



UNIVERSIDADE FEDERAL DO PARÁ
INSTITUTO DE TECNOLOGIA - ITEC

FACULDADE DE ENGENHARIA MECÂNICA - FEM
LABORATÓRIO DE QUÍMICA ANALÍTICA QUANTITATIVA -
LQAQ

**RELATÓRIO DE PRÁTICA 8: TERMOQUÍMICA, LEI DE
HESS
PROF. DR. CARLOS ANTÔNIO NEVES**

ALAN HENRIQUE PEREIRA MIRANDA - 202102140072
GABRIEL CRUZ DE OLIVEIRA - 202102140055
PALOMA GAMA DA SILVA - 202102140029
SILVIO FARIAS LEAL - 202102140035

Belém-PA
2022

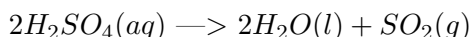
1 Introdução

A termoquímica é o ramo da química que estuda as relações entre as energias envolvidas nas reações químicas e o seu efeito sobre a temperatura. A termoquímica pode ser usada para calcular quantidades de energia, como a quantidade de calor envolvida em uma reação, ou para determinar as condições ideais para uma reação ocorrer.

A primeira lei da termodinâmica é a lei da conservação da energia, que afirma que a energia total de um sistema é constante. A segunda lei da termodinâmica é a lei da entropia, que afirma que o aumento da entropia de um sistema é diretamente proporcional ao tempo. E a terceira lei, também conhecida como a lei da zero da termodinâmica, que afirma que a entropia de um sistema não pode ser negativa. Todas as leis da termodinâmica são aplicadas à química, e são usadas para prever o comportamento de reações químicas.

A quantidade de calor envolvida em uma reação química é medida pelo calor de reação, ou q . O calor de reação é a quantidade de calor liberado ou absorvido pelo sistema quando uma reação ocorre. O calor de reação pode ser calculado usando a equação $q = \Delta H$, onde ΔH é a mudança de entalpia da reação. A mudança de entalpia é a diferença entre a energia final do sistema e a energia inicial do sistema.

No exemplo abaixo, a reação é a decomposição do ácido sulfúrico em água e gás sulfúrico.



Neste exemplo, $q = \Delta H = -184 \text{ kJ}$. Isto significa que 184 kJ de energia serão liberados quando 2 mol de ácido sulfúrico se decompuser em água e gás sulfúrico.

2 Objetivos

Como no exemplo citado na introdução, o fenômeno observado foi a "Dissolução". Trata-se do processo de dissolver um soluto em um solvente. Em tal procedimento, os solutos podem gerar íons, que podem ser ou não classificados como eletrólitos. É dito eletrólito quando a dissolução acontece, ainda podem ser chamados de fortes, quando se dissociam completamente em um processo irreversível.

Os mais proeminentes exemplos de substâncias com forte caráter eletrólito são os sais, que são compostos formados por íons de cátions e ânions. Os cátions são íons positivos, e os ânions são íons negativos. Entre os eletrólitos fracos, podemos citar os ácidos e as bases, que são compostos que se dissociam parcialmente em um processo reversível. Os ácidos são compostos que liberam íons H^+ , e as bases são compostos que liberam íons OH^- . Os eletrólitos fracos são regidos por uma constante de equilíbrio que nos permite determinar suas quantidades em função das condições impostas ao sistema químico.

Dessa forma, o objetivo deste material passa por:

- Verificar o aumento de temperatura de uma reação de neutralização, através de uma solução de NaOH, quando exposta a uma solução de HCl.
- Verificar o aumento de temperatura de um processo de dissolução, seguido de uma reação de neutralização de HCl, quando exposta ao NaOH em estado sólido, e comparar com o aumento de temperatura observado na mistura das soluções.

2.1 Objetivos específicos

- Realizar a medição da variação de temperatura da reação de neutralização, e da dissolução, e comparar os resultados com os obtidos na literatura.

- Verificar a validade da Lei de Hess, que diz que a variação de energia livre de uma reação química é igual à soma das variações de energia livre das reações que a compõem.
- Trabalhar com a dissolução de ácidos e bases.
- Trabalhar conceitos de calorimetria dentro de um ambiente controlado.
- Calcular a variação de entalpia observada em um processo de dissolução, e de uma reação de neutralização.

