

## DETERMINAÇÃO DO CALOR ESPECÍFICO DE METAIS

### META

Determinar o calor específico de metais.

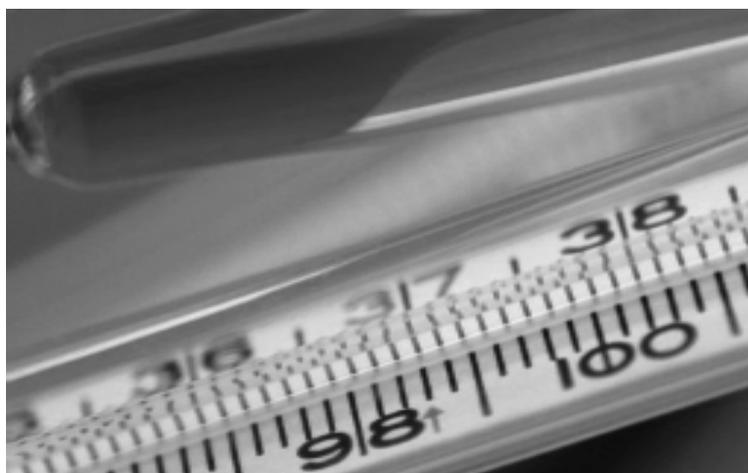
### OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:

a partir do primeiro princípio da termodinâmica estudar nesse capítulo o uso da calorimetria para determinar o calor específico de alguns metais e a Lei de Dulong-Petit. Para isso veremos o que é um calorímetro e como este dispositivo nos será útil para o desenvolvimento desse experimento.

### PRÉ-REQUISITOS

Ter estudado todo o conteúdo do primeiro princípio da termodinâmica (Aula 4).



(Fonte: <http://www.gettyimages.com>).

## INTRODUÇÃO

A experiência nos diz que se uma peça quente de metal é imersa em água a temperatura ambiente, a temperatura da água irá aumentar. Se diferentes metais de mesma massa são aquecidos a mesma temperatura e são imersos numa mesma quantidade de água, a temperatura final do sistema (água + metal) será a mesma?

No começo do século XIX, dois cientistas franceses anunciaram uma lei que mais tarde levaria seus nomes. Em 1919, Alexis-Thérèse Petit e Pierre-Louis Dulong publicaram um artigo intitulado “Investigação sobre alguns aspectos importantes da teoria do calor” (tradução do autor de: *Recherches sur quelques points importants de la Théorie de la Chaleur*) no jornal científico *Annales de Chimie et de Physique*. A Lei de Dulong e Petit, como ficou posteriormente conhecida, relaciona a capacidade calorífica dos elementos com sua massa atômica. Para uma dezena de metais, eles encontraram que  $c$ , a capacidade calorífica é proporcional a massa atômica para um valor constante de aproximadamente  $25 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ . Esta relação foi mais tarde reconhecida como unidade de Dulong-Petit. Posteriormente, seria utilizada para esclarecer os pesos atômicos e as fórmulas atômicas de muitos materiais.

Na prática, A Lei de Dulong-Petit está longe da exatidão, visto que muitos para muitos elementos o valor excede 10% do valor real. No entanto, é possível refinar os dados de valores de capacidade calorífica podem ser refinados com outros tipos de análises químicas.



Figura 1: Foto de Pierre-Louis Dulong (2 Fevereiro de 1785 – 19 Julho de 1838). (Fonte: <http://upload.wikimedia.org>).

## O QUE É CALOR ESPECÍFICO OU CAPACIDADE CALORÍFICA?

A habilidade de qualquer material reter calor é chamado de capacidade calorífica (do material). Para medir a capacidade calorífica, ou a quantidade de calor necessário para aumentar a temperatura de um grama da substância por um grau Celsius, é representado pelo símbolo  $c$ ,  $C_p$  ou mesmo  $s$ . No sistema internacional de unidades (SI), a unidade para capacidade calorífica é dado por  $J g^{-1} K^{-1}$ , no entanto, é comum encontrar valores de capacidade calorífica em  $cal g^{-1} K^{-1}$ , sendo que  $1 cal = 4,184 J$ . A capacidade calorífica de algumas substâncias são apresentadas na Tabela 1.

