

ESTUDO DA SOLUBILIDADE DE ALGUNS SAIS EM ÁGUA

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

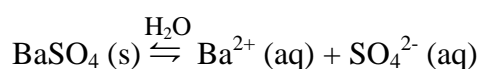
endotérmico, a solubilidade aumenta com o aumento de pressão; quando a dissolução é um processo exotérmico, a solubilidade diminui com o aumento de pressão.

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.

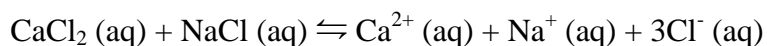
Torna-se oportuno e útil a possibilidade de poder agrupar alguns sais mais comuns de acordo com a sua solubilidade em água.

Pretende-se com a realização desta actividade laboratorial, estudar qualitativamente a solubilidade de alguns sais em água, isto é, pretende-se obter sais pouco solúveis em água a partir de soluções aquosas de sais muito solúveis em água.

Ao juntar determinadas soluções aquosas de sais muito solúveis poderá ocorrer uma reacção de precipitação. Consoante os iões presentes nas duas soluções aquosas poderá haver tendência para dois deles se combinarem formando um sal pouco solúvel em água. Tudo isto depende da solubilidade do sal a obter ou, então, do seu produto de solubilidade.

Nesta actividade laboratorial procede-se à junção das seguintes soluções aquosas:

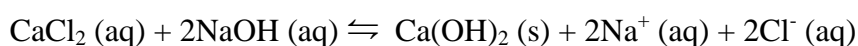
- Solução aquosa de carbonato de cálcio com as soluções aquosas de cloreto de sódio, de carbonato de sódio, de hidróxido de sódio, de sulfato de potássio, de cromato de potássio e, por fim, de iodeto de potássio. A junção destas soluções aquosas, de acordo com a solubilidade dos sais envolvidos, promove a ocorrência das reacções químicas traduzidas pelas equações químicas:



Não se obtém nenhum precipitado.



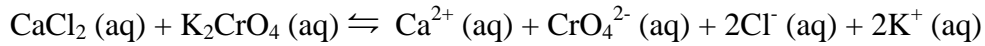
Obtém-se um precipitado de carbonato de cálcio.



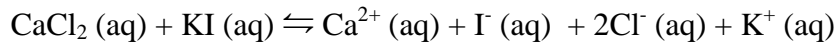
Obtém-se um precipitado de hidróxido de cálcio.



Obtém-se um precipitado de sulfato de cálcio.

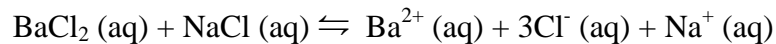


Não se obtém nenhum precipitado.



Não se obtém nenhum precipitado.

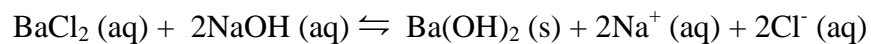
- Solução aquosa de cloreto de bário com as soluções aquosas de cloreto de sódio, de carbonato de sódio, de hidróxido de sódio, de sulfato de potássio, de cromato de potássio e, por fim, de iodeto de potássio. A junção destas soluções aquosas, de acordo com a solubilidade dos sais envolvidos, promove a ocorrência das reacções químicas traduzidas pelas equações químicas:



Não se obtém nenhum precipitado.



Obtém-se um precipitado de carbonato de bário.



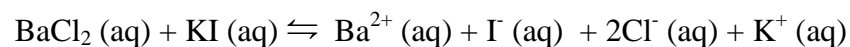
Obtém-se um precipitado de hidróxido de bário.



Obtém-se um precipitado de sulfato de bário.

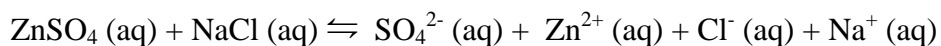


Obtém-se um precipitado de cromato de bário.

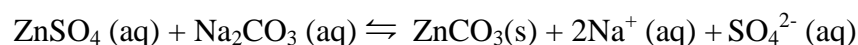


Não se obtém nenhum precipitado.

