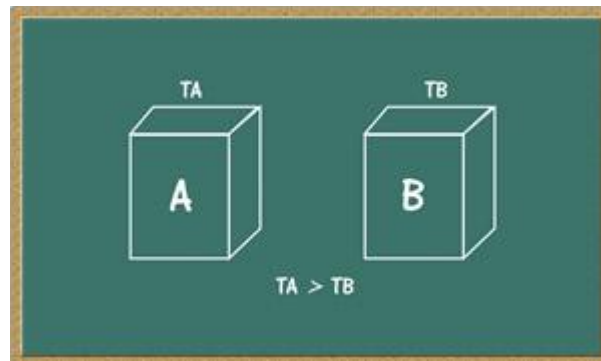


Calorimetria (calor sensível e calor latente)

A **calorimetria** é a parte da física que estuda os fenômenos relacionados à transferência de calor.

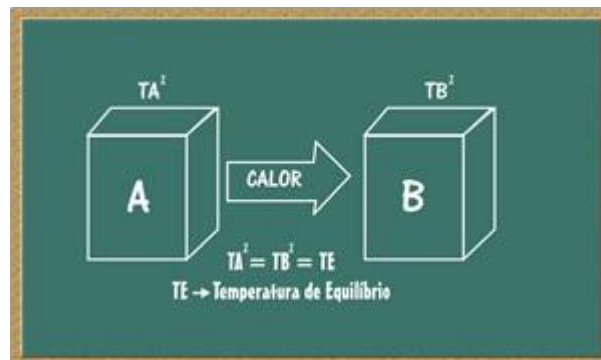
Na natureza encontramos a energia em diversas formas. Uma delas é o calor. Para entendê-lo, pense em uma sopa quente sobre a sua mesa. Após algum tempo ela estará fria, ou melhor, em equilíbrio térmico com o ambiente. Esse fenômeno não se dá somente com a da sopa quente, mas com todos os corpos que estão em contato de alguma forma a temperaturas diferentes. Por que isso ocorre?

Observe a figura abaixo em que dois corpos, A e B possuem temperaturas diferentes e estão em contato térmico.



Após algum tempo, observamos que esses dois corpos encontram-se a uma mesma temperatura (em equilíbrio térmico). O que estava a uma maior temperatura esfriou e o que estava a menor temperatura esquentou atingindo o que chamamos de temperatura de equilíbrio.

Isso acontece porque o corpo que se encontra a uma maior temperatura fornece energia térmica para o outro de menor temperatura. Essa energia térmica quando está em trânsito de um corpo para outro é denominada *calor*.



O calor quando recebido ou fornecido por um corpo pode causar no mesmo duas conseqüências: ou variar sua temperatura (calor sensível), ou provocar mudança no seu estado físico (calor latente). Iremos agora separadamente trabalhar estas duas formas de calor.

Quantidade de calor sensível

É a quantidade de calor capaz de variar a temperatura de um corpo ou de uma substância, sem provocar mudança no seu estado físico. Por exemplo, se aquecermos certa quantidade de água de 20°C a 70°C a pressão atmosférica (1 atm), provocamos apenas variação da sua temperatura porém, a mesma permanecerá no estado líquido.

Essa energia depende:

- 1) Da massa (m): maior massa, maior quantidade de calor cedido ou recebido para poder variar a temperatura
- 2) Da variação de temperatura(ΔT): maior variação de temperatura, maior a quantidade de calor
- 3) Do calor específico (c) : Os corpos e as substâncias na natureza reagem de maneiras diferentes quando recebem ou cedem determinadas quantidades de calor.

Alguns esquentam mais rápido que os outros. Por exemplo, se você for à praia Durante o dia, a areia se encontra mais quente que a água do mar. Porém se voltar a noite, irá observar que a água do mar se encontra mais quente que a areia. Podemos então observar que a água demora mais para aquecer e mais para resfriar o que indica que ela precisa receber ou perder mais calor que a areia para variar sua temperatura. Podemos então definir calor sensível como a quantidade de calor que cada unidade de massa de uma substância necessita para variar sua temperatura em uma unidade. Quanto menor o calor específico de uma substância, mais facilmente ela pode sofrer variações em sua temperatura.

