

# Experimento 4

---

## Solubilidade de Sólidos em Líquidos

### OBJETIVOS

- Observar soluções insaturadas, saturadas e supersaturadas.
- Construir a curva de solubilidade de um sal inorgânico.

### INTRODUÇÃO

Os depósitos naturais de vários sais comercialmente importantes, encontrados em diversas localidades, foram formados pela evaporação e concentração de soluções salinas produzidas por processos geológicos. Podemos citar como exemplos as minas de sal gema ( $\text{NaCl}$ ), de salitre ( $\text{KNO}_3$ ), e a própria água do mar – que se constitui numa fonte inesgotável, embora diluída, de diversos sais. O desenvolvimento de métodos para a exploração comercial de sais dessas fontes requer conhecimentos acerca dos princípios da cristalização seletiva (ou fracionada), do equilíbrio de solubilidade de misturas de sais, dos efeitos da temperatura e da concentração sobre esse equilíbrio. A solubilidade é uma característica de cada substância em cada solvente em particular. A solubilidade de um dado soluto depende da natureza do solvente e da temperatura. Define-se o coeficiente de solubilidade ( $C_S$ ) como a máxima quantidade de um dado soluto que pode ser totalmente dissolvida numa quantidade pré-fixada de um determinado solvente, a uma dada temperatura. Por exemplo, o  $C_S$  do cloreto de sódio em água é 35,7 g/100 mL de  $\text{H}_2\text{O}$  a  $0^\circ\text{C}$ . Como a solubilidade é característica de cada substância, pode ser utilizada como critério de pureza.

Uma solução saturada é aquela que está em equilíbrio com excesso de soluto, ou estaria se houvesse excesso de soluto. A segunda parte desta definição significa que, se o excesso de soluto não-dissolvido for filtrado, a solução ainda será considerada como saturada. Por outro lado, uma solução insaturada é aquela que tem uma concentração de soluto menor do que a de uma solução saturada, ou seja, mais soluto pode ser adicionado à solução antes que esta venha a estar saturada.

Uma solução supersaturada é definida como aquela em que a concentração do soluto é maior do que a da solução saturada. Esta solução é instável e seu soluto tem tendência a se cristalizar.

Alguns solutos são infinitamente solúveis em um dado solvente, ou seja, o soluto e o solvente se misturarão em qualquer proporção. Entretanto, outros solutos têm solubilidade tão baixa que não são mensuráveis por métodos diretos. Embora não haja nenhum soluto completamente insolúvel, este termo é usualmente utilizado para uma substância cuja solubilidade é extremamente baixa. A maioria dos sólidos exibe solubilidade em água que aumenta com a temperatura. Devido a esta dependência, é possível preparar uma solução supersaturada na qual a concentração do soluto é maior que a existente em uma solução saturada. Nos caso em que a solubilidade aumenta com a temperatura, a solução

supersaturada é obtida preparando inicialmente uma solução saturada na mesma temperatura, depois removendo o excesso de soluto não-dissolvido por filtração ou por outro meio, e finalmente alterando as condições de maneira que a solubilidade seja diminuída, resfriando a solução.

A cristalização do soluto inicia-se quando um pequeno cristal se forma e ocorre a precipitação, geralmente de um modo rápido, até que a concentração da solução tenha diminuído a seu valor de saturação e o equilíbrio tenha sido alcançado. A cristalização pode ser iniciada pela agitação, raspando-se o interior do recipiente, ou pelo modo mais eficaz de todos, adicionando-se um minúsculo cristal do soluto (chamado de “gérmen” ou “semente”).

Neste experimento serão estudados alguns aspectos fundamentais da solubilidade de sólidos em água. Serão realizados alguns ensaios qualitativos envolvendo soluções insaturada, saturada e supersaturada. Serão observados os efeitos térmicos relacionados a dissolução e à cristalização de um sal. Finalmente, será observado como a solubilidade de um sal inorgânico, o nitrato de potássio, varia com a temperatura – o que permitirá a construção da curva de solubilidade desse sal.

## PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

*Materiais:* bico de Bunsen; tubos de ensaio; pinça de madeira; béquer; proveta de 10 mL; balança semi-analítica; termômetro.

*Reagentes:* tiosulfato de sódio pentaidratado ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ); nitrato de potássio ( $\text{KNO}_3$ ).

**ATENÇÃO: As soluções de ambos os reagentes não devem ser descartadas ao final dos ensaios. Devem ser colocadas nos frascos indicados, pois os sais serão recuperados posteriormente.**

## PARTE A: Soluções insaturadas, saturadas e supersaturadas.

### A1

1. Colocar cerca de 1 mL de água destilada em um tubo de ensaio.
2. Adicionar uns poucos cristais de tiosulfato de sódio pentaidratado.
3. Agitar até que o sal se dissolva totalmente.
4. Adicionar mais alguns cristais e agitar.
5. Os cristais se dissolveram ? A solução, antes dessa última adição, estava saturada ou insaturada ? O que você deve observar para poder afirmar que a solução está saturada? Ocorreu algum efeito térmico?

