ESCOLA BÁSICA E SECUNDÁRIA DA CALHETA

Física e Química A – 11.º Ano

Resumo Q2.3

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos / 2.3: Soluções e equilíbrio de solubilidade

- **2.3.1. Mineralização das água e processo de dissolução**
- **2.3.2. Solubilidade de sais em água**
- **2.3.3. Equilíbrio químico e solubilidade de sais**
- **2.3.4. Alteração da solubilidade dos sais**

SOLUÇÕES E EQUILÍBRIO DE SOLUBILIDADE

1 MINERALIZAÇÃO DAS ÁGUAS E PROCESSO DE DISSOLUÇÃO

A água do mar constitui um "enorme depósito" de iões dissolvidos. O elevado poder de dissolução da água, que faz dela o solvente universal, explica a sua mineralização, ou seja, a composição química das águas em sais minerais dissolvidos. A **salinidade** da água do mar corresponde à massa de resíduo seco, em gramas por quilograma de água do mar. A água do mar apresenta, em média, um valor de salinidade de 35 g kg^{-1}, o que significa que existem aproximadamente 35 g de sais dissolvidos por quilograma de água do mar. Para além dos sais minerais, também se encontram dissolvidos na água do mar gases como o dióxido de carbono e o oxigénio atmosférico. A dissolução do dióxido de carbono na água do mar leva ao aumento da concentração do ião hidrogenocarbonato e da concentração hidrogeniónica, o que se traduz pelas seguintes equações:

$$CO_2(aq) + 2\ H_2O(\ell) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HCO_3^-(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

Dissolução – processo espontâneo resultante da interação entre soluto e solvente, formando uma mistura homogénea. Depende do tipo de interações que se estabelecem entre o soluto e o solvente. Um soluto será tanto mais solúvel num solvente quanto mais próximas forem as intensidades das forças de interação entre as partículas de soluto e entre as partículas de solvente.

Mantendo a temperatura e a pressão constantes, o tempo de dissolução é afetado por dois fatores:

– o **estado de divisão do soluto**: uma vez que a sua área de superfície aumenta;

– a **agitação da mistura**: uma vez que proporciona uma maior dispersão do soluto no solvente.

O aumento do estado de agitação do soluto e o aumento da agitação da mistura leva a um aumento da rapidez da dissolução. No entanto, **uma dissolução mais rápida não significa um aumento da solubilidade.**

2 SOLUBILIDADE DE SAIS EM ÁGUA

Quando se adicionam quantidades sucessivas de uma certa substância solúvel em água, verifica-se que a partir de um determinado momento é impossível dissolver (solubilizar) mais substância. A solução assim obtida é uma solução saturada.

Solubilidade (*s*) – é a quantidade máxima de soluto (em gramas) que se pode dissolver por 100 g de solvente, em determinadas condições de pressão e temperatura. Também pode ser expressa em concentração molar ou mássica da solução saturada, que corresponde à máxima quantidade de matéria, ou massa de soluto, que pode ser dissolvida num dm^3 de volume de solvente, a uma dada pressão e temperatura.

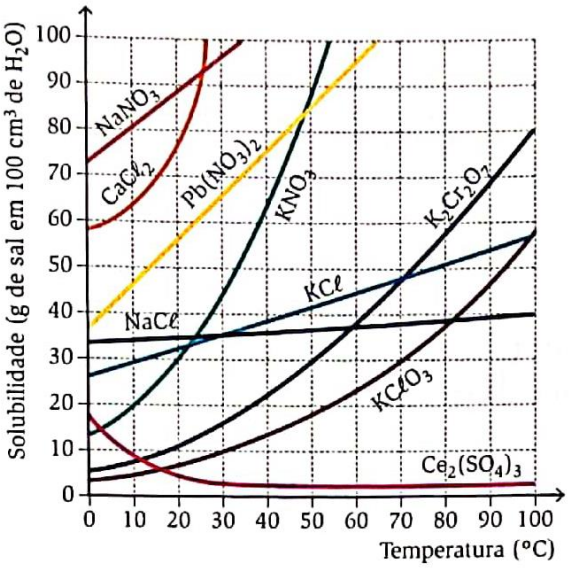
Substâncias diferentes apresentam solubilidades diferentes. Podem classificar-se em substâncias solúveis, ligeiramente solúveis e muito pouco solúveis.

