

Construção de um calorímetro com materiais do cotidiano

Antonio Gilson Mendes de Souza (1), Valdene de Sousa Feitosa (1) e Fabrícia Mendes de Souza (2)

(1) Alunos do curso de Licenciatura em Química do IFMA/Campus Bacabal. E-mails: mendes.antonioq@gmail.com, valdenefeitosa@gmail.com

(2) Licenciada em Química pelo IFMA/Campus Bacabal. E-mail: fabriciamendesdesouza@gmail.com

Resumo: *Construiu-se um calorímetro utilizando-se materiais de baixo custo disponíveis no cotidiano. Determinou-se a capacidade térmica do calorímetro utilizando-se água, em que o calor cedido pela água foi igual ao calor ganho pelo calorímetro. A capacidade térmica medida apresentou um valor médio de 81,3 J/°C com desvio padrão de 6,97. O calorímetro foi utilizado na determinação do calor de dissolução (ΔH_{diss}) de alguns sais.*

Palavras-chave: *Calorímetro; Capacidade Térmica; Termoquímica.*

1. Introdução

A calorimetria, que é o estudo das trocas de calor que ocorrem durante processos físicos e químicos, foi desenvolvida a partir de 1760 por Joseph Black (1728 - 1799), que foi o primeiro a entender que quantidade de calor não era o mesmo que temperatura. Black desenvolveu os conceitos de capacidade térmica, calor específico e calor latente, sendo que a medição dessas grandezas se dava pelo método de misturas dentro de calorímetros (BASSALO, 1992; SANTOS, 2011).

Calorímetros são aparelhos usados para medir variações de energia nas situações em que a temperatura desempenha um papel significativo. Os calorímetros são diferenciados de acordo com suas trocas térmicas. São considerados adiabáticos quando não ocorre troca de calor com o ambiente; isotérmicos quando as trocas de calor com o ambiente são intensas e isoperibólico quando não há variação de temperatura no ambiente e as trocas de calor são mínimas (WOLF, et al. 2010; HUERGA, 2016).

De acordo com Atkins (2014), a primeira Lei da termodinâmica pode ser expressa da seguinte forma: "A energia interna de um sistema isolado é constante", assim para ser possível o cálculo da capacidade do calorímetro construído, o sistema deve ser isolado termicamente, fazendo assim com que o calorímetro atue de forma adiabática, não ocorrendo trocas térmicas com o ambiente.

Para determinação da capacidade calorífica do calorímetro utiliza-se a água, assim, o calor liberado ou absorvido pela água corresponderá ao calor liberado ou absorvido pelo calorímetro ($Q_{cal} = - Q_{água}$).

Dessa forma o experimento realizado teve como objetivo a construção de um calorímetro utilizando materiais de baixo custo, e a determinação da capacidade térmica do calorímetro construído, bem como a medida do calor de dissolução de alguns sais inorgânicos.

2. Metodologia

2.1 Construção do calorímetro

Com o auxílio de um abridor de latas retirou-se a tampa da lata de aço, e esta foi introduzida em um dos isopores. Cortou-se, com um estilete, o segundo isopor de forma que este foi usado como tampa para o outro. Em seguida foi feita uma perfuração na tampa do isopor de modo que o diâmetro serviu para introduzir o termômetro.

2.2 Determinação da capacidade térmica do calorímetro

Com uma proveta mediu-se 340 mL de água a temperatura ambiente e esta foi colocada dentro do calorímetro e aguardou-se até atingir o equilíbrio térmico. Mediu-se e anotou-se essa temperatura (T_1).

Foram aquecidos outros 340 mL de água até uma temperatura de aproximadamente 40 °C em chapa aquecedora. Anotou-se a temperatura (T_2).

Nesse momento substituiu-se a água fria pela água quente no calorímetro, tampou-se a foi anotado a temperatura em intervalos de 30 segundos até o alcance do equilíbrio térmico (cerca de 5 medidas iguais). Registrou-se a temperatura de equilíbrio térmico (T_3).

Calculou-se a capacidade térmica do calorímetro em cada réplica e o resultado apresentado como a média acompanhada pelo desvio padrão. O procedimento foi realizado em caráter de triplicata.