Tabela 1: Calor específicos de algumas substâncias metais.

<i>Substância</i>	<i>Capacidade Calorífica</i> <i>(<math>J g^{-1} K^{-1}</math>)</i>
Água	4,184 ( $1,00 cal g^{-1} K^{-1}$ )
Alumínio	0,902
Ferro	0,451
Níquel	0,444
Cobre	0,385
Zinco	0,385
Estanho	0,222
Chumbo	0,129
Concreto	1,76
Madeira	0,88

Compare as capacidades caloríficas do concreto e da Madeira. Uma vez que a capacidade calorífica da madeira é duas vezes maior que a do concreto, é necessário aproximadamente duas vezes mais calor para aumentar a temperatura da madeira em relação ao concreto. Isto pode ser verificado de maneira bem simples, comparando a sensação de caminhar de pés descalços no concreto ou na madeira em um dia quente e ensolarado. O concreto parecerá mais quente. O sol fornece energia na forma de calor o qual é absorvido pelo concreto e pela madeira igualmente. No entanto, visto que a madeira possui uma maior capacidade

calorífica, esse material é capaz de absorver mais calor antes que sua temperatura aumente, e conseqüentemente, faz que sintamos o concreto mais quente que a madeira.

Podemos assim assumir de maneira geral: “*Quanto maior o calor específico, menor é a variação de temperatura quanto uma dada quantidade de calor é absorvida*”.

Mas o calor específico não nos informa somente quanto calor deve ser absorvido por uma substância antes que sua temperatura varie, ele também descreve a habilidade da substância liberar calor para esfriar um objeto. Assim, quanto menor a capacidade calorífica, maior a habilidade da substância liberar calor para que ela se esfrie.

Por exemplo, imagine-se segurando duas peças quentes feita de metais desconhecidos X e Y, com capacidade calorífica de  $2 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$  e  $3 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$ , respectivamente. O metal X, que possui uma capacidade calorífica menor que a do metal Y, fará com que a mão que a esteja segurando aqueça mais prontamente que a mão que segura o metal Y.

### **PORQUE DIFERENTES MATERIAIS POSSUEM DIFERENTES CAPACIDADES CALORÍFICAS?**

Uma razão para a variação é que cada substância é feita de átomos que possui diferentes massas. A massa de cada átomo de cobre é maior que a massa de cada átomo de alumínio, por exemplo. No entanto, uma dada massa de cobre possui menos átomos que a mesma massa de alumínio. Quando calor é adicionado a essa massa de cobre, menos átomos precisarão ser postos em movimento (lembrem-se que temperatura está relacionado com a energia cinética). Assim, menos calor é necessário para aumentar a energia cinética dos átomos presentes na amostra, e conseqüentemente, aumentar a temperatura em um grau Celsius. Como resultado, a calor específico do cobre é menor que a do alumínio. Note que cobre e zinco possui os mesmos valores de capacidade calorífica, isso é devido a massas atômicas de ambos ser bastante similares. (Zn:  $26,98 \text{ g mol}^{-1}$  e Cu:  $63,55 \text{ g mol}^{-1}$ ). De um modo geral podemos dizer que quanto maior a massa atômica do átomo, menor é o calor específico desse átomo.

### **DETERMINAÇÃO DA CAPACIDADE CALORÍFICA DE UM MATERIAL**

Sabemos que o fluxo de calor acontece sempre em uma direção – de uma região de mais alta temperatura, para uma de menor temperatura –

até que o equilíbrio térmico seja atingido. E que o fluxo de calor ( $q$ ) nesse processo é dado por:

$$q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (\text{Eq.1})$$

Sendo  $m$  a massa do material,  $c$  seu calor específico e  $\Delta T$  a variação da temperatura durante o processo.