Obs.: O calor específico depende da substância e não da quantidade da mesma. O calor específico também é chamado de capacidade térmica mássica. É constante para cada substância em cada estado físico. Pode-se dizer que o calor específico caracteriza uma substância em determinado estado físico.

Como o calor específico da água no estado líquido é elevado $c = 1 \text{ cal/g.}^\circ\text{C}$, ela é Usada em sistema de refrigeração (como nos radiadores dos automóveis).

Cidades litorâneas geralmente não apresentam grandes amplitudes térmicas, pois a água do mar atua como um regulador térmico.

Podemos a partir do que foi visto acima, calcular a quantidade de calor sensível através da seguinte equação matemática:

$$Q = m.c.\Delta T$$

Unidades de Quantidade de Calor

Caloria (cal) é a quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de 1g de água de 14,5°C a 15,5°C, sob pressão normal.

No SI, a unidade de quantidade de calor é o joule (J)

A relação entre a caloria e o joule é:

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$$

Exercício resolvido

01. Um bloco de ferro com massa de 600g está a uma temperatura de 20°C. O calor específico do ferro é igual a 0,114cal/g.°C.

a) Qual a quantidade de calor que o bloco deve receber para que sua temperatura passe de 20°C a 50°C?

b) Qual a quantidade de calor que o bloco deve ceder para que sua temperatura varie de 20°C a -5°C.

Solução:

a) Dados: $m = 600\text{g}$; $T_0 = 20^\circ\text{C}$; $c = 0,114\text{cal/g}\cdot^\circ\text{C}$; $T = 50^\circ\text{C}$

$$Q = mc(\Delta T) \quad Q = 600 \cdot 0,114 \cdot (50 - 20)$$

$$Q = 2052\text{cal}$$

b) $Q = mc(\Delta T) \quad Q = 600 \cdot 0,114 \cdot (-5 - 20)$

$$Q = -1.710\text{cal}$$

Na tabela abaixo apresentamos valores do calor específico de algumas substâncias.

Substância	Calor específico (cal/g°C)
água	1,00
álcool	0,58
alumínio	0,219
chumbo	0,031
cobre	0,093
ferro	0,110
gelo	0,55
mercúrio	0,033
prata	0,056
vidro	0,20
vapor d'água	0,48

Capacidade térmica

Capacidade térmica ou capacidade calorífica é a grandeza física que determina a variação térmica de um corpo ao receber determinada quantidade de calor. O valor da capacidade térmica é correspondente à quantidade de calor necessária para variar a temperatura do corpo em uma unidade. A unidade usada no SI é J/K (Joule por Kelvin). Geralmente se utiliza no cotidiano cal/°C (caloria por grau Celcius) como unidade de capacidade térmica

A capacidade térmica caracteriza o corpo, e não a substância que o constitui. Dois corpos de massas e de substâncias diferentes podem possuir a mesma capacidade térmica. Dois corpos de massas diferentes e de mesma substância possuem capacidades térmicas diferentes.

A grandeza que caracteriza uma substância é o calor específico.

A capacidade térmica está também relacionada com as interações intermoleculares, a estabilidade de uma fase, a condutividade térmica e a capacidade de armazenar energia

Matematicamente então, Capacidade térmica pode ser determinada pela equação :

$$C = \frac{Q}{\Delta T}$$

De onde podemos observar uma nova equação para determinar o calor sensível

$$Q = C \cdot \Delta T$$

Como vimos que $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$, igualando com a equação acima, descobrimos uma relação entre calor específico e capacidade térmica .

$$C = m \cdot c$$

Exercício resolvido

01. Sob uma chama constante, de potência 192,5W, um corpo sofre um aumento de temperatura de 40°C em 2min. Determine, em cal/°C, a capacidade térmica desse corpo. Considere 1cal = 4,2J.

Solução:

A quantidade de calor fornecida ao corpo pela chama é:

$$\text{Dados: } P = 192,5W; t = 2\text{min} = 120s; \Delta t = 40^\circ C$$

$$\text{Potência} = \frac{\text{Trabalho}}{\text{Tempo}} \rightarrow 192,5 = \frac{\tau}{120} \therefore \tau = 23100J$$

Em calorias, temos:

$$1\text{cal} = 4,2J$$
$$Q = \frac{23100}{4,2} \rightarrow Q = 5500\text{cal}$$

A capacidade térmica do corpo é:

$$C = \frac{Q}{\Delta t} \rightarrow C = \frac{5500}{40} \rightarrow C = 137,5\text{cal}/^\circ C$$

PRINCÍPIO FUNDAMENTAL DA CALORIMETRIA

Se vários corpos, no interior de um recipiente isolado termicamente, ocorre uma troca térmica entre eles até se estabelecer o equilíbrio térmico.