De acordo com a quantidade de soluto dissolvida, as soluções podem ser:

Insaturadas (não saturadas)	Saturadas	Sobressaturadas
c_{soluto} < solubilidade	c_{soluto} = solubilidade	c_{soluto} > solubilidade
É possível dissolver mais soluto.	É impossível dissolver mais soluto.	Solução instável que a mínima perturbação faz precipitar o soluto em excesso.

EFEITO DA TEMPERATURA NA SOLUBILIDADE

A temperatura é o único fator que influencia o valor da solubilidade de sólidos e líquidos. O gráfico seguinte traduz a variação da solubilidade de algumas substâncias sólidas com a temperatura.



Efeito da temperatura na solubilidade de alguns sais em água.

A partir da sua análise, pode concluir-se que a maioria das dissoluções de compostos sólidos em água são processos endotérmicos. Verifica-se, nessas situações, que a solubilidade aumenta com o aumento da temperatura.

3 EQUILÍBRIO QUÍMICO E SOLUBILIDADE DE SAIS

Na dissolução de um sal pouco solúvel, apenas uma parte deste se dissocia completamente no solvente, originando um equilíbrio químico heterogéneo. Este equilíbrio, que se estabelece entre um sal e os iões desse sal numa solução aquosa saturada, denomina-se por **equilíbrio de solubilidade**.

Se o equilíbrio resultar da dissociação de um sal, B_bA_a, genericamente representado por:

$$B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{n+}(aq) + a\ A^{m-}(aq)$$

A **constante do produto de solubilidade** (K_s) é dada por:

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

Corresponde ao produto das concentrações dos iões existentes numa solução saturada, elevadas aos respetivos coeficientes estequiométricos dos respetivos iões. É uma grandeza adimensional e o seu valor depende da temperatura.

Um elevado valor de K_s não corresponde necessariamente a um maior valor de solubilidade para o sal. Apenas para sais com a mesma estequiometria é que, quanto maior for o valor de K_s, maior será o valor da sua solubilidade.

Conhecendo o valor da constante de produto de solubilidade de um sal, é possível determinar o valor da sua solubilidade, e vice-versa.

EXEMPLO 1

$$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

c_i	——	0	0
c_f	——	s	s

$$K_s = [Ba^{2+}]_e\ [SO_4^{2-}]_e \Leftrightarrow K_s = s \times s \Leftrightarrow K_s = s^2 \Leftrightarrow s = \sqrt{K_s}$$

EXEMPLO 2

$$CaF_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

c_i	——	0	0
c_f	——	s	$2s$

$$K_s = [Ca^{2+}]_e\ [F^-]_e^2 \Leftrightarrow K_s = s \times (2\ s)^2 \Leftrightarrow K_s = 4\ s^3 \Leftrightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

Formação de precipitados

O conhecimento da constante do produto de solubilidade é útil para a previsão da formação de precipitados: prever se, juntando duas soluções de sais muito solúveis, irá ocorrer, ou não, a formação de um precipitado de um outro sal pouco solúvel.

Forma-se precipitado quando o quociente da reação (Q_C) correspondente ao equilíbrio do sal for superior ao K_s. O quociente da reação determina-se como a constante de produto de solubilidade mas aplicado a qualquer instante.

- $Q_C < K_s$ – **solução insaturada**: é favorecida a dissociação do sal, logo, não ocorre precipitação. A concentração dos iões em solução aumenta até que o valor de Q_C seja igual ao valor de K_s, ou seja, até ser atingido o equilíbrio.
- $Q_C > K_s$ – **solução sobressaturada**: é favorecida a formação do sal, logo, ocorre precipitação. A concentração dos iões em solução diminui até que o valor de Q_C seja igual ao valor de K_s, ou seja, até ser atingido o equilíbrio.
- $Q_C = K_s$ – **solução saturada**: o sistema está em equilíbrio, não existindo alteração da concentração dos iões em solução.

4 ALTERAÇÃO DA SOLUBILIDADE DOS SAIS

A solubilidade de um sal depende de vários fatores, a seguir referidos:

Temperatura

O valor de K_s não depende da presença de outras substâncias em solução, depende exclusivamente da temperatura.

Se o processo de solubilização do sal for favorecido pelo aumento de temperatura, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, este fenómeno será endotérmico.

