

DETERMINAÇÃO DA MASSA MOLAR E DISSOCIAÇÃO IÔNICA: ABORDAGEM ATRAVÉS DAS PROPRIEDADES COLIGATIVAS

Wesley Thölken, Rodrigo Geremias

Resumo

As propriedades coligativas são características das soluções que dependem apenas da quantidade de partículas de soluto, sem considerar sua natureza química. Este trabalho investiga duas dessas propriedades: a depressão do ponto de congelamento e a elevação do ponto de ebulição, por meio de dois experimentos distintos. No primeiro experimento, a massa molar do enxofre foi determinada utilizando naftaleno como solvente. A adição de enxofre ao naftaleno resultou em uma depressão no ponto de congelamento da solução, permitindo o cálculo da massa molar do soluto, uma vez que essa depressão está relacionada à molalidade da solução. No segundo experimento, avaliou-se o grau de dissociação iônica do nitrato de potássio (KNO_3) através da técnica de ebuliometria. Ao dissolver o KNO_3 em água, observou-se um aumento no ponto de ebulição da solução. A magnitude dessa elevação forneceu informações sobre o grau de dissociação iônica do sal em solução, evidenciando o comportamento do eletrólito. Esses experimentos demonstram como as propriedades coligativas podem ser utilizadas para entender melhor as interações em soluções e o comportamento de solutos e solventes.

Palavras-chave: Propriedades coligativas; Cálculo da massa molar; Dissociação iônica.

1 INTRODUÇÃO

As propriedades coligativas são características das soluções que dependem exclusivamente do número de partículas de soluto, independentemente de sua identidade química. Como destacado por Atkins

e Paula (2017), "essas propriedades surgem de variações na desordem do solvente, e o aumento da desordem é independente das espécies usadas para provocá-lo. Por essa razão, são chamadas de propriedades coligativas, nas quais 'coligativa' significa 'o que depende do conjunto'." Este trabalho investiga duas dessas propriedades fundamentais: a depressão do ponto de congelamento e a elevação do ponto de ebulição, através de dois experimentos distintos.

O primeiro experimento envolveu a determinação da massa molar do enxofre utilizando naftaleno como solvente. Ao adicionar enxofre ao naftaleno, observou-se uma depressão no ponto de congelamento da solução. Essa alteração permitiu calcular a massa molar do soluto, dado que a depressão do ponto de congelamento está diretamente relacionada à molalidade da solução.

O segundo experimento teve como objetivo avaliar o grau de dissociação iônica do nitrato de potássio (KNO_3) utilizando a técnica de ebuliometria. Ao dissolver KNO_3 em água, verificou-se um aumento no ponto de ebulição da solução. A magnitude dessa elevação forneceu informações valiosas sobre o grau de dissociação iônica do sal em solução, evidenciando o comportamento do eletrólito.

Os resultados obtidos em ambos os experimentos demonstraram como as propriedades coligativas estão interligadas à quantidade de partículas em solução e não à sua natureza química. A depressão do ponto de congelamento e a elevação do ponto de ebulição são fenômenos importantes que revelam a interação entre soluto e solvente, contribuindo para um entendimento mais profundo do comportamento das soluções em diversas aplicações químicas.

2 DESENVOLVIMENTO

2.1 ESTUDO DA CRIOMETRIA PARA DETERMINAÇÃO DA MASSA MOLAR DO ENXOFRE

Segundo Brown et al. (2016), a crioscopia, ou criometria, é uma técnica essencial na química que analisa a diminuição do ponto de congelamento de líquidos em função da adição de solutos não voláteis. Essa propriedade coligativa demonstra como a presença de partículas de soluto influencia o comportamento físico do solvente, sendo diretamente proporcional à molalidade da solução.

O naftaleno foi escolhido como solvente por seu elevado ponto de fusão e pela capacidade de dissolver enxofre molecular (S_8), uma molécula apolar. A introdução de enxofre desorganiza a estrutura cristalina do naftaleno, resultando em uma redução de seu ponto de fusão. A magnitude dessa depressão está ligada à quantidade de soluto adicionada, independentemente das características químicas.

2.1.1 Processo Experimental

Os materiais utilizados no experimento incluíram um tubo de ensaio, um béquer de 500 ml, um termômetro com capacidade até 110 °C, uma rolha furada, um suporte universal, uma tela de amianto e um bico de Bunsen. Os reagentes foram naftaleno e enxofre. O procedimento começou com a colocação de cerca de 16 g de naftaleno em um tubo de ensaio montado em um béquer com água aquecida. O tubo foi posicionado sobre um suporte universal e, após o acendimento do bico de Bunsen, observou-se a fusão do naftaleno. Quando mais da metade estava derretida, o aquecimento foi interrompido. A temperatura de solidificação do naftaleno foi registrada assim que o resfriamento teve início. Em seguida, mediram-se cerca de 4 g de enxofre, que foram adicionados ao naftaleno fundido. Após a dissolução completa do enxofre, a temperatura de solidificação da solução foi anotada.

