

## Um experimento simples para ensino de entalpia de dissolução e diversos conceitos básicos como capacidade calorífica, coeficiente de atividade e hidrólise.

Carlos Vinicius M. de Sousa (IC)<sup>(1)</sup>, Ivanise Gaubeur (PQ)<sup>(2)</sup>, Enéas F. de Araujo(PQ)<sup>(1)</sup>, Márcia Guekezian(PQ)<sup>(1)</sup> e Maria Encarnación V. Suárez-Iha (PQ)<sup>(1)</sup>

<sup>1</sup> Centro de Ciências e Humanidades – Universidade Presbiteriana Mackenzie (UPM)

<sup>2</sup> Centro de Ciências Naturais e Humanas – Universidade Federal do ABC (UFABC)

\* nita@mackenzie.com.br

Palavras Chave: *entalpia de dissolução, hidrólise, nitrato de amônio, sulfato de amônio*

### Introdução

A hidrólise de sais tem papel muito importante em diversos campos da química. Por exemplo, todos os cátions que são ácidos conjugados de bases fracas agem como doadores de prótons e podem produzir soluções aquosas ácidas. O presente trabalho tem como proposta a realização de um experimento simples para o estudo da hidrólise de diferentes sais de amônio. Este experimento envolve apenas medições de temperatura e de massa e estes dados permitem que diferentes conceitos básicos sejam apresentados e discutidos com os alunos. A interpretação dos dados de entalpia de dissolução envolve a correlação com os conceitos de calor de reação, capacidade calorífica, hidrólise e coeficientes de atividade. Para isso, o aluno deve comparar o comportamento de três sais. Um deles o  $\text{KNO}_3$ , cujo cátion e ânion não sofrem hidrólise e os outros dois, sais de amônio, envolvendo a hidrólise do íon amônio. No caso do sulfato de amônio, tem-se a contribuição também do íon sulfato (lembre-se que a constante de ionização para o  $\text{HSO}_4^-$  é da ordem de  $10^{-2}$ ).

### Resultados e Discussão

Soluções aquosas de nitrato ( $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ ) e sulfato ( $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ ) de amônio apresentam, respectivamente, pH 5,0 e 5,6 e condutividades iguais a 19 e 5  $\text{mS}^{-1}$ . A condutividade menor apresentada pelo sulfato de amônio foi atribuída a um provável comportamento parcialmente molecular em meio aquoso e o valor de pH maior pode ser atribuído à influência negativa da hidrólise do ânion sulfato na hidrólise do cátion amônio. Já no caso do nitrato (ânion de ácido forte) de amônio observou-se uma hidrólise mais acentuada e um valor de pH menor (5,0). Para obtenção de outros parâmetros, um experimento relativamente simples foi executado para conhecer os calores de dissolução de nitrato e sulfato de amônio em água.

Os reagentes (Merck)  $\text{KNO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  e  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  foram dissolvidos em água desionizada previamente fervida. Utilizou-se um calorímetro adiabático e sua capacidade calorífica foi obtida,  $(102,7 \pm 2,1) \text{ J K}^{-1}$ ,

utilizando-se o sal  $\text{KNO}_3$  cujo calor de dissolução de referência é  $34,9 \text{ kJ mol}^{-1}$ .<sup>2</sup>

As determinações dos valores de entalpia de dissolução para o  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  e  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  resultaram, respectivamente, em 9,32 e 25,4  $\text{kJ mol}^{-1}$ . Ambos podem ser explicados com base nos valores dos coeficientes de atividade individuais dos íons envolvidos e, também, dos respectivos sais. Os coeficientes de atividade individuais<sup>3</sup> são 0,76 ( $\text{NO}_3^-$ ); 0,75 ( $\text{NH}_4^+$ ) e 0,36 ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) e os coeficientes de atividade médio dos sais  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  e  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  são, respectivamente, 0,59 e 0,76. A partir desses valores pode-se concluir que a atividade do sal sulfato de amônio em água é bastante menor que a atividade do nitrato de amônio, ou seja; tem-se uma dissociação bem menos acentuada no caso do sulfato de amônio (mesmo número de mols considerado nos experimentos) e isto representa um consumo de energia bastante menor ou um processo menos endotérmico que a dissolução do nitrato de amônio.

### Conclusões

Os resultados obtidos de forma relativamente simples permitiram correlacionar os diferentes conceitos básicos. O método utilizado mostrou-se adequado uma vez que a relação entre os valores de entalpia obtidos para dissolução de 0,1 mol de cada sal mostrou concordância excelente com os dados da literatura para condição de dissolução limite (quantidade de sal muito pequena). As entalpias de dissolução limite são, respectivamente, 6,6 e 25,7  $\text{kJ mol}^{-1}$ , para o  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  e  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .<sup>2</sup>

### Agradecimentos

Ao Fundo Mackenzie de Pesquisa (MackPesquisa) pelo apoio financeiro e bolsa de Iniciação Científica concedidos.

<sup>1</sup> Sousa, C.V.M.; Engelmann, K.; Guekezian, M.; Gaubeur, I. e Suárez-Iha, M.E.V. *Resumos da 30ª Reunião Anual da SBQ 2007*.

<sup>2</sup> Atkins, P. e Jones, L. "Princípios de Química", Artmed Editora: São Paulo, 1999, p. 446.

<sup>3</sup> Kielland, J. *J. Am. Chem. Soc.* 1937, 59, 1657.