## **A2**

1. Adicionar à mesma solução uma espátula de tiosulfato de sódio.
2. Agitar o tubo por alguns minutos.
3. Observar se há variação na temperatura da mistura.
4. Se todos os cristais se dissolverem, adicionar mais sal, agitar o tubo durante um minuto, e repetir esse procedimento até que o sal adicionado não mais se dissolva.
5. Esperar a mistura decantar e transferir a solução sobrenadante para um tubo de ensaio seco.
6. Adicionar um cristal de tiosulfato de sódio a essa solução e agitar por um minuto.
7. O cristal adicionado se dissolveu ? Esta solução está saturada ?

## **A3**

1. Transferir a solução de volta para o primeiro tubo de ensaio, onde ficaram os cristais de tiosulfato de sódio não dissolvidos.
2. Adicionar mais cinco espátulas do sal e aquecer o tubo de ensaio até que todos os cristais se dissolvam por completo.
3. Agitar o tubo suavemente durante o aquecimento, para que o conteúdo se misture bem. Não permitir que o líquido entre em ebulição.
4. Colocar o tubo de ensaio em um béquer com água à temperatura ambiente, e deixar o sistema em repouso durante cerca de cinco minutos.
5. Caso comece a haver cristalização na mistura, aquecer o tubo de ensaio novamente para dissolver os cristais, e colocar o tubo novamente na água fria.
6. Quando a solução houver esfriado até a temperatura ambiente, segurar o tubo na mão de modo a poder perceber uma eventual variação de temperatura no sistema, e adicionar um pequeno cristal (*gérmen de cristalização*) de tiosulfato de sódio.
7. Observar o que ocorre. Antes da colocação do gérmen, a solução estava saturada? Explicar.

## **PARTE B: Obtenção da curva de solubilidade do $\text{KNO}_3$ .**

Para a construção da curva de solubilidade do nitrato de potássio, serão determinadas as temperaturas em que dez soluções, de concentrações conhecidas, tornam-se saturadas. Isto será feito pela preparação de soluções insaturadas e o abaixamento de suas temperaturas; o início da cristalização indica as temperaturas em que cada solução se torna saturada. **Cada equipe irá determinar**

dois pontos da curva (supondo 15 equipes de 2 estudantes); ao final do experimento, cada equipe deverá coletar os dados de toda a classe para a construção do gráfico.

1. Pesar, em balança semi-analítica, a quantidade de nitrato de potássio que foi atribuída. Estas poderão ser: 1,00; 2,00; 3,00; 4,00; 5,00; 6,00; 7,00; 8,00; 9,00; 10,00; 11,00; e 12,00. Fazer transferências quantitativa desse sal para tubos de ensaio secos.
2. Adicionar 10,0 mL de água destilada a cada um dos tubos de ensaio.
3. Aquecer cuidadosamente as misturas. Não permitir a ebulição, nem a projeção delas para fora do tubo de ensaio. Sempre usar óculos de segurança!!!
4. Quando todo o sólido houver dissolvido, cessar o aquecimento, colocar o termômetro na solução e deixar esfriar.
5. Agitar **cuidadosamente** a solução com o termômetro (**ATENÇÃO! O bulbo do termômetro é bastante frágil**).
6. Observar atentamente, pois a temperatura deverá ser anotada no instante em que for possível observar o início da cristalização do sal.
7. Caso não haja cristalização quando a solução atingir a temperatura ambiente, introduzir o tubo de ensaio num béquer com água gelada.
8. Prosseguir com a agitação e a observação atenta até que os cristais comecem a se formar.
9. Repetir as determinações da temperatura como descrito no item B1, utilizando a mesma mistura (basta reaquecer o tubo de ensaio até dissolver os cristais, e acompanhar novamente a queda da temperatura).
10. Caso as duas temperaturas obtidas sejam concordantes, calcular a média aritmética das duas.
11. Caso as duas temperaturas difiram muito, repetir o procedimento até encontrar duas medidas que sejam próximas.
12. Colocar os valores médios de temperatura numa tabela para a consulta das demais equipes, e anotar os resultados obtidos por todos.

**Questões:**

- 1) Qual é o comportamento da solubilidade do sal  $\text{KNO}_3$  em função da temperatura?
- 2) Porque foi possível atingir temperaturas negativas ( $^{\circ}\text{C}$ )?
- 3) É possível linearizar os dados em um gráfico de  $\ln S \times 1/T$  (K)? Qual é o significado do parâmetro angular nesta linearização?