

Data de realização do experimento: 08/11/2019

Grupo 13:

Gustavo Pereira Chaves - 19/0014113

Luigi Paschoal Westphal de Oliveira - 19/0062894

David Gonçalves Mendes - 19/0056967

Relatório do Experimento 9 - Calor Específico

Introdução Teórica:

Considera-se n mols de um gás ideal a uma pressão p e a uma temperatura T , confinados em um cilindro de volume V fixo. Supõe-se que adicionamos uma pequena quantidade de energia Q ao gás na forma de calor, aumentando lentamente a temperatura do recipiente. A temperatura do gás aumenta para $T+\Delta T$ e a pressão aumenta para $p+\Delta p$, levando o gás ao *estado final* f . Nesse tipo de experimento observamos que o calor Q está relacionado à variação de temperatura ΔT através da equação:

$$Q = nC_v \Delta T \quad (\text{Volume constante}) \quad (\text{I}),$$

Onde C_v é uma constante chamada calor específico molar a volume constante. Substituindo esta expressão de Q na Primeira Lei da Termodinâmica, dada pela equação $\Delta E = Q - W$, obtemos:

$$\Delta E = nC_v \Delta T - W \quad (\text{II})$$

Como o volume do recipiente é constante, o gás não pode se expandir e, portanto, não pode realizar trabalho. Assim, $W=0$ e a Equação II nos fornece:

$$C_v = \frac{\Delta E}{n \Delta T} \quad (\text{III})$$

De acordo com a Equação $E = \frac{3}{2} nRT$, a variação da energia interna é:

$$\Delta E = nR \Delta T \quad (\text{IV})$$

Substituindo este resultado na Eq. III, obtemos:

$$C_v = \frac{3}{2} R = \frac{12,5 \text{ J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \quad (\text{Gás monoatômico}). \quad (\text{V})$$

Esta previsão da teoria cinética (para gases ideais) concorda muito bem com os resultados experimentais para gases monoatômicos reais, como o caso que estamos considerando. Os valores (teóricos e experimentais) de C_v para

gases poliatômicos (com moléculas de mais de dois átomos) são maiores que para gases monoatômicos.

Podemos agora generalizar a Eq. IV para a energia interna de qualquer gás ideal substituindo $\frac{3R}{2}$ por C_V para obter :

$$E = nC_V T \quad (\text{Qualquer gás ideal}). \text{ (VI)}$$

Esta equação se aplica não só a um gás ideal monoatômico, mas também a gases diatômicos e poliatômicos, desde que seja usado o calor correto de C_V . Como na Eq. IV, a energia interna do gás depende da temperatura, mas não da pressão ou da densidade.

De acordo com Eq. III ou a Eq. VI, quando um gás ideal confinado em um recipiente sofre uma variação de temperatura ΔT , podemos escrever a variação resultante da energia interna na forma:

$$\Delta E = nC_V \Delta T \quad (\text{Gás ideal, qualquer processo}). \text{ (VII)}$$

Vamos supor agora que a temperatura do nosso gás ideal aumenta do mesmo valor ΔT , mas agora a energia necessária (o calor Q) é fornecida mantendo o gás a uma pressão constante. A partir de experimentos como esse, constatamos que o calor Q está relacionado à variação de temperatura ΔT através da equação:

$$Q = nC_p \Delta T \quad (\text{Pressão constante}) \text{ (VIII)}$$

Onde C_p é uma constante chamada de calor específico molar a pressão constante. O valor de C_p é sempre *maior* do que o do calor específico molar a volume constante C_V , já que nesse caso, a energia é usada não só para aumentar a temperatura do gás, mas também realizar trabalho.

