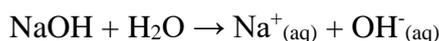
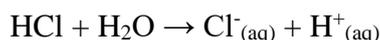


Análise calorimétrica utilizando a folha da bananeira

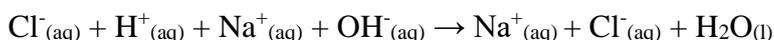
Alef Bruno dos Santos ¹
Rafael da Silva Ribeiro ²
Fábio Garcia Penha ³

INTRODUÇÃO

A termoquímica é um segmento da Química que por meio da calorimetria estuda as reações e as transformações que envolvem troca de calor. O calor liberado em uma reação entre uma substância de caráter ácido e uma de caráter básico é chamado de calor de neutralização. Em um sistema aquoso, os ácidos e as bases fortes encontram-se completamente dissociados, e esse calor liberado é quantitativamente igual ao calor de dissociação da água com sinal contrário. Podemos usar como exemplo a reação de neutralização do ácido clorídrico com o hidróxido de sódio, na qual, suas soluções podem ser descritas, segundo Arrhenius, como:



Dessas soluções, a representação para a neutralização dessa reação pode ser expressa de forma simplificada, considerando:



Segundo Assumpção, et al (2010, p. 64) “a entalpia de neutralização pode ser definida como o calor liberado durante a neutralização de uma solução diluída de ácido por uma solução diluída de base. Essa entalpia de neutralização é sempre igual a $-55,9 \text{ kJ/mol}$ a 25°C ”. Essa entalpia de neutralização ou entalpia padrão de neutralização é expressa por ΔH°_{298} .

A medida direta dos calores envolvidos nas reações químicas é uma parte da calorimetria a qual não é muito valorizada uma vez que muitas destas reações ocorrem sob condições que estão fora do alcance das medidas calorimétricas diretas. No entanto, reações de dissociação, neutralização e muitas reações iônicas de precipitação, são susceptíveis de observação calorimétrica direta (WOLF, 2011, p. 70).

Em um calorímetro isolado adiabaticamente, o calor liberado no processo, $-\Delta H$, é correspondente a quantidade total de calor recebida pelos produtos formados durante a reação, q_p , e pelo sistema (calorímetro), q_c de modo que:

$$-\Delta H = q_p + q_c = q$$

A quantidade total de calor, q , liberada durante o processo, pode ser quantificada pelo aumento da temperatura do calorímetro durante a reação. Para relacionar “ q ” à elevação da temperatura, sejam T_i a temperatura inicial de um dos reagentes, T_f a temperatura final dos produtos formados na reação, C_c e C_p são, respectivamente, as capacidades caloríficas do calorímetro e dos produtos. A equação pode ser expressa como:

¹ Graduando do Curso de Tecnologia em Processos Químicos do Instituto Federal do Rio Grande do Norte-IFRN, alefbru@hotmail.com;

² Graduando do Curso de Tecnologia em Processos Químicos do Instituto Federal do Rio Grande do Norte-IFRN, rafaelribeiro5@gmail.com;

³ Professor do Instituto Federal do Rio Grande do Norte-IFRN, fabio.garcia@ifrn.edu.br.

$$q = (C_c + C_p) \cdot (T_f - T_i)$$

A capacidade calorífica dos produtos pode ser calculada por:

$$C_p = m_p \cdot c_p$$

No qual, m_p consiste na massa e c_p o calor específico dos produtos. Logo, para determinar “q” partindo do aumento da temperatura durante a reação de neutralização sob condições controladas (adiabaticamente) falta conhecer a capacidade calorífica do calorímetro, C_c , que pode ser calculada fornecendo uma quantidade conhecida de calor ao calorímetro. Esse experimento pode ser realizado com água, em temperatura ambiente e posteriormente adicionando água aquecida. A quantidade de calor fornecida é diretamente proporcional à variação da temperatura do sistema e pode ser calculada pela expressão:

$$m_c \cdot (T_f - T_c) + C_c \cdot (T_f - T_c) + mC_c \cdot (T_f - T_a) = 0$$

Conhecendo a massa da água, pode-se obter C_c quantificando as temperaturas T_c , temperatura inicial da água fria, T_a , temperatura da água aquecida e T_f , temperatura final do calorímetro depois de ser acrescentado a água quente.