Como o sistema é isolado, não há troca de calor com o ambiente portanto, todo calor cedido é igual ao calor recebido.

Se calor cedido negativo e recebido positivo então a igualdade matematicamente se torna :

$$Q_{\text{cedido}} = - Q_{\text{recebido}}$$

Se assim, a soma algébrica dos calores trocados é igual a zero:

$$Q_{\text{cedido}} + Q_{\text{recebido}} = 0$$

$$Q_1 + Q_2 + Q_3 + \dots + Q_n = 0$$

Se o calor recebido é Q_r e o calor cedido é Q_c , temos

$$\left. \begin{array}{l} Q_r > 0 \\ Q_c < 0 \end{array} \right\} \sum Q_r + \sum Q_c = 0$$

Somatório

CALORÍMETRO

Recipiente destinado a medir a quantidade de calor cedida ou recebida por um corpo.

O calorímetro de água, um dos mais simples, tem sua constituição formada por um recipiente de alumínio, ferro ou cobre o qual é envolto por um material isolante, por exemplo, o isopor. Esse recipiente contém água numa quantidade conhecida. Na parte superior desse recipiente encontra-se um termômetro.

Seu uso dá-se da seguinte maneira: aquecemos uma amostra do material cujo calor específico desejamos conhecer, até que ela atinja uma determinada temperatura T ; agitamos então a água do calorímetro e medimos sua temperatura (T_0); rapidamente colocamos a amostra no calorímetro, agitamos novamente a água e então medimos a temperatura (T) de equilíbrio entre a água contida no recipiente e a amostra. Como não há perdas de calor para o ambiente durante a experiência, o calor cedido pela amostra ao resfriar-se é igual, em valor absoluto, ao calor ganho pela água.

Exercício resolvido

1. Misturam-se 40l de água a 60°C com 20l de água a 30°C. Calcule a temperatura final da mistura.

Dado:

$$c_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$$

Resolução

Quando se trata de mistura, é preciso lembrar que a quantidade de calor cedida pelo mais quente é totalmente transferida para o mais frio, pois aqui consideramos que o sistema é isolado termicamente, ou seja, não perde energia para o ambiente. Assim temos

$$\begin{aligned} |Q_{\text{ced}}| &= |Q_{\text{rec}}| \\ m_1 c \Delta t &= m_2 c \Delta t \\ 40.000 \cdot 1 (T_f - 60) &= 20.000 \cdot 1 (T_f - 30) \\ 40.000 (T_f - 60) &= 20.000 (30 - T_f) \\ 4(T_f - 60) &= 2(30 - T_f) \rightarrow \\ 4T_f - 240 &= -2T_f + 60 \rightarrow \\ 4T_f + 2T_f &= 60 + 240 \rightarrow \\ 6T_f &= 300 \rightarrow T_f = \frac{300}{6} \\ T_f &= 50^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Lembre-se ainda que 1l de H₂O corresponde a 1.000g; assim, 40l=40.000g e 20l=20.000g.

2. Dentro de um calorímetro, cuja capacidade térmica é desprezível, colocou-se um bloco de chumbo com 4kg, a uma temperatura de 80°C. O calorímetro contém 8 kg de água a uma temperatura de 30°C. Considerando $c_{\text{chumbo}} = 0,0306 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$ e $c_{\text{água}} = 1 \text{ cal/g}$, determinar a temperatura final do sistema.