Para obter uma relação entre os calores específicos molares C_p e C_V , começamos com a Primeira Lei da Termodinâmica:

$$\Delta E = Q - W \quad \text{. (IX)}$$

Em seguida, substituímos os termos da Eq. IX por seus valores. O valor de E é dado pela Eq. VII. O valor de Q é dado pela Eq. VIII. Para obter o valor de W observamos que, como a pressão permanece constante, $W = p\Delta V$. Assim, usando a Equação dos Gases Ideais ($pV = nRT$), podemos escrever:

$$W = p\Delta V = nR\Delta T \quad \text{(X)}$$

Fazendo essas substituições na Eq. IX e dividindo ambos os termos por $n\Delta T$, obtemos:

$$C_V = C_p - R$$

E, portanto:

$$C_p = C_V + R \quad \text{. (XI)}$$

Esta previsão da Teoria Cinética dos Gases está de acordo com os resultados experimentais, não só para gases monoatômicos mas para gases em geral, desde que estejam suficientemente rarefeitos para poderem ser tratados como ideais.

Objetivos:

O objetivo do experimento é determinar a Equação do Calor Específico de metais e determinar experimentalmente a capacidade térmica de um calorímetro, bem como determinar o Calor Específico de três materiais metálicos diferentes.

Materiais utilizados:

- 1 termômetro digital PHYWE GTH 1160
- 1 luva térmica,
- 1 calorímetro,
- 1 manta aquecedora,
- 1 balão volumétrico.
- 1 estufa,
- 2 balanças digitais com precisão de 0,1 g,
- Amostras de alumínio, chumbo e cobre.

Procedimentos:

- Revimos o procedimento a ser adotado no experimento, e checamos as proporções e quantidades de água a serem utilizadas em cada parte do experimento. Discutimos também a questão da temperatura inicial.
- Verificamos que o calorímetro possuía um calço de isopor para nivelar a altura do copo.
- Executamos o procedimento para determinar a capacidade térmica do calorímetro. Anotamos todos os resultados em nossa ata.
- Verificamos o erro cometido na medida da capacidade térmica. Comparamos com os colegas da classe. Os resultados estão listados no Tópico 6, *Resultados e Discussão*.
- Executamos o procedimento para medir o calor específico das amostras. Obtivemos as medidas dos outros metais com os outros grupos. Discutimos também quais as possíveis fontes de erro quando se coloca amostras com temperatura acima de 100°C e quais as dificuldades que se tem quando a temperatura da amostra é muito baixa.
- Que curva que devemos obter se traçarmos o gráfico do calor específico *versus* a massa molecular das amostras?
- Fizemos as análises que julgamos serem necessárias para atingirmos nossos objetivos e discutimos seus resultados.
- Escrevemos na Ata nossas conclusões, as possíveis fontes de erros nas medidas e as formas de aprimorar o experimento.

Dados Experimentais e Análise:

Para o erro da capacidade térmica temos:

$$C = \frac{m_q c_{H_2O} \Delta T_q - m_f c_{H_2O} \Delta T_f}{\Delta T_f}$$

Chamando $m_q c_{H_2O} \Delta T_q$ de X e $m_f c_{H_2O} \Delta T_f$ de Y e sendo $Z = X - Y$ temos que:

$$\Delta X = c_{H_2O} (\Delta m_q \Delta T_q + m_q \Delta \Delta T_q)$$

$$\Delta Y = c_{H_2O} (\Delta m_f \Delta T_f + m_f \Delta \Delta T_f)$$

$$\Delta Z = \Delta X + \Delta Y$$

$$\Delta C = \frac{\Delta Z \Delta T_f + \Delta \Delta T_f Z}{\Delta T_f^2}$$

Aplicando os valores:

$$m_q = 83,22; m_f = 39,76; \Delta m_q = \Delta m_f = 0,02; \Delta T_q = 14,9; \Delta T_f = 22,0; \Delta \Delta T_q = \Delta \Delta T_f = 0,2; c_{H_2O} = 1;$$

temos o erro de:

$$\Delta C = 1,302$$

Considerando-se o aumento do erro com o aumento de ΔT_q e a diminuição com o aumento de ΔT_f decidimos iniciar com uma massa maior quente para que a temperatura da massa quente variasse menos a temperatura e a fria mais.