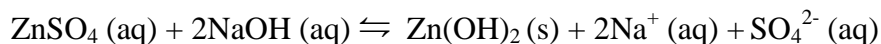
- Solução aquosa de sulfato de zinco com as soluções aquosas de cloreto de sódio, de carbonato de sódio, de hidróxido de sódio, de sulfato de potássio, de cromato de potássio e, por fim, de iodeto de potássio. A junção destas soluções aquosas, de acordo com a solubilidade dos sais envolvidos, promove a ocorrência das reacções químicas traduzidas pelas seguintes equações químicas:



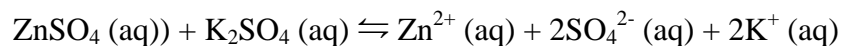
Não se obtém nenhum precipitado.



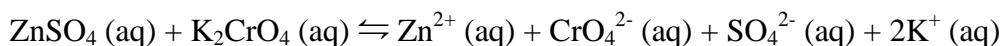
Obtém-se um precipitado de carbonato de zinco.



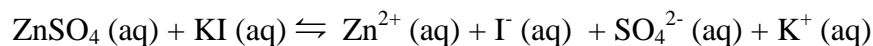
Obtém-se um precipitado de hidróxido de zinco.



Não se obtém nenhum precipitado.

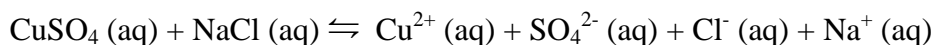


Não se obtém nenhum precipitado.



Não se obtém nenhum precipitado.

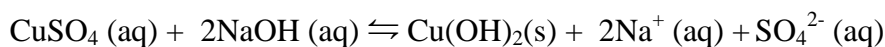
- Solução aquosa de sulfato de cobre (II) com as soluções aquosas de cloreto de sódio, de carbonato de sódio, de hidróxido de sódio, de sulfato de potássio, de cromato de potássio e, por fim, de iodeto de potássio. A junção destas soluções aquosas, de acordo com a solubilidade dos sais envolvidos, promove a ocorrência das reacções químicas traduzidas pelas seguintes equações químicas:



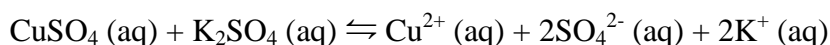
Não se obtém nenhum precipitado.



Obtém-se um precipitado de carbonato de cobre (II).



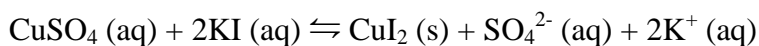
Obtém-se um precipitado de hidróxido de cobre (II).



Não se obtém nenhum precipitado.



Obtém-se um precipitado de cromato de cobre (II).



Obtém-se um precipitado de iodeto de cobre (II).

= Solução aquosa de nitrato de prata com as soluções aquosas de cloreto de sódio, de carbonato de sódio, de hidróxido de sódio, de sulfato de potássio, de cromato de potássio e, por fim, de iodeto de potássio. A junção destas soluções aquosas, de acordo com a solubilidade dos sais envolvidos, promove a ocorrência das reacções químicas traduzidas pelas seguintes equações químicas:



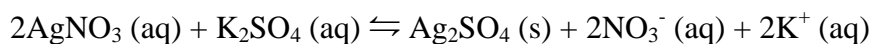
Obtém-se um precipitado de cloreto de prata.



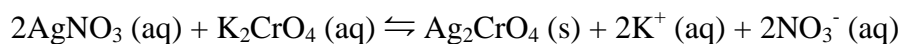
Obtém-se um precipitado de carbonato de prata.



Obtém-se um precipitado de hidróxido de prata.



Obtém-se um precipitado de sulfato de prata.



Obtém-se um precipitado de cromato de prata.



Obtém-se um precipitado de iodeto de prata.

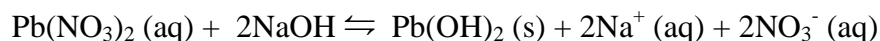
- Solução aquosa de nitrato de chumbo (II) com as soluções aquosas de cloreto de sódio, de carbonato de sódio, de hidróxido de sódio, de sulfato de potássio, de cromato de potássio e, por fim, de iodeto de potássio. A junção destas soluções aquosas, de acordo com a solubilidade dos sais envolvidos, promove a ocorrência das químicas traduzidas pelas seguintes equações químicas:



Obtém-se um precipitado de cloreto de chumbo (II).



Obtém-se um precipitado de carbonato de chumbo (II).



Obtém-se um precipitado de hidróxido de chumbo (II).



Obtém-se um precipitado de sulfato de chumbo (II).



Obtém-se um precipitado de cromato de chumbo (II).



Obtém-se um precipitado de iodeto de chumbo (II).

Esta actividade teve por base uma proposta da autora deste trabalho (2006).