2.1.2 Resultados e Discursões

Os dados experimentais mostraram que a temperatura de solidificação do naftaleno puro era de 76 °C, enquanto a da solução de enxofre e

naftaleno foi de 69 °C. A diferença de 7 °C permitiu calcular a massa molar do enxofre utilizando a fórmula da depressão do ponto de fusão. A massa molar experimental obtida foi de 247,86 g/mol, comparada ao valor teórico de 256 g/mol, resultando em uma diferença de aproximadamente 3,2 %. Essa discrepância pode ser atribuída à pureza e reatividade do enxofre utilizado, que podem ter comprometido a precisão das medições. Além disso, imprecisões nas medições de temperatura podem ter influenciado a variação, pois flutuações na temperatura de fusão ou solidificação podem impactar os resultados.

2.2 QUANTIFICAÇÃO DA DISSOCIAÇÃO IÔNICA POR MÉTODOS EBULIOSCÓPICOS

A ebullioscopia, segundo Ball (2006), é uma técnica que se fundamenta no princípio de que a adição de um soluto não volátil a um solvente eleva a temperatura de ebulição. Esse fenômeno ocorre devido ao aumento das interações entre as partículas do solvente e do soluto, dificultando a transição das moléculas do solvente para a fase gasosa. A magnitude dessa elevação é proporcional à concentração de partículas do soluto na solução e está ligada ao fator de van 't Hoff, que considera o grau de dissociação do soluto (α).

O nitrato de potássio (KNO_3), ao se dissolver em água, dissocia-se em íons potássio (K^+) e íons nitrato (NO_3^-), aumentando significativamente o número de partículas em solução. Essa dissociação maximiza o efeito ebullioscópico, tornando o KNO_3 um soluto ideal para demonstrar esse fenômeno. Ao comparar a temperatura de ebulição da solução de KNO_3 com a da água pura, é possível observar a elevação do ponto de ebulição e quantificar o grau de dissociação do sal.

2.2.1 Processo Experimental

O procedimento experimental para a ebulioscopia seguiu um protocolo semelhante ao da criometria. Os materiais utilizados incluíram um tubo de ensaio, um béquer de 250 ml, um termômetro, uma rolha furada, um suporte universal, uma tela de amianto, um bico de Bunsen, um tripé metálico e uma pipeta graduada de 20 ml. O experimento começou com o enchimento do béquer com óleo até 2/3 de sua capacidade e a adição de água em um tubo de ensaio. Após o aquecimento do óleo, registrou-se a temperatura de ebulição da água. O procedimento foi repetido para validação da temperatura. Em seguida, pesaram-se cerca de 10 g de nitrato de potássio, que foram transferidos para um tubo de ensaio maior, e adicionaram-se 20 ml de água para garantir a dissolução completa do sal. A solução foi aquecida e a temperatura de ebulição da solução de KNO_3 foi registrada.

2.2.2 Resultados e Discursões

Os dados mostraram que a temperatura de ebulição da água era de $96\text{ }^\circ\text{C}$, enquanto a da solução de KNO_3 era de $101\text{ }^\circ\text{C}$, resultando em uma variação de $5\text{ }^\circ\text{C}$. Essa alteração foi calculada utilizando a Lei de Raoult, que expressa a variação de temperatura em função da constante ebulométrica do solvente e da molalidade da solução. Considerando que o KNO_3 possui uma massa molar de aproximadamente $101,102\text{ g/mol}$ e que se dissocia em íons K^+ e NO_3^- , o grau de dissociação foi calculado, resultando em um valor de aproximadamente 0,98.

3 CONCLUSÃO

Os experimentos realizados demonstraram a relevância das propriedades coligativas na determinação da massa molar do enxofre (S_8) e do grau de dissociação do nitrato de potássio (KNO_3). A análise por criometria resultou em uma massa molar experimental de $247,86\text{ g/mol}$ para o S_8 , que é bastante próximo do valor teórico de 256 g/mol . Essa leve diferença pode ser

atribuída à pureza dos reagentes utilizados, evidenciando a eficácia da criometria como método para determinar massas molares com precisão.

A ebulioscopia, por sua vez, revelou um alto grau de dissociação do KNO_3 , com um valor de $\alpha = 0,98$. Isso indica que quase toda a substância se dissocia em íons quando dissolvida. Essa dissociação acentuada tem um efeito significativo nas propriedades coligativas da solução, resultando em alterações notáveis no ponto de ebulição e em um aumento da condutividade elétrica.

Tais fenômenos são fundamentais para compreender como as soluções iônicas se comportam e as interações que ocorrem entre seus componentes. Esses achados sublinham a importância das propriedades coligativas na análise de soluções e na previsão do comportamento de solutos em diversas situações. A compreensão dessas propriedades é essencial em diferentes aplicações, desde processos industriais até a formulação de medicamentos, onde é crucial controlar as condições das soluções. Além disso, a relação entre a dissociação iônica e as propriedades coligativas proporciona uma base teórica robusta para pesquisas futuras, contribuindo para o avanço nas áreas de química de soluções e engenharia química.

REFERÊNCIAS

ATINKS, Peter; PAULA, Julio de. Físico Química: Fundamentos. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017.

BALL, David W. Físico-química. São Paulo: Cengage Learning, 2006. v. 2

BROWN, Theodore L. et al. Química: a ciência central. 13. ed. São Paulo: Prentice Hall, 2016

Sobre o(s) autor(es)

Wesley Thölken, Discente do curso de graduação em Engenharia Química, Unoesc, Videira, SC, e-mail: wesley.tholken@unoesc.edu.br

Rodrigo Geremais, Docente do curso de graduação em Engenharia Química, Unoesc, Videira, SC, e-mail: rodrigo.geremais@unoesc.edu.br