

PRECIPITAÇÃO ESTEQUIOMÉTRICA

INTRODUÇÃO

Para compreender o conceito de reacção de precipitação é necessário considerar as noções básicas de dissolução e de solubilidade de sais em água.

O fenómeno de dissolução resulta de uma interacção soluto – solvente. Quando uma substância (o soluto) se dissolve noutra (o solvente), as partículas do soluto interagindo com as partículas do solvente dispersam-se neste último.

Pode imaginar-se que o processo de dissolução envolve três situações distintas. Inicialmente ocorre separação das partículas do solvente, seguidamente ocorre a separação das partículas do soluto e finalmente as partículas do soluto e do solvente misturam-se.

Os sais são compostos formados por iões (catiões e aniões). As ligações que se estabelecem entre os iões são ligações fortes, designadas por ligações iónicas. Ao contrário das ligações covalentes, onde predomina a partilha de electrões, nas ligações iónicas as forças electrostáticas são responsáveis pela atracção entre os iões positivos (catiões) e os iões negativos (aniões). Nos sais, os iões positivos e negativos agrupam-se em redes iónicas (redes cristalinas), numa organização que pode tomar variadas formas. Um dos exemplos mais comuns consiste a estrutura cúbica característica dos cristais de cloreto de sódio, entre outros.

Quando uma substância iónica, como o cloreto de sódio, dissolve-se em água, desfaz-se a malha tridimensional dos iões no cristal, ou seja, os iões Na^+ e Cl^- separam-se. Esta separação ocorre devido à interacção com as moléculas do solvente polar – a água. As atracções do tipo ião – dipolo, que se estabelecem entre os iões Na^+ e Cl^- com a água, são suficientemente fortes para separar os iões do cristal. Chama-se hidratação a este método de dissolução denomina-se, que consiste num processo no qual um ião é rodeado por moléculas de água.

A solubilidade dos sais em água pode ser definida pela quantidade máxima de soluto que se consegue dissolver em água de modo a perfazer 1 dm^3 de solução saturada, ou então, é a concentração de soluto numa solução saturada, a uma dada temperatura.

Uma solução saturada é uma solução, que a uma dada temperatura e pressão, contém dissolvida a quantidade máxima de soluto num determinado volume de solvente. Quando um sal é pouco solúvel num dado solvente a solução fica saturada com uma pequena quantidade de soluto. Embora a solução seja muito pouco concentrada, esta fica saturada. Por outro lado, quando um sal é muito solúvel num dado solvente a solução fica saturada apenas com uma grande quantidade de soluto. Esta solução fica saturada e, além disso, é muito concentrada. Note-se que o conceito solução saturada é distinto do conceito solução concentrada.

A água pode ser considerada um bom solvente, dado que, devido à sua natureza, dissolve um elevado número de substâncias. Todavia, não é um solvente universal, pois não existem solventes universais, isto é, não existem solventes que dissolvam todas e quaisquer substâncias. Visto que a água é um solvente polar, a solubilidade de uma substância em água depende do tipo de unidades estruturais que essa substância possui (isto é o que condiciona a interacção soluto – solvente). Geralmente, as substâncias covalentes polares e substâncias iónicas (sais e/ou hidróxidos) dissolvem-se em água. Por outro lado, as substâncias iónicas podem ser pouco, moderadamente ou muito solúveis em água.

As substâncias covalentes apolares não se dissolvem ou dissolvem-se pouco em água.

Usualmente, um solvente polar dissolve um soluto polar (ou iónico) e um solvente apolar dissolve um soluto apolar.

Contudo, a solubilidade não depende apenas do tipo de unidades estruturais da substância que constitui o soluto, mas também depende de outros factores, tais como:

- A concentração – Ao aumentar a concentração dos reagentes faz-se com que o equilíbrio evolua no sentido directo, produzindo uma maior quantidade de produtos. Na existência de uma maior quantidade de iões, estes, por sua vez, combinam-se para formar um precipitado, até atingir o equilíbrio.
- A temperatura – quando a dissolução é um processo endotérmico, a solubilidade aumenta com o aumento de temperatura; quando a dissolução é um processo exotérmico, a solubilidade diminui com o aumento temperatura.
- A pressão – como a pressão é directamente proporcional à temperatura pode dizer-se que quando a dissolução é um processo

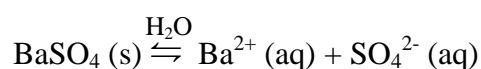
endotérmico, a solubilidade aumenta com o aumento de pressão; quando a dissolução é um processo exotérmico, a solubilidade diminui com o aumento de pressão.