$$C_c = \frac{-m_c \cdot (T_f - T_a) - m_c \cdot (T_f - T_c)}{(T_f - T_c)}$$

Achado o valor do calor liberado é possível calcular a entalpia padrão de neutralização do experimento realizado usando a relação:

$$\Delta H = \frac{-q}{n_{\text{NaOH}}}$$

Com isso, o presente trabalho busca discutir e apresentar uma estratégia de quantificação do calor proveniente da reação supracitada, por meio de um calorímetro utilizando folhas da bananeira.

METODOLOGIA (MATERIAIS E MÉTODOS)

A natureza do trabalho é de cunho quantitativo, com aspectos qualitativos, com carácter exploratório no procedimento experimental. A análise quantitativa ocorrerá por meio dos dados obtidos no experimento, e a qualitativa através da interpretação dos dados numéricos pós-experimentação.

Foram elaborados dois sistemas de análise com que se acreditava haver características similares. Sendo um deles o calorímetro de isopor e o outro feito com a folha da bananeira, objeto de estudo. Em um sistema, o experimento foi realizado totalmente aberto, visando constatar a diferença da temperatura ambiente e posteriormente realizado nos dois sistemas fechados, o de composição da folha e o de isopor, sendo este último o de controle.

Para o desenvolvimento da proposta foi usado:

- Béquer de 50 mL;
- Termômetro;
- Solução de HCl 0,5 mol/L;
- Solução de NaOH 0,5 mol/L;
- Água destilada;
- Calorímetro de poliestireno expandido (caixa de isopor);
- Folhas de bananeira;

- Fita adesiva;
- Palitos de picolé;
- Cola;

A construção do calorímetro de folhas da bananeira, fez-se uso de palitos de picolé e da cola, para montar a estrutura do equipamento (Figura 1), tendo em vista que a madeira é péssimo condutor de calor e desse modo não iria influenciar nos dados.

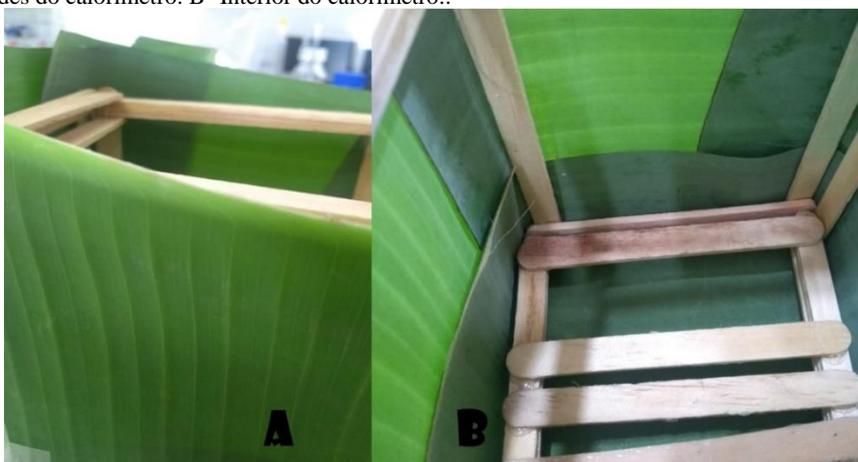
Figura 1: Estrutura do calorímetro, feita de palito de picolé.



Fonte: Dos autores.

Posteriormente, as folhas da bananeira foram cortadas com dimensões próximas as da face da estrutura produzida. Usando as folhas cortadas e a fita adesiva, foi vedado as faces do sistema (Figura 2), com o objetivo de isolar o seu interior para a realização da reação de neutralização entre o ácido forte (HCl) e a base forte (NaOH).

Figura 2: A- Paredes do calorímetro. B- Interior do calorímetro.:



Fonte: Dos autores.

