

Nota: 10,0



**IFSC UNIVERSIDADE
DE SÃO PAULO**
Instituto de Física de São Carlos

Prática V

Calorimetria

Jefter Santiago Mares
nº:12559016

Conteúdo

1	Resumo	2
2	Introdução teórica	2
3	Materiais e método	3
3.1	Capacidade térmica do calorímetro	4
3.2	Calor específico de um metal	4
3.3	Calor latente de condensação da água	4
4	Resultados e discussão	5
4.1	Capacidade térmica do calorímetro	5
4.2	Calor específico de um metal	5
4.3	Calor latente de condensação da água	6
5	Conclusão	6
6	Referências	6

1 Resumo

No primeiro experimento foi estimado o valor da capacidade térmica de um calorímetro de duas formas diferentes, na primeira foi usada uma equação que associava uma massa de água quente e fria em equilíbrio no calorímetro e as temperaturas, além do calor específico da água que foi considerado como $1(cal/g^{\circ}C)$, nesse experimento foi calculada uma capacidade térmica em torno de $C_1 = (15 \pm 4)cal/^{\circ}C$, a segunda forma de fazer esse cálculo foi por meio do produto entre a massa de um copo de alumínio que compõe o calorímetro e o calor específico do alumínio [1], com isso foi encontrado um valor equivalente à C_1 , que foi $C_2 = (11,297 \pm 0,002)cal/^{\circ}C$. No experimento seguinte foi encontrado um calor específico para o corpo metálico em torno de $c_0 = (0,088 \pm 0,002)cal/g^{\circ}C$ e a hipótese de que o metal seja zinco, cobre ou uma mistura entre os dois. No último experimento, da condensação da água, foi encontrado um calor latente igual à $L_c = (-559 \pm 5)cal/g$, esse valor embora destoe do tabelado, deve ser entendido como uma aproximação válida e essa variação deve estar relacionada às condições quase ideais do experimento original (o experimento feito quando compilaram o valor utilizado como base).

2 Introdução teórica

Com o estudo das transferências de calor entre corpos se tornou possível entender algumas propriedades que hoje tratamos como princípios da termodinâmica, esses princípios que descrevem alguns dos fenômenos mais importantes dessa área estão listados abaixo:

- Dois corpos em contato térmico podem transferir calor, do mais quente ao mais frio.
- Um sistema em que não há transferência térmica está em equilíbrio.
- Se em um sistema composto por dois corpos em equilíbrio térmico é adicionado mais um sem que o equilíbrio seja quebrado, então os três estão em equilíbrio entre si. Esse fato é conhecido como lei zero da termodinâmica.

A partir das observações dos sistemas termodinâmicos e da noção do comportamento dos materiais podemos exprimir algumas relações por fórmulas que em geral relacionam o calor com a massa dos corpos e alguma variação de temperatura.

Podemos assim definir o calor das seguintes formas:

$$Q = c \cdot m \cdot \Delta T \quad (1)$$

Onde c é o calor específico do material analisado.

Essa equação fornece a capacidade térmica:

$$Q = C \Delta T \quad (2)$$

Por último, o calor a partir do calor latente de um material, essa grandeza está associada com as diferentes fases de um material, para cada estado da matéria o calor latente é diferente e para mudar o estado de um material é necessário que o sistema atinja um calor superior ao latente.

$$Q = mL \quad (3)$$

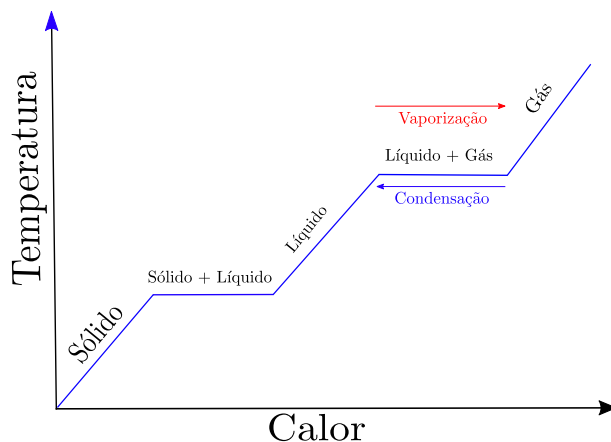


Figura 1: Exemplo de uma curva de estado de matéria.
Fonte: elaborado pelo autor.

