

# Equilíbrio químico e solubilidade de sais

**Solubilidade (s):** quantidade máxima de soluto (usualmente em gramas) que se pode dissolver numa quantidade específica de solvente (usualmente 100g), em determinadas condições de pressão e temperatura. A solubilidade também pode ser definida em  $\text{mol dm}^{-3}$ .

**Solução não saturada:** a concentração da solução (c) é inferior ao valor da solubilidade (s). É possível dissolver mais sal.

Contém uma menor quantidade de soluto dissolvido do que a que é possível dissolver num dado solvente.

**Solução saturada:** a concentração da solução (c) é igual ao valor da solubilidade (s). É impossível dissolver mais sal.

Contém a máxima quantidade de soluto que é possível dissolver num dado solvente.

**Solução sobressaturada:** a concentração da solução (C) é superior ao valor da solubilidade (s). A sobressaturação de soluções é responsável por fenómenos de cristalização.

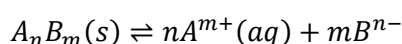
Contém uma maior quantidade de soluto dissolvido do que a que existe na solução saturada. Estas soluções são muito instáveis, ocorrendo precipitação (sob a forma de cristais) de soluto dissolvido – esta precipitação torna a solução saturada.

## Solubilidade e produto de solubilidade

O equilíbrio químico dinâmico que se estabelece entre um sal e os iões desse sólido iónico em solução saturada é um equilíbrio químico heterogéneo designado por equilíbrio de solubilidade.

**Produto de solubilidade ( $K_s$ ):** designação dada à constante de equilíbrio do processo...

*sólido iónico*  $\rightleftharpoons$  *solução saturada*



$$\rightarrow K_s = [A^{m+}]_e^n \times [B^{n-}]_e^m$$

**Nota:** conhecendo o valor da solubilidade (s) de um sal, a uma dada temperatura, é possível determinar o seu produto de solubilidade ( $K_s$ ) e vice-versa, a essa temperatura.

	$NaCl (s) \rightleftharpoons Na^+(aq) + Cl^-$		
<b>Cinício</b>	----	<b>0</b>	<b>0</b>
<b>Cequilíbrio</b>	----	<b>s</b>	<b>s</b>

**Quociente de reação ( $Q_s$ ):**  $Q_s = [A^{m+}]^n \times [B^{n-}]^m$

**$Q_s < K_s$**

A solução não está saturada e não há formação de precipitado.

**$Q_s = K_s$**

A solução está saturada e não há formação de precipitado.

**$Q_s > K_s$**

A solução sobressaturada conduz à formação de um precipitado e de uma solução saturada

## **Alteração da solubilidade de sais**

### **Efeito da temperatura na solubilidade**

- A solubilidade aumenta com o aquecimento se a reação de dissociação for endotérmica.
- A solubilidade diminui com o aquecimento se a reação de dissociação for exotérmica.



Para a maioria dos sais a solubilidade aumenta com a temperatura. No entanto, existem sais cuja solubilidade diminui com a temperatura.

### **Efeito do ião comum na solubilidade**

- A presença de um ião comum diminui a solubilidade de um sal em água ( $s' < s$ ).
- O produto de solubilidade de um sal não é alterado por efeito do ião comum.

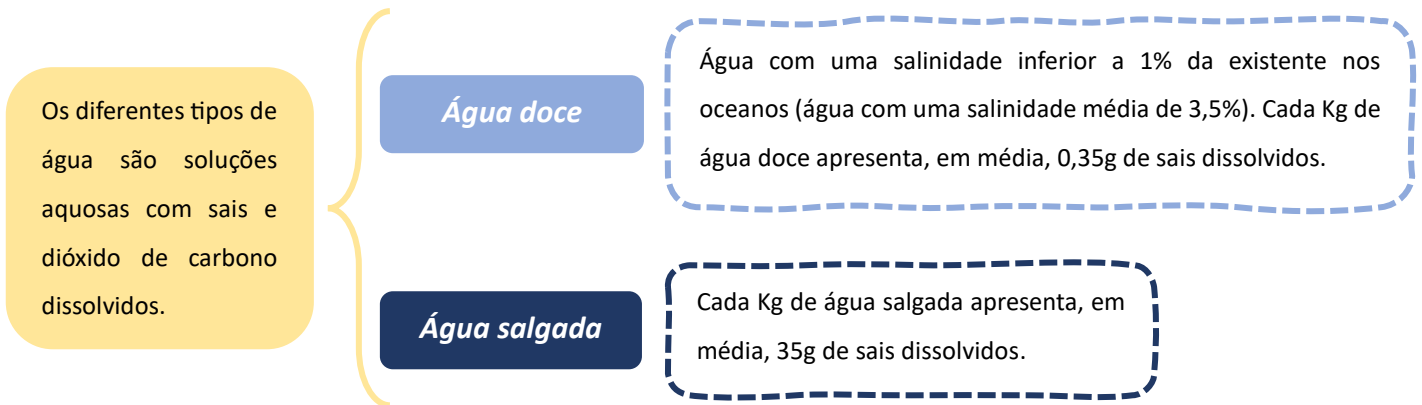


De acordo com o Princípio de Le Chatelier a adição, a uma solução saturada de um sal, de uma solução aquosa que contém um ião comum a esse sal provoca a diminuição da solubilidade do sal (evolução no sentido inverso).

**Nota:**  $K_s$ , tal como todas as constantes de equilíbrio, não depende da presença de outras substâncias em solução; depende exclusivamente da temperatura.

# Mineralização e acidificação das águas

A quantidade de água no planeta é constante. Contudo, a procura crescente de água doce pelo ser humano e comportamentos como o desperdício e a poluição conduzem a uma diminuição das reservas de água e a uma desigual distribuição entre os países.



**Nota:** A água (solvente universal) pela sua grande capacidade de dissolução, arrasta, através da chuva, sais minerais dos continentes para os oceanos. O que torna o oceano mais salgado do que a água doce é, sobretudo, o facto de a água, ao evaporar, não arrastar os sais dissolvidos, ficando retidos no mar.

A capacidade de dissolução do dióxido de carbono atmosférica pela água, juntamente com o aumento da emissão deste gás para a atmosfera, são responsáveis pelo aumento progressivo da acidez (diminuição de pH) da água do mar.

## Desmineralização de águas e processos de precipitação

**Dureza da água:** avalia-se pela soma da sua concentração em catiões cálcio e magnésio:  $[Ca^+] + [Mg^{2+}]$ . Quanto maior for a concentração total desses catiões na água, mais dura é essa água.

→ Quanto à dureza as águas podem ser classificadas como macias, médias (ou meio-duras), duras e muito duras.

A dureza da água diminui a eficácia dos sabões e provoca incrustações calcárias que danificam canalizações e equipamentos domésticos. Assim, disponibilização de água de qualidade envolve a implementação de processos de correção da sua dureza e a remoção de poluentes, de forma a torná-la utilizável. A redução da dureza da água pode ser feita por precipitação química ou permuta iónica, com recurso a resinas de troca iónica. A remoção de poluentes, como metais pesados, no tratamento das águas residuais urbanas (ARU) e das águas residuais industriais (ARI) é possível por reações de precipitação de sais que envolvem o uso de sulfuretos, hidróxidos e carbonatos (pág 198/199).