A fita adesiva foi usada para unir as folhas e diminuir possíveis aberturas, a mesma não influencia nos resultados obtidos. O ácido foi adicionado ao béquer (Figura 3), posteriormente a base era adicionada ao mesmo recipiente.

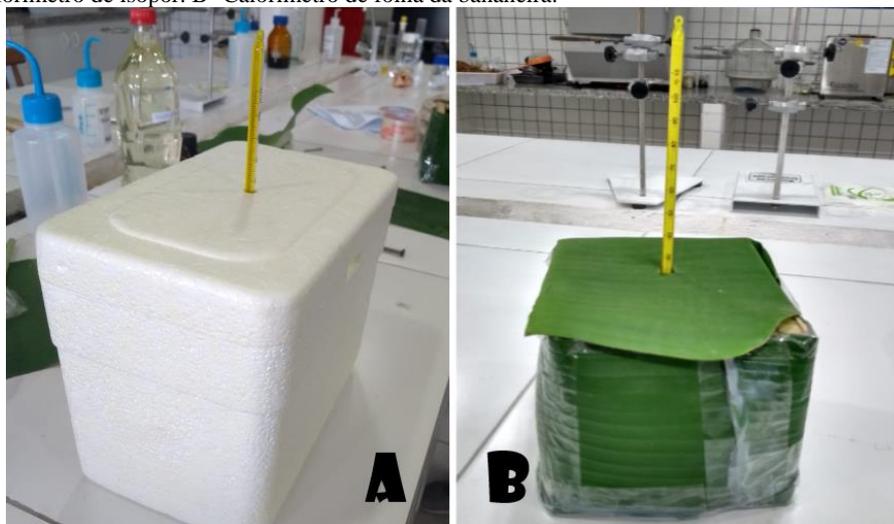
Figura 3: Béquer contendo o ácido no interior do calorímetro das folhas da bananeira.



Fonte: Dos autores.

A determinação da capacidade calorífica do calorímetro foi realizada conforme descrita na literatura, com ligeiras modificações. Inicialmente, mediu-se a temperatura inicial do ácido e da reação de neutralização no sistema aberto, no calorímetro de isopor (Figura 4) e por fim no produto proposto pelo grupo (calorímetro de folhas da bananeira), em duplicata.

Figura 4: A- Calorímetro de isopor. B- Calorímetro de folha da bananeira.



Fonte: Dos autores.

Após a realização dos três experimentos, nos respectivos sistemas, os dados foram coletados, tabulados e realizados os cálculos de variação da temperatura, capacidade calorífica, calor e entalpia

Ao final do desenvolvimento da proposta, foi realizado a interpretação dos dados e relação com a literatura, com o objetivo de comparar as informações e desenvolver as conclusões a respeito do desenvolvimento da natureza do saber científico atrelado ao saber popular.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

Seguindo o procedimento experimental, foi obtido as temperaturas inicial do ácido e a final da reação de neutralização do sistema aberto, do calorímetro de isopor e do feito com a folha da bananeira, sempre em duplicata.

Para o sistema aberto:

1º Teste:

$$T_{\text{inicial}} = 29 \text{ }^{\circ}\text{C} \quad \Delta T = 2 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T_{\text{final}} = 31 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

2º Teste:

$$T_{\text{inicial}} = 29 \text{ }^{\circ}\text{C} \quad \Delta T = 2 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T_{\text{final}} = 31 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

Para o sistema fechado, calorímetro de isopor (poliestireno expandido):

1º Teste:

$$T_{\text{inicial}} = 28^{\circ}\text{C} \quad \Delta T = 3 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T_{\text{final}} = 31 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

2º Teste:

$$T_{\text{inicial}} = 28 \text{ }^{\circ}\text{C} \quad \Delta T = 2 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T_{\text{final}} = 30 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

Para o sistema fechado, calorímetro feito com as palhas da bananeira:

1º Teste:

$$T_{\text{inicial}} = 29 \text{ }^{\circ}\text{C} \quad \Delta T = 3 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T_{\text{final}} = 31 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

2º Teste:

$$T_{\text{inicial}} = 27 \text{ }^{\circ}\text{C} \quad \Delta T = 3 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$T_{\text{final}} = 30 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

Com isso, podemos perceber que as variações de temperatura dos sistemas fechados foram próximas, mas o calorímetro constituído da folha da bananeira apresentou uma variação média de 3 °C, enquanto que o de isopor de 2,5 °C. Contudo, podemos perceber que a dissipação de calor no interior do sistema de folhas de bananeira é menor quando comparada com o de isopor.