Neste experimento, calor é transmitido de uma amostra de metal aquecido para uma determinada quantidade de água a temperatura ambiente. Uma vez que cada metal possui um valor de capacidade calorífica, quando em contato com a água, o metal causará um variação da temperatura específico para cada metal. A transferência de energia pode ser detectada pela medida da variação de temperatura  $\Delta T$ , de acordo com a Eq. 2:

$$\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}} = T_f - T_i \quad (\text{Eq.2})$$

Para o objeto mais quente, ou seja, o metal, a quantidade de calor ( $q_{\text{metal}}$ ) liberada pelo metal será igual a massa do metal ( $m_{\text{metal}}$ ) multiplicada pelos sua capacidade calorífica ( $c_{\text{metal}}$ ) e também pela variação de temperatura  $\Delta T$ . Essa relação matemática, pode ser escrita:

$$q_{\text{metal}} = m_{\text{metal}} \cdot c_{\text{metal}} \cdot \Delta T_{\text{quente}} \quad (\text{Eq.3})$$

Para o objeto mais frio, a água, a quantidade de calor absorvido pela água é igual a massa de água multiplicada pelo calor específico da água e também pela variação da temperatura. Esta relação nos leva a Eq.4:

$$q_{\text{água}} = m_{\text{água}} \cdot c_{\text{água}} \cdot \Delta T_{\text{frio}} \quad (\text{Eq.4})$$

Por convenção, o sinal de  $q$  nos diz em que direção o calor está sendo transferido. Quando um material libera calor, o sinal é negativo, o que nos diz que a energia interna do material diminuiu. De modo inverso, quando o material absorve calor,  $q$  é positivo. Os sinais de  $q$ , junto com a variação de temperatura, estão indicados na Tabela 2.

Tabela 2: Direção da transferência de Calor.

Direção da Transferência de Calor	Sinal de $q$	Sinal de $\Delta T$	Variação de temperatura do material
Calor é absorvido (transferido para o material)	+	+	temperatura aumenta
Calor é liberado (transferido do material)	-	-	temperatura diminui



## ATIVIDADES

216 J de energia são necessários para aumentar a temperatura de uma amostra de alumínio de 15° para 35°C. Calcule a massa da amostra.

Dados:  $c_{\text{alumínio}}: 0,902 \text{ J K}^{-1}\text{g}^{-1}$ .

Resolução: pela Eq.2, sabemos quanto de calor é necessário para variar a temperatura de uma amostra de massa  $m$  e capacidade calorífica  $c$ . Assim:

$$q_{\text{alumínio}} = m_{\text{alumínio}} \cdot c_{\text{alumínio}} \cdot (T_f - T_i)$$

$$216 \text{ J} = m_{\text{alumínio}} \cdot (0,902 \text{ J K}^{-1}\text{g}^{-1}) \cdot (308 \text{ K} - 288 \text{ K})$$

$$m_{\text{alumínio}} = \frac{216 \text{ J}}{(0,902 \text{ J K}^{-1}\text{g}^{-1}) \cdot (308 \text{ K} - 288 \text{ K})}$$

$$m_{\text{alumínio}} = 12 \text{ g}$$

*Auto-Teste:* Calcule a capacidade calorífica do cobre, dado que 204,75 J de energia leva a um aumento de temperatura de 25 °C to 60°C de uma amostra de 15g de cobre.