Material	Alumínio
T_{Fi}	23.1
T_{Qi}	135.8
T_f	40.4
Massa Al	56.5
Massa H_2O	72.2
ΔT_F	17.3
ΔT_Q	95.4

E assim temos que $c_{Al} = 0,28502$

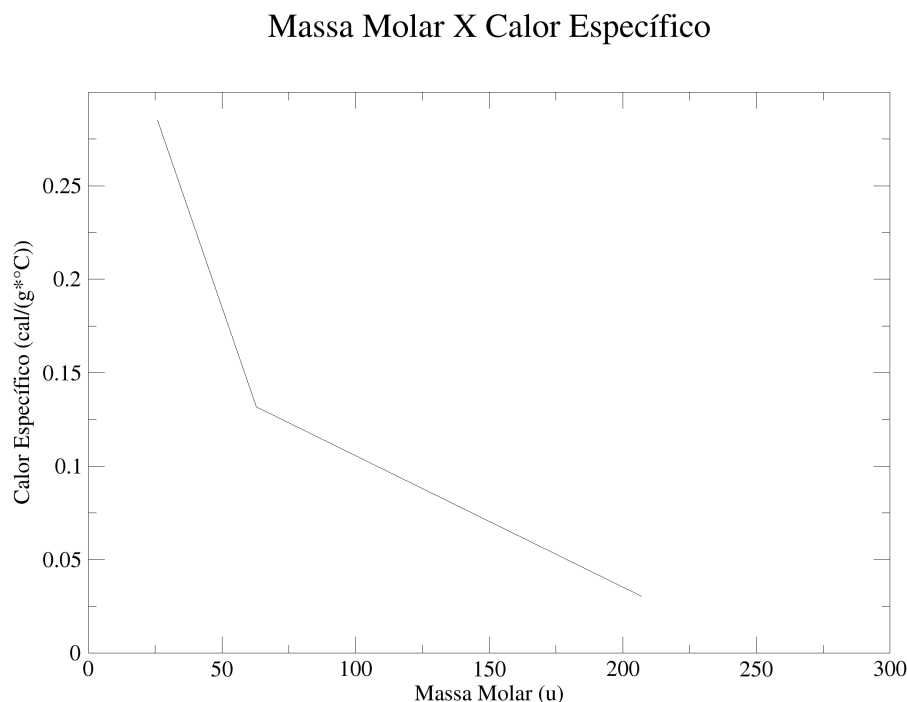
Material	Chumbo
T_{Fi}	23.1
T_{Qi}	135.8
T_f	30.3
Massa Pb	165.02
Massa H_2O	56.71
ΔT_F	7.2
ΔT_Q	105.5

E assim $c_{Pb} = 0,03032$

Materi al	Cobre
T_{Fi}	23.8
T_{Qi}	135.8
T_f	53.8
Massa Cu	140.8
Massa H2O	34.08
ΔT_Q	30
ΔT_Q	82

E assim $c_{Cu} = 0,13169$.

Quando temos amostras de temperaturas de 100°C ou mais temos o problema da ebulição da água violenta, podendo escapar massa de água. Traçando um gráfico:



Obteve-se esse gráfico que pode ter formato de hipérbole ou de exponencial. Observa-se que massas molares maiores apresentaram menor calor específico.

Conclusão:

Tendo em vista o experimento realizado, é possível observar que a diferença de massa molares é a razão pela qual o calor específico é diferente com substâncias distintas. Outra observação notada é quanto maior o calor específico, menor será a massa molar do elemento, assim resultando num tempo de aquecimento diferente até que atinja a mesma temperatura com materiais distintos.

Bibliografia:

Young, H. D.; Freedman, R. A.; Física 2 Termodinâmica e Ondas , 12ª ed., Pearson, 2008.

Halliday, Walker e Resnick, Fundamentos de Física - 2, Editora LTC.