Resolução

o sistema atinge o equilíbrio térmico quando todas as suas partes estão à mesma temperatura. Sabendo que o calorímetro não troca calor, podemos dizer que:

$$\begin{aligned} \Delta Q_{\text{rec}} + \Delta Q_{\text{ced}} &= 0 \quad \text{ou} \quad \Delta Q_{\text{rec}} = -\Delta Q_{\text{ced}} \quad \text{ou seja,} \\ \Delta Q_{\text{chumbo}} + \Delta Q_{\text{água}} &= 0 \\ \text{sabemos que } \Delta Q &= m \cdot c \cdot \Delta\theta, \text{ então:} \\ (m_{\text{ch}} \cdot c_{\text{ch}} \cdot \Delta\theta_{\text{ch}}) + (m_{\text{ág}} \cdot c_{\text{ág}} \cdot \Delta\theta_{\text{ág}}) &= 0 \\ (4 \cdot 0,0306 \cdot (\theta_f - 80^\circ)) + (8 \cdot 1 \cdot (\theta_f - 30^\circ)) &= 0 \\ \theta_f &= 31^\circ\text{C} \end{aligned}$$

Calor latente

Calor latente é a grandeza física relacionada à quantidade de calor que uma unidade de massa de determinada substância deve receber ou ceder para mudar de fase mantendo a temperatura constante ou seja, para variar apenas o seu estado de agregação . O calor latente pode assumir tanto valores positivos quanto negativos. Se for positivo quer dizer que a substância está recebendo calor, se negativo ela está cedendo calor.

No Sistema Internacional de Unidades (SI), a unidade é kJ/kg (quiloJoule por quilograma). Outra unidade usual é caloria por grama (cal/g). A unidade caloria tende a desaparecer à medida que o SI vá sendo implantado pelos países que o aprovaram.

Para calcular a quantidade de calor latente de uma substância, basta dividir a quantidade de calor Q que a substância precisa ganhar ou perder para mudar de fase pela massa m da mesma.

$$L = \frac{Q}{m} \Rightarrow Q = m.L$$

Temos que L é o calor latente em kJ/kg ou cal/g.

Usaremos:

L_F - para calor latente de fusão.

L_V - para calor latente de vaporização.

L_S - para calor latente de solidificação.

L_C - para calor latente de condensação.

Exercício resolvido

Uma mistura de gelo e água em estado líquido, com massa total de 100 g, encontra-se à temperatura de 0°C. Um certo tempo após receber 16.000 J de calor, a mistura acha-se completamente transformada em água líquida a 20°C. Qual era, aproximadamente, a massa de gelo contida na mistura inicial? [Dados: Calor de fusão do gelo = 334,4 J/g; calor específico da água = 4,18 J/(g.°C)].

- (A) 22,8 g
- (B) 38,3 g
- (C) 47,8 g
- (D) 72,8 g
- (E) 77,2 g

Chamando de

m_g a massa de gelo

m_l a massa de água

temos então

$$m_g + m_l = 100$$

As trocas de calor envolvidas serão:

Q1 : fusão do gelo

Q2 : aquecimento da água proveniente da fusão do gelo

Q3 : aquecimento da água que estava no estado líquido

Pelo princípio da Conservação da Energia:

$$Q_1 + Q_2 + Q_3 = 16000$$

$$m_g L + m_g \cdot c \cdot \Delta T + m_l \cdot c \cdot \Delta T = 16000$$

$$m_g L + m_g \cdot c \cdot (20-0) + m_l \cdot c \cdot (20-0) = 16000$$

$$m_g L + m_g \cdot c \cdot 20 + m_l \cdot c \cdot 20 = 16000$$

$$m_g \cdot 334,4 + m_g \cdot 4,18 \cdot 20 + m_l \cdot 4,18 \cdot 20 = 16000$$

$$334,4 m_g + 83,6 m_g + 83,6 m_l = 16000$$

$$418 m_g + 83,6 m_l = 16000$$

Caímos num sistema de equações:

$$\begin{cases} m_{\text{a}} + m_{\text{b}} = 100 \\ 418m_{\text{a}} + 83,6m_{\text{b}} = 16000 \end{cases}$$

isolando :

$$m_{\text{a}} = 100 - m_{\text{b}}$$

e substituindo:

$$418m_{\text{a}} + 83,6(100 - m_{\text{a}}) = 16000$$

$$418m_{\text{a}} + 8360 - 83,6m_{\text{a}} = 16000$$

$$334,4m_{\text{a}} = 7640$$

$$m_{\text{a}} = \frac{7640}{334,4} \cong 22,84 \text{ g}$$

LEITURA COMPLEMENTAR

James Prescott Joule



(1818 - 1889)

Participando da extraordinária variedade do universo, a matéria e a energia podem apresentar-se sob as mais diversas formas: um corpo em movimento está animado de energia cinética, enquanto uma mola distendida tem energia potencial; uma dinamite possui energia química; já um corpo eletricamente carregado armazena energia elétrica.