Resp:  $0.39 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$

De acordo com a lei de conservação de energia, o calor liberado pelo metal aquecido, deve ser igual ao calor absorvido pela água e também pelas vizinhanças, ou seja, o calorímetro. Assim, considerando os sinais mostrados na Tabela 2, podemos escrever:

$$q_{\text{metal}} = -(q_{\text{água}} + q_{\text{calorímetro}}) \quad (\text{Eq.5})$$

Considerando as Eq.2 e Eq.3, podemos reescrever a Eq.5:

$$m_{\text{metal}} \cdot c_{\text{metal}} \cdot \Delta T_{\text{quente}} = -(m_{\text{água}} \cdot c_{\text{água}} \cdot \Delta T_{\text{fria}} + C \cdot \Delta T) \quad (\text{Eq.6})$$

Sendo  $C$  a constante do calorímetro, que determinaremos para cada experimento.

Nesta prática experimental, a Eq.5 é usada para calcular a capacidade calorífica do metal aquecido quando imerso em um calorímetro com água. Mais uma vez, devemos ressaltar que ao adicionar o metal na água, a temperatura final de ambos os materiais será o mesmo.

## O QUE É UM CALORÍMETRO E PARA QUE SERVE?

O Calorímetro é um objeto projetado para fornecer um isolamento térmico perfeito de modo que não haja trocas de calor entre o que está

em seu interior e as vizinhanças. No entanto não existe um *calorímetro ideal* a não deixar escapar nem permitir entrada de calor, o que existe são dispositivos que minimizem ao máximo dessas perdas. Por exemplo, num *calorímetro ideal* quando preenchido com um líquido, sólido ou gás a uma determinada temperatura não permitirá que o calor escape, e o material permanecerá a mesma temperatura indefinidamente. Um equipamento bastante conhecido e que satisfaz razoavelmente essas características é o *vaso de Dewar* ( Nome dado em homenagem a seu inventor James Dewar). Veja Figura 2.

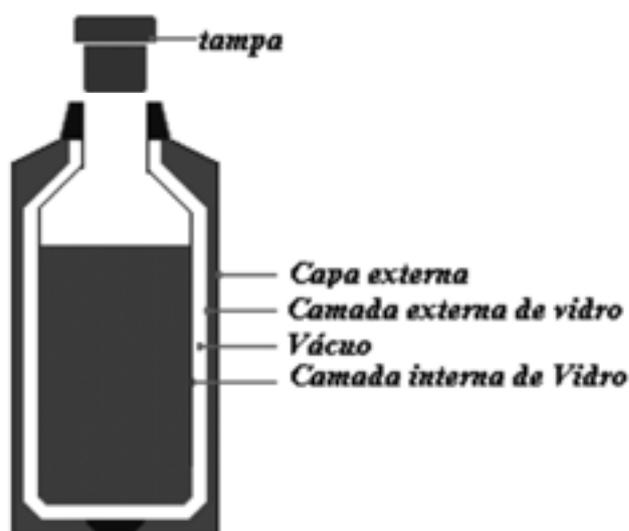


Figura 2: Representação esquemática de um vaso de Dewar.

A constituição de um *vaso de Dewar* é uma garrafa ou recipiente de vidro ou metal com uma dupla camada, entre as quais se faz vácuo para prevenir o fluxo de calor por condução ou convecção de seu interior ou para seu exterior. O uso desse tipo de recipiente é usado por nós diariamente quando depositamos o café recém preparado numa garrafa térmica. No entanto para realizar nosso experimento não precisamos nos desfazer da nossa garrafa térmica, existem modos mais baratos e razoavelmente confiáveis para trabalharmos. Para isso um simples isopor daqueles que usamos para revestir as latas de refrigerante ou cerveja pode funcionar muito bem. Mas para isso é necessário uma tampa, também feita de isopor, que encaixe ao isopor com um pequeno orifício na sua parte superior para introduzir o termômetro.