Outro facto importante é que o estado de divisão de um sal e agitação da solução não aumentam a solubilidade de um sal, apenas interferem no tempo de dissolução (aumentam a rapidez com que o sal se dissolve no solvente), mantendo a temperatura e a pressão constantes.

Numa solução aquosa saturada de um sal estabelece-se um equilíbrio dinâmico entre o precipitado e os iões dissolvidos presentes na solução saturada e existe uma troca recíproca entre iões da rede cristalina e da solução.

Considere-se, por exemplo, uma solução aquosa de sulfato de bário, a uma determinada temperatura e a uma determinada pressão.

Se lhe for adicionado com agitação, mais sulfato de bário sólido, verifica-se que, a partir de um determinado instante, já não é possível dissolver mais sulfato de bário. A essa determinada temperatura a solução fica saturada. É exactamente a partir deste instante, que o sal começa a depositar-se no fundo do recipiente sem se dissolver, isto é, precipita. A este sal que se deposita no recipiente chama-se precipitado. Estabelece-se então um equilíbrio dinâmico entre o sulfato de bário que não se dissolveu $[\text{BaSO}_4 (s)]$ e os iões $\text{Ba}^{2+} (aq)$ e $\text{SO}_4^{2-} (aq)$, em solução:



O equilíbrio que se estabelece é um equilíbrio heterogéneo, isto é, é um equilíbrio químico em que as espécies químicas envolvidas não se encontram todas no mesmo estado físico.

Designando por s a solubilidade do sal, e atendendo à estequiometria da reacção química traduzida pela equação anterior, pode escrever-se:

$$s (\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}]_{\text{eq}} = [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{eq}}$$

Atendendo a que nos equilíbrios heterogéneos se considera constante a concentração das espécies químicas no estado sólido e líquido, a expressão da constante de equilíbrio, para o equilíbrio ilustrado no exemplo anterior, é:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_{\text{eq}} [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{eq}}$$

Onde K_s representa a constante de produto de solubilidade ou meramente o produto de solubilidade.

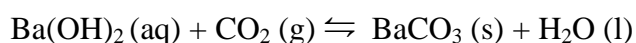
O produto de solubilidade, como constante de equilíbrio que é, só depende da temperatura.

Depois de se ter analisado resumidamente as noções básicas ligadas ao conceito de solubilidade está-se em condições de definir reacção de precipitação.

Uma reacção de precipitação é uma reacção que é caracterizada pela formação de um composto insolúvel (precipitado) que se separa da solução (Chang, 1994). Estas reacções ocorrem, geralmente, entre compostos iónicos.

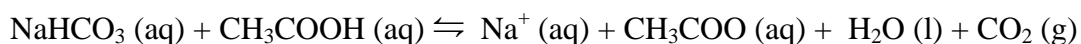
A realização desta actividade pretende verificar a existência de uma proporção entre a quantidade de reagentes disponível e a quantidade de produto formado.

O hidróxido de bário e o dióxido de carbono podem reagir entre si, levando à precipitação de um sal de carbonato de bário e água, tal como traduz a seguinte equação química:



A reprodução desta reacção química implica, todavia, a existência de uma fonte de dióxido de carbono, a qual pode ser conseguida através de uma reacção química secundária que leve à sua produção *in loco*.

A produção de dióxido de carbono *in loco* pode ser conseguida, por exemplo, através da adição de um dado volume de vinagre (ácido acético – um dos constituintes do vinagre) a bicarbonato de sódio em excesso, tal como traduz a seguinte equação química:



Esta actividade teve por base uma proposta de González e Xavier (1999).