

# Solubilidade de sais em água



## 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.**

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

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

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

## Solubilidade de solutos sólidos

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 de solutos sólidos

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.

## 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 de solutos sólidos

## Efeito da temperatura

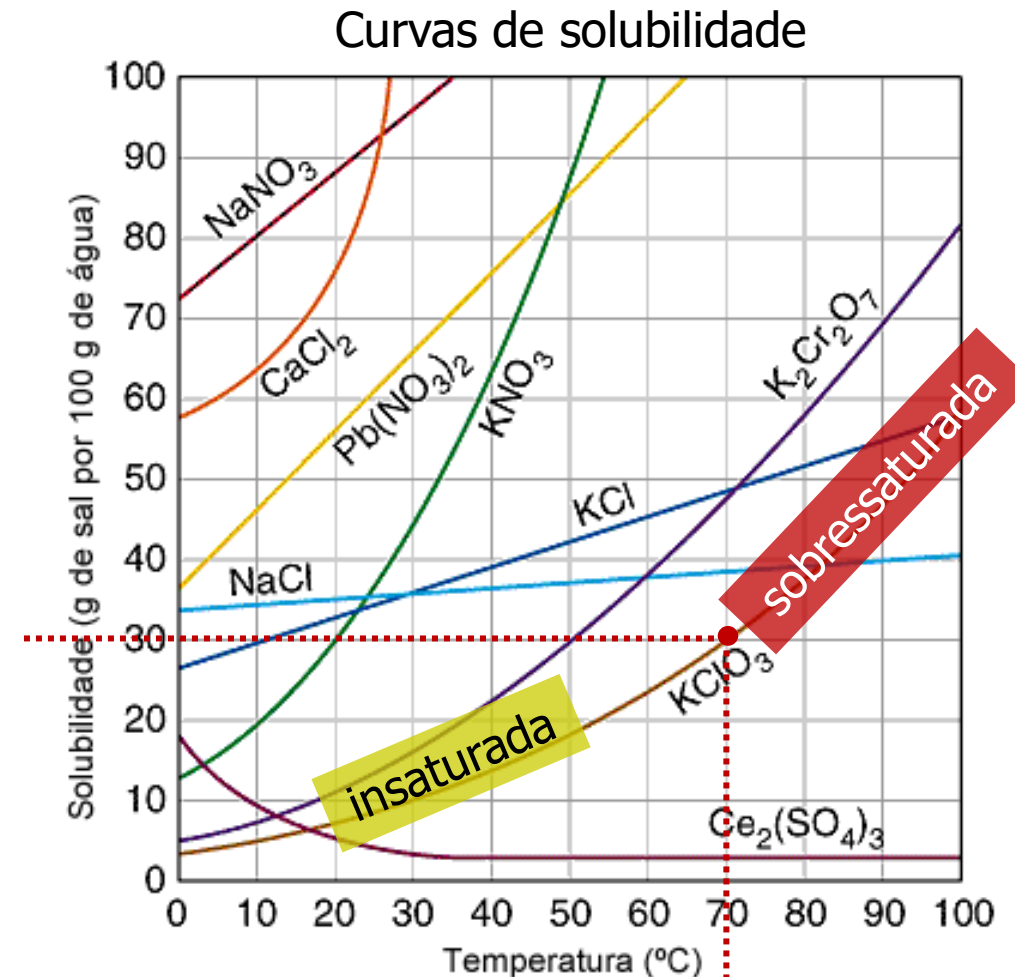
No caso dos **solutos sólidos a solubilidade**, normalmente, **umenta com a temperatura**.

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.

Os sais podem ser solúveis, pouco solúveis ou insolúveis.



