

Solubilidade e precipitação

T16 - José Pestana

Os **equilíbrios de solubilidade** e de **precipitação** são bastante comuns:

- no nosso quotidiano
- em processos industriais
- na Medicina

- Vejamos alguns exemplos comuns:



A água do mar
contém diversos
sais dissolvidos



Os corais resultam da
precipitação do carbonato
de cálcio (CaCO_3) no mar



Estalactites e
estalagmites: o seu
principal constituinte é o
carbonato de cálcio,
composto bastante
insolúvel



O gesso é formado a
partir do **sulfato de
cálcio hidratado**
($\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$)

- Algumas aplicações na indústria:



O **queijo** é obtido por reações de **precipitação**

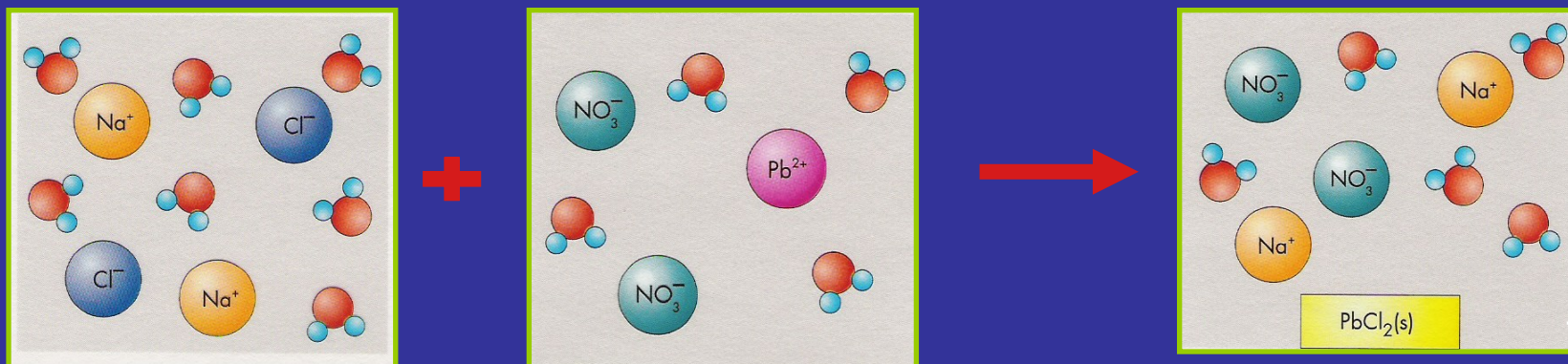


São usados **precipitantes** para **tratar as águas**: residuais, de consumo humano e de piscinas

- Os **saís** são **compostos iônicos**, isto é, são constituídos por **íões**, e possuem **diferentes solubilidades**:

Saís	Solubilidade	Algumas exceções
Cloretos	Solúveis	AgCl , PbCl_2
Sulfatos	Solúveis	PbSO_4 , BaSO_4 , CaSO_4
Nitratos	Solúveis	—
Carbonatos	Pouco solúveis	Na_2CO_3 , K_2CO_3
Fosfatos	Pouco solúveis	Na_3PO_4 , K_3PO_4

- Numa reação química entre **dois sais**, se não se formar um **sal insolúvel** não é visível qualquer alteração, pois todos os íons continuam na solução, em movimento, constante.
- Se ocorrer **precipitação**, por ex:



- E quando, inversamente, um **sal iônico** se **dissolve** em água?

Os seus iões passam a existir na solução, sendo a dissolução acompanhada de reação de dissociação da substância.



Solubilidade

Quantidade máxima de soluto que é possível dissolver, num litro de um dado solvente

– **Solubilidade** pode ser expressa em g/dm^3 ou mol/dm^3



Solubilidade molar (s)

Solução saturada

Uma solução está **saturada** quando contém a **quantidade máxima de soluto dissolvido**, a uma dada temperatura.