Para calcular a capacidade calorífica dos produtos da reação usamos a equação:

$$C_p = m_p + c_p$$

Como foi utilizado 50 mL de solução, então a massa do produto é 100 g e para soluções diluídas, o calor específico é aproximadamente igual o calor específico da água, isto é, $c_p \sim 1 \text{ cal/g}\cdot^{\circ}\text{C}$.

$$C_p = 100 \text{ g} + \frac{1 \text{ cal}}{\text{g}\cdot^{\circ}\text{C}}$$

$$C_p = 100 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}}$$

Utilizando a equação:

$$q = (C_c + C_p) \cdot (T_f - T_i)$$

Com os valores das temperaturas, a capacidade calorífica dos produtos e considerando que a capacidade calorífica do calorímetro é desprezível, podemos calcular o calor interno do sistema.

$$q = C_p \cdot \Delta T_{\text{médio}}$$

$$q = 100 \frac{\text{cal}}{^{\circ}\text{C}} \cdot 3 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$q = 300 \text{ cal}$$

Por meio do calor obtido é possível calcular a variação de entalpia ΔH do sistema, usando a relação:

$$\Delta H = \frac{-q}{n_{\text{NaOH}}}$$

É possível encontrar o número de mol da base utilizando a equação da concentração em quantidade de matéria ($[]$) ou molaridade:

$$[]_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V}$$

$$n_{\text{NaOH}} = []_{\text{NaOH}} \cdot V$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,05 \text{ L}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,025 \text{ mol}$$

Logo, basta substituir os valores na equação do ΔH .

$$\Delta H = \frac{-300 \text{ cal}}{0,025 \text{ mol}}$$

$$\Delta H = -12000 \frac{\text{cal}}{\text{mol}} = -12 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$$

O valor expresso na literatura para a reação do ácido clorídrico com o hidróxido de sódio é de -55,9 KJ/mol. Sendo assim, é preciso converter o valor encontrado.

$$\Delta H = \frac{-12 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}} \cdot 4,184 \text{ KJ}}{1 \text{ Kcal}}$$

$$\Delta H = -50,2 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

Logo, é perceptível que o valor experimental é bem próximo do valor teórico para a reação realizada. Com isso, podemos inferir a pequena diferença entre os valores pode ser relacionada a ineficiência da vedação/ligação das folhas da bananeira nas faces do equipamento construindo. Sendo assim, é possível chegar no valor mais próximo do teórico melhorando o calorímetro feito da palha da bananeira.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Diante do exposto, podemos considerar que os objetivos pré-definidos para a prática foram alcançados com satisfação e que a metodologia pode ser melhorada para que seja possível potencializar os resultados.

Desse modo, espera-se que este trabalho represente um objeto de discussão, uma via de mão dupla, na qual, ao mesmo tempo que é discutido a retenção de calor pela folha da bananeira, provoque a curiosidade de outros pesquisadores sobre a temática e suas possíveis aplicações.

Palavras-chave: Calorímetro com a folha da bananeira, reação de neutralização, calor.

REFERÊNCIAS

ASSUMPCÃO, M. H. M. T.; et al. Construção de um Calorímetro de Baixo Custo para a Determinação de Entalpia de Neutralização. **Educação Química**, São Paulo, v. 35, n. 2, p. 63-69, 2010.

WOLF, L. D.; et al. Construção de um Calorímetro Simples para Determinação da Entalpia de Dissolução. **Educação Química**, São Paulo, v. 36, n. 2, p. 69-83, 2011.