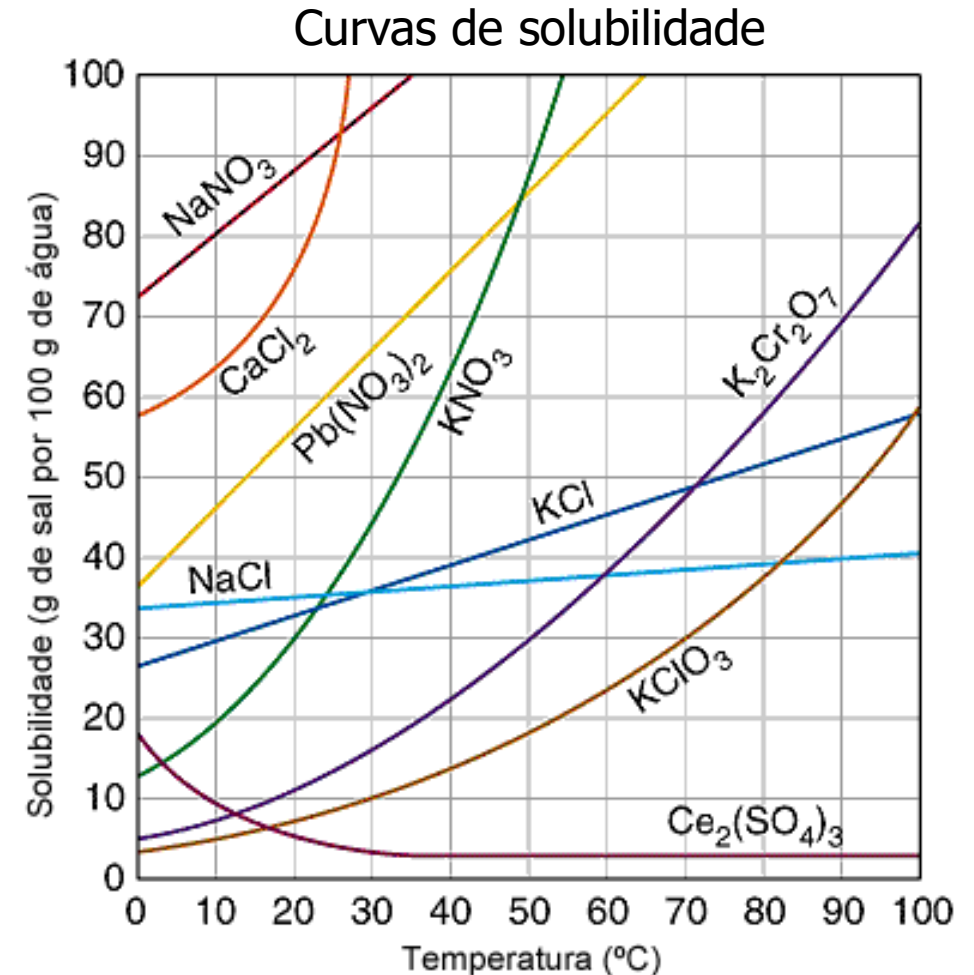
[Imagem: [www.sciencegeek.net](http://www.sciencegeek.net), adaptada]

# Solubilidade de solutos sólidos

## Efeito da temperatura

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,  $s$ .