2.3 Medida do calor de dissolução

O calorímetro construído foi utilizado para calcular a entalpia de dissolução (ΔH_{diss}) dos sais NaCl, Na_2CO_3 , NaHCO_3 e CuSO_4 , da diferenciação entre as dissoluções do tipo endotérmica e as que são do tipo exotérmica. Para esse cálculo utilizou-se a seguinte fórmula: $\Delta H = -[C_{\text{cal}} (T_f - T_{\text{cal}}) + m_{\text{água}} \cdot C_{\text{água}} \cdot (T_f - T_{\text{água}}) + m_{\text{sal}} \cdot C_{\text{sal}} \cdot (T_f - T_{\text{sal}})] / n_{\text{sal}}$

3. Resultados e Discussão

Um dos aspectos mais importantes quando se deseja estudar as trocas de calor entre os corpos é que se tenha um recipiente isolado termicamente, ou seja, que não permita o ganho ou a perda de calor para as vizinhanças (OLIVEIRA, et al. 2016). Isso justifica o uso do isopor, que é um material isolante térmico. O calorímetro montado pode ser observado na Figura 1.



Figura 1 – Calorímetro construído. Fonte: Autores.

A capacidade térmica (C) é uma constante que se refere à quantidade de calor necessária para elevar a temperatura de um sistema de 1 °C. No caso do calorímetro construído, que apresentou uma capacidade de 81,3 J/°C, significa que para cada 81,3 J de calor recebido a temperatura sofrerá um aumento de 1 °C:

$$\begin{aligned} Q &= 81,3 \text{ J} \Rightarrow \Delta T = 1 \text{ }^\circ\text{C} \\ Q &= 162,6 \text{ J} \Rightarrow \Delta T = 2 \text{ }^\circ\text{C} \\ Q &= 243,9 \text{ J} \Rightarrow \Delta T = 3 \text{ }^\circ\text{C, etc.} \end{aligned}$$

Na Tabela 1 temos o registro de todas as temperaturas medidas. Em $T_3 - T_2$ observa-se a variação entre a temperatura de equilíbrio da água mais o calorímetro com a temperatura da água. Essa variação foi de $-1 \text{ }^\circ\text{C}$, confirmando que a elevação de temperatura do sistema foi de 1 °C.

Tabela 1 – Temperaturas registradas em cada medida.

Medida	T_1	T_2	T_3	$(T_3 - T_1)$	$(T_3 - T_2)$
1	23 °C	43 °C	42 °C	19 °C	-1 °C
2	24 °C	41 °C	40 °C	16 °C	-1 °C
3	24 °C	42 °C	41 °C	17 °C	-1 °C

Todo o processo se desenvolveu à volume constante e cada capacidade térmica apresentada na Tabela 2 foi calculada com base na seguinte fórmula, obtida apartir da relação $C\Delta T_{(cal)} = - m.c. \Delta T_{(água)}$:

$$C_{cal} = - m. c. (T_3 - T_2) / (T_3 - T_1)$$

Onde consideramos o calor específico (c) da água como 4,184 J/g°C, e a sua densidade como 0,986 g/cm³.

Tabela 2 – Capacidade térmica em cada medida.

Medida	Capacidade Térmica (J°/C)
1	73,8
2	87,6
3	82,5
Média	81,3
Desvio Padrão	6,97

O valor de C é uma propriedade extensiva, ou seja, depende do tamanho da amostra, isso significa que se aumentarmos a massa de água usada na determinação, mais de 335,24 g, a capacidade encontrada seria maior, ou seja, necessitaria de uma maior quantidade de calor para sofrer a mesma variação de temperatura (RESNICK, et al. 2008; HUERGA, 2016).

Na Tabela 3 e 4 abaixo temos todos os dados obtidos, de forma experimental, para cada sal. Para a determinação do calor de dissolução foi utilizado o calorímetro desenvolvido no experimento que tem uma capacidade térmica de $81,3 \text{ J}^\circ\text{C}^{-1}$.

Tabela 3 – Dados experimentais obtidos para sais.