Solubilidade e Temperatura

FÓRMULA DO COMPOSTO	$\Delta H^\circ_{\text{diss}}$	SOLUBILIDADE / mol kg ⁻¹			
	kJ mol ⁻¹	a 0 °C	a 32 °C	a 60 °C	a 100 °C
NaCl	+ 4,1	0,58	0,62	0,65	0,70
KNO ₃	+ 34,9	0,12	0,62	1,11	---
Na ₂ SO ₄	- 25,4	---	0,40	0,30	0,20

Reações
endotérmicas:
solubilidade
aumenta com T >

Reações
exotérmicas:
solubilidade
aumenta com T <

Equilíbrio de solubilidade

- O equilíbrio, $\text{AgCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

é **heterogéneo** e a constante de equilíbrio, chama-se **constante de produto de solubilidade** ou simplesmente produto de solubilidade e é dada por:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]_e \times [\text{Cl}^-]_e$$

- Como o **equilíbrio se atinge** quando a **solução fica saturada**, o valor da **concentração** dos **iões**, no equilíbrio corresponde ao valor da **solubilidade** do **composto iónico** (dependendo da estequiometria da reação).

- O **produto de solubilidade** de um composto iónico (**K_{ps}**) define-se como sendo o produto das concentrações molares dos iões constituintes, elevados aos respetivos coeficientes estequiométricos da equação de equilíbrio.

Para uma dada reação K_{ps} só depende da temperatura

Exercício:

- Escrever a expressão do K_{ps} para as reações:



O valor de K_{ps} indica-nos :

1. Solubilidade de um composto

Um composto será tanto **menos solúvel** quanto **menor** o valor de K_{ps} :

$$K_{ps} (\text{AgCl}) = 1,6 \times 10^{-10}$$

$$K_{ps} (\text{CaCO}_3) = 8,7 \times 10^{-9}$$

$$K_{ps} (\text{CuS}) = 6,0 \times 10^{-37}$$

→ Sais pouco solúveis

2. Estado de saturação de uma solução

Usando Q (quociente de reação) – relação entre as concentrações dos reagentes e produtos, a uma dada T , em qualquer momento da reação:



vem: $Q_0 = [\text{Ag}^+]_0 \times [\text{Cl}^-]_0$

$$Q < K_{ps}$$



Solução **insaturada**
(não há
precipitação)

$$Q = K_{ps}$$



Solução **saturada**
(equilíbrio)

$$Q > K_{ps}$$



Solução **sobressaturada**
(há precipitação)

Nalguns casos, a solubilidade depende do pH:

Exemplificando:

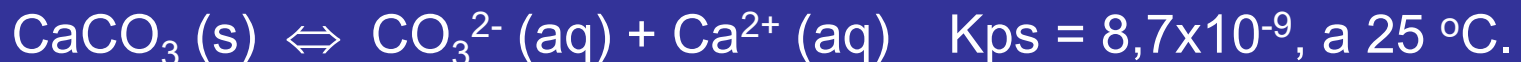


Um **aumento do pH** (adição de iões OH^{-}) origina um deslocamento do equilíbrio para a esquerda, **diminuindo a solubilidade do hidróxido de magnésio**.

Pelo contrário, **diminuindo o pH** (adição de H^{+}) verifica-se um deslocamento do equilíbrio para a direita e um **aumento da solubilidade do hidróxido de magnésio**.

Exercícios

1. Indique a expressão de K_{ps} para o cromato de prata (Ag_2CrO_4). *Resp: $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}]$*
2. As águas muito carbonatadas podem causar depósitos de calcário (carbonato de cálcio, CaCO_3) nos recipientes onde se cozinham os alimentos. Considere o equilíbrio químico:



Calcule a solubilidade, em mol/L e em mg/L, do carbonato de cálcio a essa temperatura. *Resp: $s = 9.32 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ e $m = 9.32 \text{ mg/L}$*