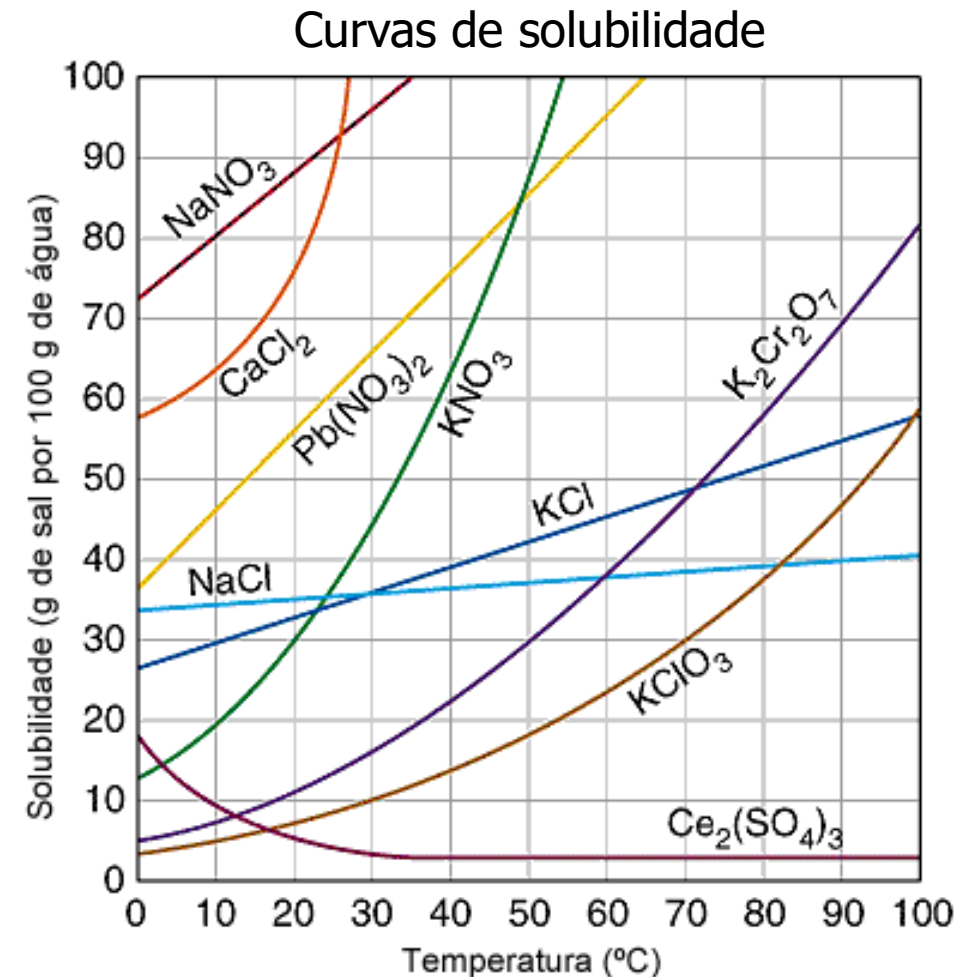


[Imagem: [www.sciencegeek.net](http://www.sciencegeek.net), adaptada]

## Solubilidade de solutos sólidos

### São muito solúveis:

- 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).



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

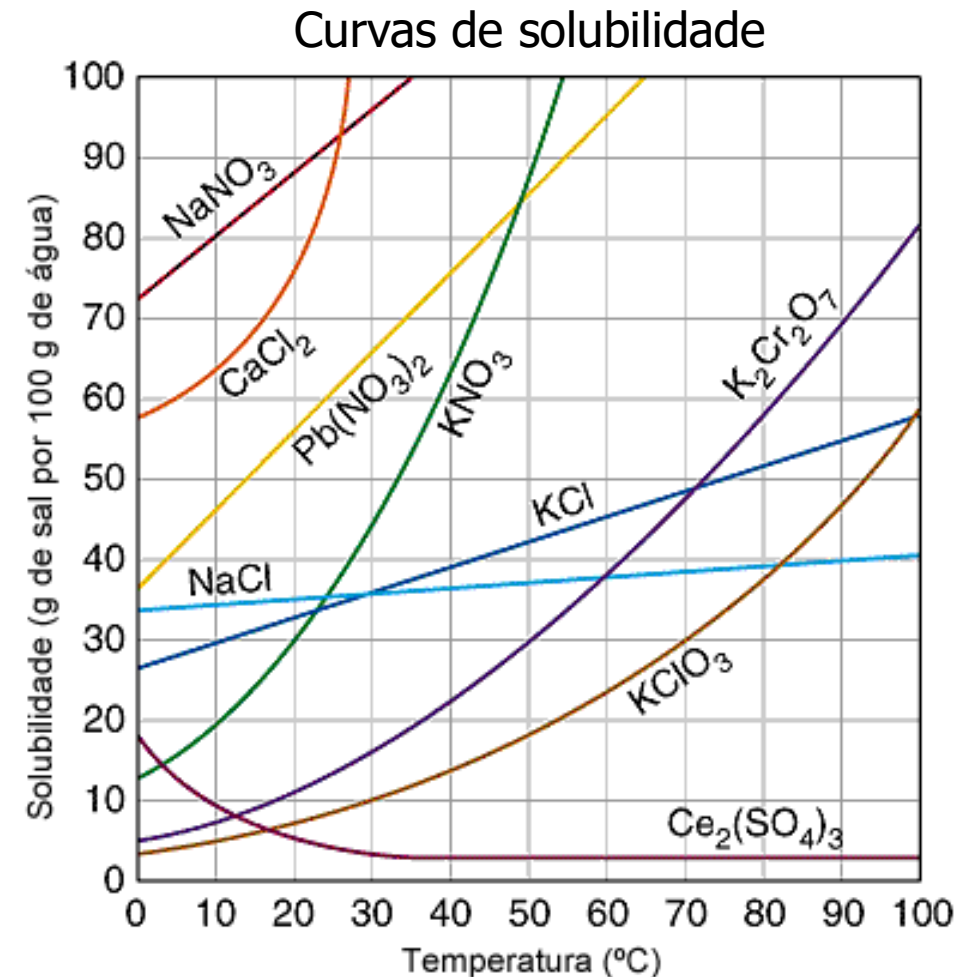


## Solubilidade de solutos sólidos

### Sais pouco solúveis ou insolúveis:

Maioria dos hidróxidos (exceto os referidos anteriormente);

Carbonatos, cromatos, sulfitos, sulfuretos, fosfatos, fosfitos (exceto os de metais alcalinos e de amónio).



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

## **Bibliografia**

- C. C. Silva, C. Cunha, M. Vieira, "Eu e a Química 1"1, 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