Figura 3: Recipientes de isopor como exemplo para construção de um calorímetro. Fonte: [http://www.chem.nfl.edu/~itl/2045/lectures/lec\\_9.html](http://www.chem.nfl.edu/~itl/2045/lectures/lec_9.html)

## PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

### MATERIAIS NECESSÁRIOS

- Amostras de metais (Ferro, Cobre ou alumínio)
- Balança analítica
- Béquero
- Calorímetro
- Termômetro
- Proveta

### PARTE 1 – DETERMINAÇÃO DA CONSTANTE DO CALORÍMETRO

Para determinar o fluxo de calor de um processo, o calorímetro é preenchido com conhecida quantidade de água. O processo que libera ou absorve calor é então realizado dentro do calorímetro e a temperatura da água é monitorada com um termômetro. Pela quantidade de água presente dentro do calorímetro e pela mudança de temperatura da água a quantidade de calor transferido pelo processo pode ser determinada. No caso de determinar a *Constante do calorímetro*, partiremos de duas amostras de água a diferentes temperaturas. Uma vez que se conhece o calor específico e a quantidade de cada amostra de água podemos determinar a constante do calorímetro utilizando a seguinte equação:

$$0 = q_{\text{água quente}} + q_{\text{água fria}} + q_{\text{calorímetro}} \quad (\text{Eq.7})$$

Utilizando a Eq. 1, a Eq 7 se torna:

$$0 = m_{\text{água quente}} \cdot c_{\text{água}} \cdot \Delta T_{\text{fria}} + m_{\text{água quente}} \cdot c_{\text{metal}} \cdot \Delta T_{\text{quente}} + C \cdot \Delta T \quad (\text{Eq.8})$$

Aqui temos que tomar cuidado ao diferenciar as variações de temperatura, já que  $\Delta T_{\text{fria}}$  é diferente de  $\Delta T_{\text{quente}}$ . Rearranjando a Eq.8:

$$C = \frac{m_{\text{água quente}} \cdot c_{\text{água}} \cdot \Delta T_{\text{fria}} + m_{\text{água quente}} \cdot c_{\text{metal}} \cdot \Delta T_{\text{quente}}}{\Delta T} \quad (\text{Eq.9})$$

Vale ressaltar que a Eq.7 nada mais é que o enunciado da primeira lei da Termodinâmica. Como não há trabalho realizado pelo sistema ( $w=0$ ) toda variação de energia só pode ser dado por troca de calor. No caso do calorímetro como não há troca, pelo menos a princípio, com as vizinhanças, a energia do sistema não se altera e toda a energia do sistema se mantém constante. Dessa maneira, todos os componentes do sistema, no caso: água quente, água fria e calorímetro, trocam calor entre si, mas no final a energia do sistema tem que se conservar. Ou seja, a somatória de todos os calores num sistema isolado é igual a zero:

$$\sum q = 0 ; q_1 + q_2 + q_3 + q_4 + \dots = 0 \quad (\text{Eq.10})$$

O importante aqui é saber determinar a variação de temperatura do processo. Em muitos casos é difícil determinar diretamente a variação de temperatura,  $\Delta T$ , com precisão. Em conseqüência, é necessário acompanhar a variação da temperatura com o tempo, através de leituras periódicas da mesma. Para isso anota-se a temperatura do sistema a cada 30 segundos por 5 minutos. Dessa maneira podemos organizar os dados em um gráfico como mostrado na Figura 2:

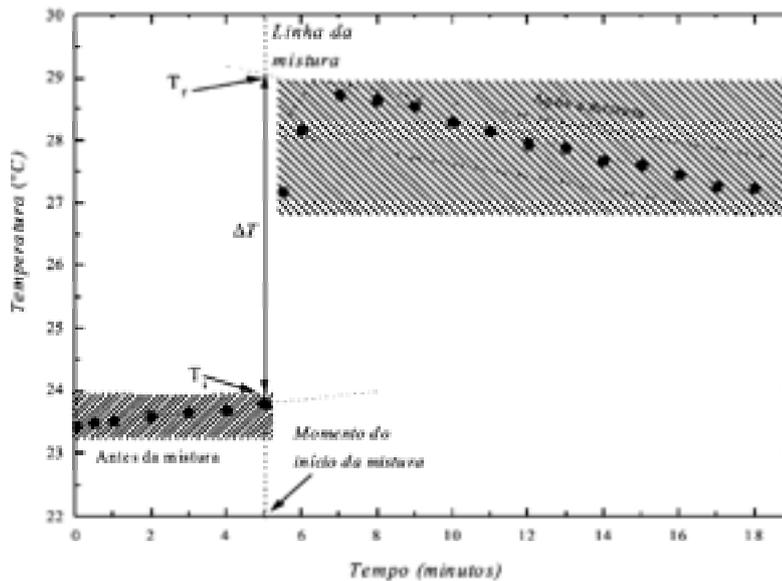


Figura 2 - Variação da temperatura em função do tempo.

A partir da Figura 2 pode ser obtido graficamente o valor correto para DT. No caso desta experiência, como as temperaturas rapidamente ficam constantes em função do tempo, os valores de DT podem ser obtidos facilmente através dos valores estacionários das temperaturas da água fria, água morna e de equilíbrio.

Assim, para determinar a constante de um calorímetro, calorífica de um metal, faz-se necessário o uso de um calorímetro. Siga o seguinte roteiro:

1. Colocar no calorímetro 100 mL de água destilada a temperatura ambiente.
2. Agitar moderadamente e iniciar rapidamente o registro da temperatura do sistema a cada 30 segundos até que a mesma se mantenha constante, por pelo menos dois minutos.
3. Com uma proveta tomar uma amostra de 100 mL de água destilada de temperatura rigorosamente conhecida, cerca de 20 °C acima da temperatura ambiente. Esta amostra de água morna deve ser em seguida rapidamente adicionada no calorímetro.
4. Agitar levemente a mistura e anotar a temperatura a cada 10 segundos, até que a mesma permaneça constante;
5. Repetir o procedimento mais 3 vezes.

### PARTE 2 – DETERMINAÇÃO DA CAPACIDADE CALORÍFICA DE METAIS

Pese aproximadamente 30 g de um metal anotando a massa exata no seu caderno de anotações. Em seguida, preencha com água um béquer de 500 mL, introduza a amostra de metal e aqueça o sistema até a ebulição da água (aproximadamente 100 °C). Veja Figura 2.

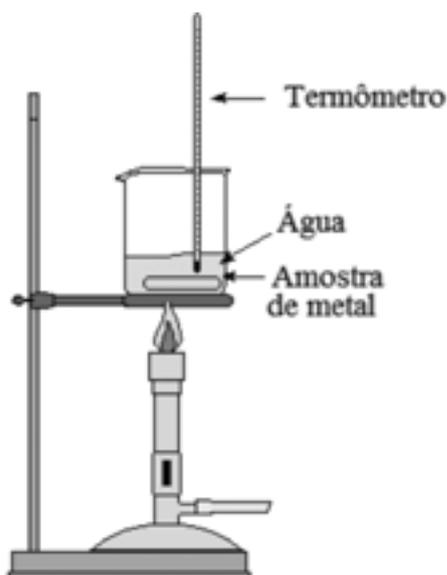


Figura 2 :Aparato para aquecimento da amostra de metal.

Enquanto isso adicione ao calorímetro 25 mL de água, tape-o e meça a temperatura a cada 1 minuto. Após alcançar uma temperatura estável, transfira a amostra de metal para dentro do calorímetro. Mas lembre-se de anotar a temperatura da água em ebulição. Vamos considerar que a temperatura do metal é a mesma que a da água em ebulição. Feche o calorímetro imediatamente e comece a anotar a temperatura do sistema (água+metal+calorímetro) a cada 30 segundos durante 5 minutos. Não utilize o termômetro para agitar a água, pois pode quebrar. Descarte a água e seque a amostra e o calorímetro com papel toalha. Repita o experimento por mais duas vezes para o mesmo metal e para outras amostras metálicas.