Essas formas de energia podem se transformar umas nas outras: a mola distendida, ao ser liberada, ganha movimento, o que significa que sua energia potencial se converte em energia cinética. Analogamente, a energia química contida na gasolina pode ser transformada, através da queima do combustível, em energia cinética, aproveitada para movimentar um veículo. E a produção de energia elétrica nas usinas hidrelétricas aproveita a energia das quedas de água.

No entanto, a idéia de que a energia se apresenta em diversas formas não surgiu espontaneamente. Até o início do século XIX, por *energia* entendia-se apenas energia *mecânica*, ou seja, cinética e potencial. E a constatação de que, na verdade, a energia cinética pode ser transformada em calor foi que abriu caminho para essa nova concepção. Quando dois corpos dotados de temperaturas diferentes são postos em contato, ambos tendem a alcançar uma temperatura de equilíbrio, situada entre os dois valores iniciais: o corpo mais quente se torna mais frio e, reciprocamente, o mais frio se aquece. Durante muito tempo, explicou-se esse fenômeno atribuindo aos corpos a posse de uma substância a que se chamava *calórico*. Um corpo a alta temperatura conteria muito calórico, ao passo que outro a baixa temperatura conteria pouco. Assim, quando dois objetos nessas condições eram colocados em contato, o mais rico em calórico transferiria uma parte dele para o outro.

Tal teoria era capaz de explicar satisfatoriamente muitos fenômenos físicos, como por exemplo a condução do calor. A idéia de que o calor é uma substância não podia, contudo, resistir às evidências em contrário que começaram a surgir no fim do século XVIII; foi, assim, substituída pela concepção de que o calor é uma forma de energia; esse feito deveu-se principalmente a Benjamin Thompson, o conde Rumford. Thompson trabalhava para o govêmo da Baviera, como supervisor na fabricação de canhões para o Exército. Esse trabalho era executado cavando-se um orifício no interior de um cilindro maciço de ferro. Durante o processo, o ferro se aquecia, e o orifício era então mantido cheio de água. Mas a água fervia, precisando ser periodicamente substituída; ora, na época aceitava-se a hipótese de que, para fazer a água ferver, era necessário fornecer-lhe calórico. Portanto, segundo as concepções vigentes, havia uma transferencia aparentemente ininterrupta de calórico do ferro para a água. Tentava-se explicar o fato pela hipótese de que, quanto mais finamente dividido um material, menor sua capacidade em reter calórico. Thompson, porém, observou que a água fervia mesmo depois que as ferramentas perdiam seu corte, e não mais eram capazes de subdividir o metal do canhão. Além disso, esse mecanismo não obedecia a um princípio que justifica a aceitação de muitas idéias abstratas em física: o princípio da conservação. De fato, neste caso havia duas quantidades que não se conservavam: a energia mecânica, que devia ser continuamente despendida, e o calórico, que era incessantemente criado.

Após realizar uma série de experiências e tentar explicá-las a partir da teoria do calórico, Thompson resolveu tentar outro caminho. Em 1798, comunicou à Royal Society inglesa que " ... raciocinando sobre esse assunto, não devemos nos esquecer de considerar circunstância mais notável, ou seja, a de que a fonte de calor gerado por atrito, nessas experiências, era visivelmente *inexaurível*... parece ser extremamente difícil, se não realmente impossível, formar uma idéia definida de alguma coisa capaz de ser excitada e transmitida na maneira pela qual o calor era excitado e transmitido nessas experiências, a menos que essa coisa seja movimento".