3 Materiais e método

Para a realização dos experimentos foram utilizados os seguintes materiais:

- Dois béquers com água quente e fria
- Balança digital de precisão $\pm 0,01(g)$
- Termômetro com precisão de $\pm 0,1^{\circ}C$
- Calorímetro com um copo de alumínio e composto de isopor.
- Aquecedor elétrico
- Pedaco de metal com massa de $(205,75 \pm 0,01)g$
- Erlenmeyer com água fervendo à 100°



Figura 2: Calorímetro usado na realização dos experimentos.
Fonte: [1]

Em todos os experimentos o calor específico da água foi considerado $c_a = 1 \frac{cal}{g^{\circ}C}$.

3.1 Capacidade térmica do calorímetro

Para estimar a capacidade térmica do calorímetro inicialmente foi medida uma quantidade de água quente e fria e suas temperaturas, com isso podemos montar o sistema em equilíbrio termodinâmico e portanto utilizar a equação (2).

$$C = \frac{m_{AQ} \cdot c_A \cdot (T_{aq} - T_f)}{(T_f - T_{af})} - m_{AF} \cdot c_A \quad (4)$$

Onde m_{AQ} e T_{AQ} são, respectivamente, a massa e temperatura da água aquecida, m_{AF} e T_{AF} massa e temperatura da água fria e T_f é a temperatura final do sistema, após o equilíbrio.

Após fazer o cálculo da capacidade térmica do calorímetro foi estimado o calor específico do copo utilizado para armazenar a água, foi usado o valor tabelado na apostila [1] para o calor específico do alumínio e a massa do copo foi fornecida no vídeo [2].

$$C_{copo} = m_{copo} \cdot c_{aluminio} \quad (5)$$

3.2 Calor específico de um metal

Nesse experimento, inicialmente foram medidas as massas relevantes do sistema, a massa de água fria e a massa do objeto metálico, após isso medimos a temperatura inicial do água e temperatura do objeto igual à temperatura de fervura da água - o objeto é colocado em água e aquecido até a água entrar em ebulição - e por último a temperatura de equilíbrio do sistema. A partir desses procedimentos e sabendo a capacidade térmica do calorímetro, que foi calculada no experimento anterior, chegamos à seguinte equação que fornece o calor específico do objeto metálico.

$$c_0 = \frac{(m_A \cdot c_A + C) \cdot (T_A - T_f)}{m_0 \cdot (T_f - T_0)} \quad (6)$$

3.3 Calor latente de condensação da água

É adicionado calor à água até atingir a temperatura de $100^\circ C$, após isso a água fervida é colocada no calorímetro e seu vapor condensado em uma armadilha de líquido, depois a água condensada é medida e podemos estimar o calor latente de condensação da água pela equação abaixo.

$$L_c = \frac{(m_a \cdot c_a + C) \cdot (T_a - T_f)}{m_c} + c_a \cdot (T_c - T_f) \quad (7)$$



Figura 3: Montagem do experimento 3.3 e sólidos metálicos do 3.2 .

Fonte: [1]

4 Resultados e discussão

4.1 Capacidade térmica do calorímetro

Tabela 1: Medidas coletadas das massas e temperaturas.

Líquido	Massa ($\pm 0,01$)g	Temperatura ($\pm 0,1$)°C
Água fria	125,02	12,8
Água quente	122,07	53,2

Ao atingir o equilíbrio o sistema chegou à uma temperatura final de $T_f = (31,4 \pm 0,1)^\circ C$ e com isso utilizando a fórmula (4) conseguimos constatar que a capacidade térmica do calorímetro deve ser de

$$C_{calorimetro} = (15 \pm 4) cal/^\circ C$$

após isso calculamos a capacidade térmica a partir da massa de um copo de alumínio, para tal foi utilizado o calor específico tabelado fornecido na apostila [1] e a equação (5) e a massa do copo de $m_{copo} = (51,82 \pm 0,01)g$, com isso temos que

$$C_{copo} = (11,297 \pm 0,002) cal/^\circ C$$

Essas grandezas são equivalentes, pois:

$$|x_1 - x_2| < 2 \cdot (\sigma_1 + \sigma_2)$$

$$|15 - 11,297| < 2 \cdot (4 + 0,002)$$

Esse resultado é condizente com a teoria, pois o alumínio é um material que possui condutividade térmica maior que o isopor - material que compõe uma camada espessa do calorímetro. Portanto o copo de alumínio precisa de menor quantidade de calor que o calorímetro para sofrer variação na sua temperatura, então sua capacidade térmica deve ser menor.