**AVISO!: Manuseie sempre os materiais quentes com luvas para evitar queimaduras.**

## CÁLCULOS

1 - Para todos os experimentos é possível determinar o fluxo de calor  $q$  pela medida de variação de temperatura  $\Delta T$  que ocorre durante o processo. Use os espaços reservados ao final dessa aula (Apêndice A) para representar graficamente os dados de Temperatura *vs.* Tempo a fim de determinar a variação de temperatura  $\Delta T$  que ocorreu durante o processo.

2 - Em posse dos valores de variação de temperatura obtidos em cada experimento e a massa de cada amostra metálica, determine a *capacidade calorífica* de cada metal, utilizando para isso a (Eq.5). Para melhor organizar a grande quantidade de dados obtidos construa uma Tabela, como indicado na Tabela 3:

Tabela 3: Valores de Variação de Temperatura, massa da amostra metálica e capacidade calorífica das amostras metálicas.

Amostra	massa (g)	Variação de Temperatura, $\Delta T$ (K)	Capacidade Calorífica, $c_{\text{metal}}$ ( $J K^{-1} g^{-1}$ )
Alumínio 1			
Alumínio 2			
Alumínio 3			
Cobre 1			
Cobre 2			
Cobre 3			
Ferro 1			
Ferro 2			
Ferro 2			

Mostre também todo o seu trabalho em detalhes para os cálculos de calor e capacidade calorífica. Preste atenção para os sinais matemáticos, que é uma fonte de erros muito comum em calorimetria.

3 - Note que para cada amostra a capacidade calorífica foi determinada em triplicata. Por isso, para encontrar um único valor médio para cada metal, faça a média aritmética.

$$\text{Capacidade calorífica média}(\bar{c}_{\text{metal}}) = \frac{c_1 + c_2 + c_3}{3} \quad (\text{Eq.6})$$

Mostre os dados em uma tabela:

**Tabela 4:** Capacidades Caloríficas média das amostras de metais

Amostra	Capacidade Calorífica Média, $\bar{c}_{\text{metal}}$ ( $J K^{-1} g^{-1}$ )
Alumínio	
Cobre	
Ferro	

4 - Baseado na Lei de Dulong-Petit que diz que capacidade calorífica por massa atômica é de aproximadamente  $25 J mol^{-1} K^{-1}$ :

$$c_{\text{metal}} \approx \frac{(25 J mol^{-1} K^{-1})}{MM_{\text{metal}}} \quad (\text{Eq.7})$$

Encontre a Massa Atômica ( $MM_{\text{metal}}$ ) aproximada da amostra de cada metal e determine a porcentagem de erro levando em consideração os valores de massa atômica dos metais indicados na tabela periódica.

$$\% \text{Erro} = \frac{(\text{seu resultado} - MM_{\text{metal}})}{MM_{\text{metal}}} \cdot 100\% \quad (\text{Eq.8})$$

Mostre os resultados numa tabela:

**Tabela 5:** Valores da Massa Atômica determinados pela Lei de Dulong-Petit, e a porcentagem de erro relativos as medidas obtidas.

Amostra	$MM_{\text{metal}}$ ( $g mol^{-1}$ ) (Tabela Periódica)	$MM_{\text{metal}}$ ( $g mol^{-1}$ ) (Seu resultado)	%Erro
Alumínio			
Cobre			
Ferro			

