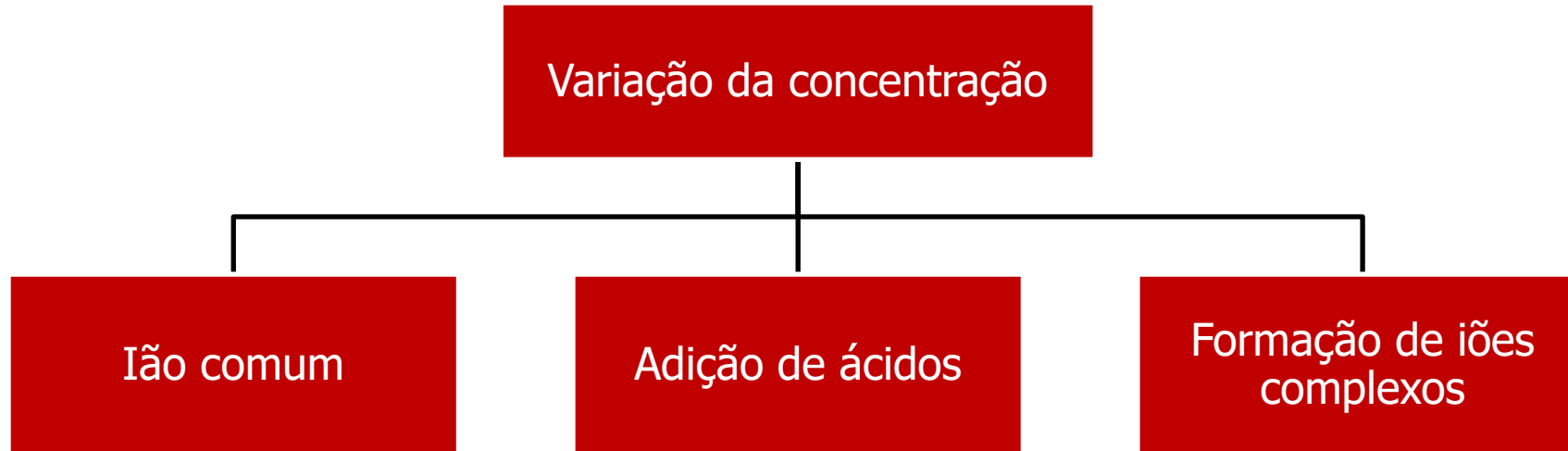
A comparação de solubilidade de diferentes substâncias pode ser realizada através:

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.

## Fatores que afetam a solubilidade

Para além da temperatura, que afetam os equilíbrio de forma já estudada, a solubilidade pode ser alterada pela variação da concentração:



Todas as alterações podem ser previstas de acordo com o **Princípio de Le Châtelier**.

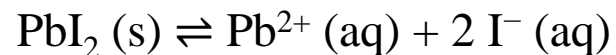
[Reações laterais: podem ocorrer reações laterais que envolvem os iões do sal (consumindo-os), aumentando desta forma a solubilidade do sal.]

## Fatores que afetam a solubilidade

### Efeito do ião comum

A presença, na solução, de um **ião comum ao sal** diminui a solubilidade desse sal.

Exemplo:



Adicionando a este equilíbrio uma outra solução contendo o ião  $\text{I}^-$  (ou  $\text{Pb}^{2+}$ )...

↓

O equilíbrio reage no sentido de diminuir a concentração de  $\text{I}^-$  (ou  $\text{Pb}^{2+}$ ) (sentido inverso)

↓

Diminuição da solubilidade de  $\text{PbI}_2$

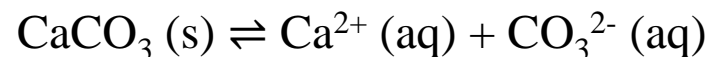


## Fatores que afetam a solubilidade

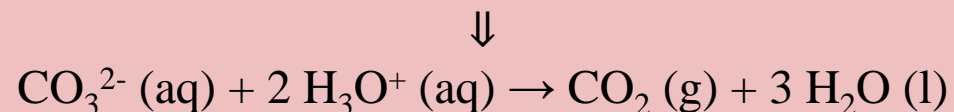
### Adição de ácidos

A adição de um ácido pode provocar o consumo de um dos íões presentes na solução, aumentando a solubilidade do sal.

Exemplo:



Adicionando a este equilíbrio uma solução ácida contendo o íão  $\text{H}_3\text{O}^+$ ...



...reduzindo a concentração de íões  $\text{CO}_3^{2-}$  no primeiro equilíbrio

O equilíbrio reage no sentido de aumentar a concentração de  $\text{CO}_3^{2-}$  (sentido direto)

Aumento da solubilidade de  $\text{CaCO}_3$

Apenas acontece se o anião do sal for base conjugada de um ácido fraco!

## Fatores que afetam a solubilidade

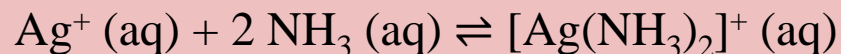
### Formação de íões complexos

A formação de íões complexos que sejam solúveis aumenta a solubilidade do sal.

Exemplo:



Adicionando  $\text{NH}_3$  a este equilíbrio...



Formação de um íão  
complexo.

...reduzindo a concentração de íões  $\text{Ag}^+$  no primeiro equilíbrio



O equilíbrio reage no sentido de aumentar a concentração de  $\text{Ag}^+$  (sentido direto)



Aumento da solubilidade de  $\text{AgCl}$

---

## Essencial

- Interpretar equilíbrios de solubilidade, relacionando a solubilidade com a constante de produto de solubilidade.
  - Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, o efeito do ião-comum na solubilidade de sais em água.
- 

## Palavras-chave

- Solubilidade.
  - Produto de solubilidade.
  - Efeito do ião comum.
- 

## 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.
- J. Paiva, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, "11 Q – Física e Química A – Química", Texto Editores, Lisboa, 2022.