Sal	$c_{\text{sal}} (\text{J}^\circ\text{C}^{-1})$	$T_f (\text{}^\circ\text{C})$	$T_{\text{cal}} (\text{}^\circ\text{C})$	$T_{\text{água}} (\text{}^\circ\text{C})$	$T_{\text{sal}} (\text{}^\circ\text{C})$	$m_{\text{sal}} (\text{g})$	$V_{\text{água}} (\text{mL})$
NaCl	0,722	22	23	23	23	11,693	100
Na_2CO_3	1,07	32	22	22	23	21,192	110
NaHCO_3	1,04	18	22	22	22	16,809	100
CuSO_4	0,9	20	23	23	22	49,906	121

Tabela 4 – Comparação do ΔH_{diss} (kJmol^{-1}).

Sal	ΔH obtido	ΔH teórico	Erro absoluto
NaCl	+ 2,5	+ 3,88	35,5%
Na_2CO_3	- 27,88	- 23,99	16,2%
NaHCO_3	+ 10,18	+ 17,15	40,6%
CuSO_4	+ 9,38	- 15,9	> 100%

Os resultados apresentados acima revelam a eficiência do calorímetro na determinação experimental do calor de dissolução (ΔH_{diss}) para alguns sais inorgânicos como o NaCl, Na_2CO_3 , NaHCO_3 e CuSO_4 .

O erro absoluto apresentado na Tabela 2 mostra a diferença entre o valor medido e o valor verdadeiro. Sendo que para o CuSO_4 o valor calculado foi muito acima do esperado, com erro acima de 100%.

Diversos fatores podem estar envolvidos na justificativa do erro encontrado para a dissolução do CuSO_4 , dentre estes tem-se que a solubilização não ocorreu em sua totalidade, pelo fato de o CuSO_4 ser um sal higroscópico e pouco solúvel. Além da possibilidade da ocorrência de possíveis erros no registro das temperaturas de equilíbrio térmico.

4. Considerações finais

Os objetivos do experimento foram alcançados de forma satisfatória, em que a capacidade térmica foi determinada apresentando um desvio padrão relativamente pequeno. Conhecendo-se a capacidade calorífica temos que o calorímetro construído poderá ser empregado em diversas determinações físico-químicas, como a medida do calor de dissolução.

Os valores de ΔH_{diss} determinados para o NaCl , Na_2CO_3 , NaHCO_3 e CuSO_4 foram respectivamente, $+2,5 \text{ kJmol}^{-1}$, $-27,88 \text{ kJmol}^{-1}$, $+10,18 \text{ kJmol}^{-1}$ e $+9,38 \text{ kJmol}^{-1}$, onde o maior erro foi para o CuSO_4 que segundo a literatura possui uma dissolução exotérmica.

Referências bibliográficas

ATKINS, P.; DE PAULA, J. **Físico-Química**. v. 1. 9ª ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 2014.

BASSALO, J. M. F. **A crônica do calor: calorimetria**. Revista Brasileira de Ensino de Física, v. 14, nº 1, novembro, 1992.

HUERGA, A. C. **Proyecto de construcción de un calorímetro y utilización en prácticas de Física y Química**. Trabajo Fin de Máster, Universidad de Valladolid, 2016.

OLIVEIRA, J. P.; PEREIRA, S.; SOUZA, T. I. M. **Uso da plataforma Arduino no desenvolvimento de calorímetro didático**. Revista Técnico-Científica do CREA-PR, edição especial, p. 1-8, 2016.

RESNICK, R.; HALLIDAY, D.; WALKER, J. **Fundamentos de Física**. v. 2. 4ª ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 2008.

SANTOS, D. N. **Calorimetria no ensino de física com materiais de baixo custo**. 2011. 85 f. Dissertação (Licenciatura em Física). Departamento de Física. Universidade Federal de Rondônia, Campus de Ji-Paraná, Paraná, 2011.

WOLF, Lúcia Daniela et al. **Construção de um Calorímetro de Baixo Custo para a Determinação de Entalpia de Neutralização**. São Paulo: *Eclét. Quím.* [on line]. 2010, vol. 35, n. 2, pp. 63-69.