## ATIVIDADES

1. Este experimento possui algumas fontes de erros. Discuta duas das mais possíveis fontes sistemáticas de erros. Como esses erros podem influenciar na determinação da capacidade calorífica dos metais? 4
2. Os valores de capacidade calorífica dos metais (alumínio, ferro e cobre) determinados nesse experimento se assemelham aos já apresentados na literatura? Verifique através da Tabela 1.
3. A partir dos valores de capacidade calorífica, e a porcentagem de erro determinado para esse experimento, como você avaliaria a validade dos seus resultados? São confiáveis ou não? Discuta.
4. Suponha que enquanto transferia a peça de metal para o calorímetro, você sem querer deixou que o metal caísse de maneira brusca e parte da água foi jogada para fora do calorímetro. Explique como a perda de água do calorímetro pode afetar o cálculo da capacidade calorífica do metal?
5. Se você dobrasse a massa do metal, mantendo todo o sistema o mesmo, o que aconteceria com a variação de temperatura do sistema (metal+água+calorímetro)?
6. Se você dobrasse a massa de água mantendo todo o sistema o mesmo, o que aconteceria com a variação de temperatura do sistema (metal+água+calorímetro)?
7. Um estudante transfere uma peça de 138 g de um metal desconhecido a  $99,6\text{ }^{\circ}\text{C}$  para 60,50g de água a  $22,1\text{ }^{\circ}\text{C}$  que está dentro de um calorímetro ideal. Após certo intervalo de tempo, todo o sistema alcança a temperatura uniforme de  $31,6\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Calcule o calor específico do metal.
8. Se o valor correto do calor específico do metal determinado no exercício 1 é  $0,25\text{ J g}^{-1}\text{ K}^{-1}$ , calcule a porcentagem de erro da medida.
9. Qual o calor específico de 75 g de uma amostra metálica que necessita de 5 kJ de energia para mudar sua temperatura de  $25^{\circ}\text{C}$  to  $85^{\circ}\text{C}$ ?
10. Qual será a temperatura final se, a temperatura ambiente ( $25^{\circ}\text{C}$ ), 5,4 kJ de energia é absorvido por 76 g de uma amostra de ferro? Use a capacidade calorífica do Ferro.
11. Qual seria a variação de temperatura (DT)se 89 g de uma amostra de cobre necessitasse de 2,9 kJ de energia para aquecê-lo?



## CONCLUSÃO

Com o conhecimento da Lei de conservação de energia, pudemos com o auxílio do calorímetro medir a quantidade de energia liberada por uma peça de metal aquecida e a partir daí inferir os cálculos de sua capacidade calorífica. Utilizamos para isso 3 diferentes metais, com diferentes massas atômicas o qual foi possível estimar os valores das capacidades caloríficas molares, e correlacioná-los com a Lei de Dulong-Petit.



## RESUMO

Começamos a aula com um pouco da história da termodinâmica para introduzir o aluno ao conceito de calor específico das substâncias a partir da Lei de Dulong-Petit. Desenvolvemos então os conceitos da primeira Lei da Termodinâmica para ser utilizada na determinação dos calores específicos de diferentes materiais. Vimos que é necessário o uso de um dispositivo que impede a troca de calor do meio reacional para as vizinhanças se queremos determinar o fluxo de calor de um sistema fechado; chamamos esse dispositivo de calorímetro. Por não ser ideal, é necessário determinar a constante do calorímetro para então encontrar o calor específico dos metais. Para tanto, foi necessário anotar a evolução da temperatura em função do tempo, a fim de determinarmos a variação de temperatura do processo para então chegar aos valores dos calores específicos dos metais escolhidos.



## PRÓXIMA AULA

Na próxima aula vamos estudar o calor de neutralização de um ácido forte com uma base forte.

## REFERÊNCIAS

- ALEXIS-THÉRÈSE, P.; PIERRE-LOUIS, D. Research on some important aspects of the theory of heat. **Annales de Chimie et de Physique** **10**. p. 395-413, 1819.
- PILLA, L. **Físico-Química I**. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos. Editora 1979.
- BALL, D. W. **Físico Química**. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005.
- ATKINS, P. W. **Physical Chemistry**. 6 ed. Oxford: Oxford University Press, 1998.
- \_\_\_\_\_. **Físico-Química e Fundamentos**, 3 ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos. Editora 2003.