Maior temperatura ⟶ maior concentração de iões em solução ⟶ **maior solubilidade** ⟶ maior valor de K_s **(processo endotérmico)**

Se o processo de solubilização do sal for desfavorecido pelo aumento de temperatura, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, este fenómeno será exotérmico, ou seja,

Maior temperatura ⟶ menor concentração de iões em solução ⟶ **menor solubilidade** ⟶ menor valor de K_s **(processo exotérmico)**

Efeito do ião comum

A solubilidade de um sal em água não é igual à solubilidade desse sal numa solução em que já exista um dos seus iões. De acordo com o Princípio de Le Châtelier, a solubilidade na solução que já contém o ião será menor (**efeito do ião comum**).

EXEMPLO

$$AB(s) \rightleftharpoons \underbrace{A^+(aq) + B^-(aq)}$$

Aumentando a concentração de A^+ ou B^-, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, o sistema vai evoluir no sentido de contrariar a variação, ou seja, evolui no sentido inverso, originando uma diminuição da solubilidade do sal.

Adição de um ácido

A solubilidade de alguns sais que contêm aniões básicos, por exemplo, aumenta por adição de ácidos.

EXEMPLO

$$Ca(OH)_2(s) \rightleftharpoons \underbrace{Ca^{2+}(aq) + OH^-(aq)}$$

- A adição de um ácido leva à diminuição da concentração de iões OH^-, provenientes da dissolução do sal.
- De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o sistema vai evoluir no sentido direto, ou seja, aumentando a solubilidade de $Ca(OH)_2$.
- A diminuição da concentração dos iões OH^- desloca o equilíbrio no sentido da solubilização do sal, tornando-o mais solúvel na presença de um ácido.

Formação de iões complexos

Alguns catiões metálicos (Cu^{2+}, Ag^+, Au^+) possuem a capacidade de se unirem a outras espécies químicas dando origem a iões complexos. A formação de iões complexos aumenta a solubilidade dos sais.

EXEMPLO

$$AgC\ell(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + C\ell^-(aq)$$

$$2\ NH_3(aq) + Ag^+(aq) \longrightarrow [Ag(NH_3)_2]^+(aq)$$

- A adição da solução de amoníaco leva à diminuição da concentração de iões Ag^+, provenientes da dissolução do sal, justificada pela formação do ião complexo, $[Ag(NH_3)_2]^+$.
- De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o sistema vai evoluir no sentido direto, ou seja, diminuindo a concentração do $AgC\ell(s)$.
- A diminuição da concentração dos iões Ag^+ desloca o equilíbrio no sentido da solubilização do sal, tornando-o mais solúvel quando se formam iões complexos.

5 DUREZA DE UMA ÁGUA

A **dureza da água** é uma propriedade da água que está relacionada com a concentração total de catiões cálcio, Ca^{2+}, e magnésio, Mg^{2+}, presentes na água. Quanto maior for esta concentração, mais dura será a água.

As águas duras dificultam a ação de sabões e detergentes devido à formação de escuma à sua superfície (precipitado branco). A utilização destas águas também aumenta a formação de depósitos indesejáveis de calcário, em canalizações e resistências de aquecimento, que resultam da precipitação de carbonato de magnésio e carbonato de cálcio. De forma a evitar estes efeitos indesejáveis deve proceder-se à redução da dureza das águas, que consiste na remoção dos catiões magnésio, Mg^{2+}, e catiões cálcio, Ca^{2+}, das águas.

A redução da dureza de uma água pode envolver processos como:

- **precipitação:** adição à agua de sais pouco solúveis de cálcio e de magnésio, levando à formação de precipitados, sendo posteriormente filtrados;
- **complexação:** adição de agentes complexantes que leva à formação de complexos estáveis de cálcio e de magnésio;
- **resinas de troca iónica:** no interior da estrutura destas resinas existem iões sódio, Na^{+}, que são substituídos pelo catião magnésio, Mg^{2+}, e pelo catião cálcio, Ca^{2+}, quando a água atravessa a estrutura das resinas, sendo assim removidos da água.

As reações de precipitação também são utilizadas na remoção de poluentes de águas, nomeadamente, nos efluentes industriais. Estes efluentes apresentam elevadas concentrações de metais pesados, que por adição de hidróxidos de cálcio, magnésio ou sódio, precipitam sendo posteriormente removidos através da filtração. Desta forma, após este tratamento os efluentes industriais já não representam um perigo para o ecossistema aquático.