4.2 Calor específico de um metal

Tabela 2: Medidas coletadas das temperaturas (inicial e final) e massas dos materiais do experimento.

Material	Massa ($\pm 0,01$)g	$T_i(\pm 0,1)^\circ C$	$T_f(\pm 0,1)^\circ C$
Água no calorímetro	217,07	13,1	19,2
Objeto metálico	205,75	97,1	19,2

$$c_o = (0,088 \pm 0,002) cal/g^\circ C$$

O material tem calor específico próximo aos do cobre e do zinco, respectivamente, em torno de $C_{Cu} = 0,092(cal/g^\circ C)$ e $C_{Zn} = 0,092(cal/g^\circ C)$, de acordo com o [3]. Logo o material desse sólido pode ser cobre ou uma mistura de cobre e zinco - esse último é o mais provável, pois o zinco é usado para formar ligas metálicas.

4.3 Calor latente de condensação da água

Primeiro foi medida a massa de água gelada que foi colocada no calorímetro e sua temperatura, respectivamente, $m = (167,48 \pm 0,01)g$ e $T_a = (8,8 \pm 0,1)^\circ C$, depois disso foi adicionada a água à temperatura de condensação $T_c = (100,0 \pm 0,1)^\circ C$ e após fazer a mistura e o sistema entrar em equilíbrio foi medida a temperatura final $T = (71,7 \pm 0,1)^\circ C$. Após isso podemos calcular a quantidade de massa que foi condensada como sendo $m_c = (19,54 \pm 0,01)g$ e então, utilizando a relação (7) podemos estimar o calor latente de condensação da água como algo próximo de

$$L_c = (-559 \pm 5)cal/g$$

O sinal negativo pode ser explicado bem pelo diagrama de mudança de fase (1), ele indica que o sistema cede calor ao meio e então retorna a um estado em que possui menor energia interna. E esse valor pode ser considerado válido, pois é muito próximo ao tabelado [1] de $L_c = -539(cal/g)$ e essa pequena diferença se dá às condições mais ideais do experimento realizado para estimar o valor que foi tabelado.

5 Conclusão

No primeiro experimento é constatado que o calorímetro pode ser considerado ideal, pois, ao comparar a capacidade térmica do mesmo com o calor específico do copo, fica evidente que é maior, portanto as variações de calor que ocorrem no interior do calorímetro ao se adicionar líquidos em diferentes temperaturas estão bem isoladas de interferências externas e devem acontecer assim até o sistema atingir equilíbrio. O calorímetro possui uma capacidade térmica de $C_1 = (15 \pm 4)cal/^\circ C$ e pela massa do copo de alumínio $C_2 = (11,297 \pm 0,002)cal/^\circ C$. Já o segundo experimento, do calor específico de um objeto metálico, foi possível ver, empiricamente, a relação do gráfico utilizado em (1) ao utilizar entender que a água fervendo e o corpo metálico deveriam ter a mesma temperatura de $T = (97,1 \pm 0,1)^\circ C$. Além disso, podemos dizer que o metal deve se tratar de cobre ou uma liga metálica de cobre e zinco. No último experimento foi estimado o calor latente de condensação da água e o resultado $L_c = (-559 \pm 5)cal/g$ bastante próximo do ideal e tabelado, ou seja, no experimento podem ter havido pequenas interferências que foram responsáveis por essa pequena variação.

6 Referências

- [1] J. Fabian Schneider, E. Ribeiro de Azevedo, *Laboratório de Física II: livro de práticas*, Instituto de Física de São Carlos, **2016**.
- [2] E. Riberido de Azevedo em Vídeo "Calorimetria", Complementos de Física, **2020**.
- [3] J. Rumble, J. Rumble, *CRC Handbook of Chemistry and Physics, 98th Edition*, CRC Press LLC, **2017**.