3 Materiais

Os materiais utilizados para a realização desta prática foram:

Material	Quantidade
Solução de NaOH 0,5 mol/L	50 mL
Solução de HCl 0,50 mol/L	50 mL
Solução de HCl 0,25 mol/L	50 mL
Amostra de NaOH sólido	20g

Tabela 1: Materiais utilizados neste relatório

Os utensílios do laboratório utilizados foram:

- Termômetro de vidro
- Bastão de vidro
- 2 Provetas de 250 mL
- Balança
- Espátula
- Papel Toalha
- Erlenmeyer de 250 mL
- Copo de isopor 250 mL

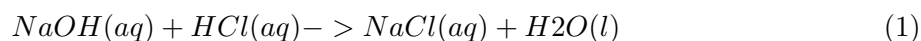
4 Determinação do Calor de Reação na Dissolução de NaOH em HCl

4.1 Procedimento

Para a realização desta prática, foram utilizados os materiais e utensílios descritos na seção 3. O procedimento para a medição do calor de dissolução do NaOH foi indireto, ou seja, não foi medido diretamente, para tal, foram preparadas duas soluções, uma de NaOH 0,5 mol/L, uma com 50 mL e outra com 50 mL de HCl a 0,5 mol/L. Tal reação possui balanço estequiométrico 1:1:1:1, portanto o procedimento de medição das entalpias associadas é mais simplificado.

A primeira solução foi preparada em um erlenmeyer de 250 mL, que foi colocado dentro do copo de isopor para reduzir a perda térmica da reação para o ambiente. Foi adicionado 50 mL

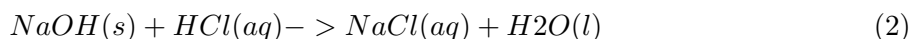
de NaOH 0,5 mol/L e 50 mL de HCl 0,5 mol/L, e por fim, agitou-se a solução até que a reação fosse completa, conforme a equação abaixo:



As condições observadas durante o procedimento foram:

- Temperatura ambiente: 20°C (a confirmar)
- Temperatura da solução: 25,1°C (a confirmar)
- Volume da solução: 100 mL
- A variação de temperatura foi de 5,1°C

Por seguinte, a amostra de NaOH sólido foi pesada e colocada em um erlenmeyer de 250 mL. Em seguida, foi adicionada 50 mL de solução de HCl 0,50 mol/L. O calor de reação foi medido utilizando um termômetro de vidro.



As condições observadas durante o procedimento foram:

- Temperatura ambiente: 20°C (a confirmar)
- Temperatura da solução: 29,5°C (a confirmar)
- Volume da solução: 50 mL
- A variação de temperatura foi de 9,5°C (a confirmar)

A temperatura inicial foi de 25,0°C e a temperatura final foi de 28,0°C. A variação de temperatura foi de 3,0°C.

Referências

Mudança de estilo após este ponto com o comando `\citeoption{abnt-show-options=list}`.
Opção selecionada `abnt-show-options=list`.

Mudança de estilo após este ponto com o comando `\citeoption{abnt-substyle=none}`.

Mudança de estilo após este ponto com o comando `\citeoption{abnt-substyle=UFLA}`.
. Opção selecionada `abnt-and-type=&`. Opção selecionada `abnt-et al-cite=2`. Opção selecionada `abnt-et al-list=0`.

Mudança de estilo após este ponto com o comando `\citeoption{abnt-substyle=COPPE}`.
Opção selecionada `abnt-title-command=yes`.

Mudança de estilo após este ponto com o comando `\citeoption{abnt-thesis-year=final}`.
Opção selecionada `abnt-thesis-year=final`.

Mudança de estilo após este ponto com o comando `\citeoption{abnt-thesis-year=title}`.
Opção selecionada `abnt-thesis-year=title`.

Mudança de estilo após este ponto com o comando `\citeoption{abnt-title-command=no}`.
Opção selecionada `abnt-title-command=no`.

Mudança de estilo após este ponto com o comando `\citeoption{abnt-title-command=yes}` .
Opção selecionada `abnt-title-command=yes`.

Mudança de estilo após este ponto com o comando
`\citeoption{abnt-url-package=hyperref}` . Opção selecionada
`abnt-url-package=hyperref`.

Mudança de estilo após este ponto com o comando `\citeoption{iso-690-1987}` . Opção selecionada `abnt-cite-style=(Author, YEAR)`. Opção selecionada `iso-abbreviation=standard`.
Opção selecionada `iso-author-punctuation=void`.