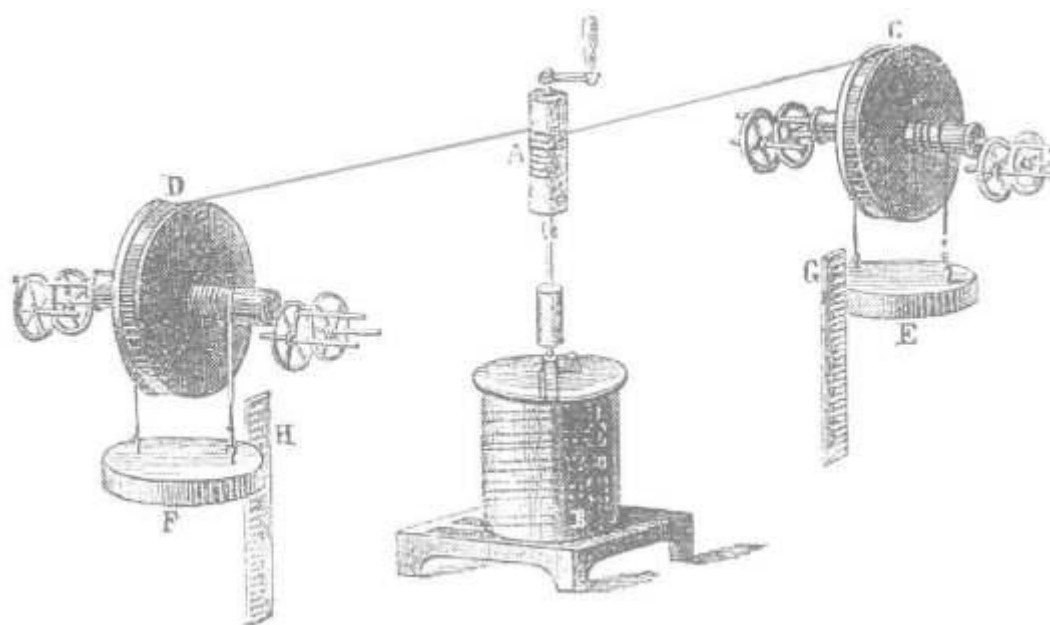
Isso contribuiu para derrubar a teoria do calórico, ao mesmo tempo que lançou o conceito de que o trabalho mecânico é o verdadeiro responsável pelo aparecimento do calor no ato de furar os canhões. A nova teoria só foi plenamente desenvolvida anos mais tarde, graças a trabalhos de Julius Robert von Meyer, Hermann von Helmholtz, L. A. Colding, e James Prescott Joule.

Joule, um industrial inglês nascido 24 de dezembro de 1818, dedicava-se à física como passatempo. Obcecado pelas experiências bem feitas e pelas medidas precisas, realizou uma série de observações sobre o calor e seus efeitos. E foi no decorrer dessas pesquisas que estabeleceu o princípio da conservação da energia, em bases mais sólidas.



O principal feito de Joule consistiu em medir a quantidade de calor que se produz quando uma dada quantidade de energia se transforma. Isso foi feito através de três experiências. Na primeira delas, um ímã em ferradura era colocado no interior de um recipiente cheio de água; um pequeno eletroímã, disposto entre os dois braços da ferradura, recebia corrente elétrica. A rotação do dispositivo fazia a temperatura da água elevar-se, e então era possível, a partir da corrente elétrica que percorria o circuito, calcular a quantidade de energia mecânica - de rotação do eletroímã - que se transformava em calor.

Na segunda experiência, Joule fez a água passar através de tubos capilares. O atrito do líquido com o vidro dos capilares causava o aumento da temperatura do sistema. Esse acréscimo, comparado com a energia gasta no fornecimento de água ao capilar, correspondia à quantidade de calor produzida. Joule realizou ainda uma variante dessa experiência, substituindo a água por vários gases diferentes, melhorando assim a precisão de suas conclusões.



A terceira experiência do pesquisador foi aquela que lhe trouxe fama; realizada em 1845, tomou-se clássica pela sua engenhosidade. Os resultados que permitiu alcançar eram afetados por uma incerteza de 5 %, o que, para os padrões da época, era uma excelente precisão. Joule não empregou mais que um recipiente cheio de água, um termômetro, dois corpos pesados e uma haste metálica dotada de algumas pás. Numa das extremidades da haste, havia uma carretilha. A haste era imersa na água, de modo que as pás pudessem girar livremente no interior do líquido. Da carretilha, que permanecia fora do recipiente, saíam dois fios em direções opostas, cada um dos quais passando por roldanas com eixos dispostos horizontalmente. Na ponta dos fios, amarravam-se os corpos pesados. O bulbo do termômetro, imerso na água, permitia saber a temperatura.

A experiência consistia tão somente em suspender os dois corpos pesados, por meio da carretilha, e depois liberá-la. Os corpos, atraídos pela Terra, caíam, fazendo a carretilha girar; esse movimento se transmitia à haste metálica, e dessa maneira as pás giravam rapidamente no interior da água. Como consequência, a temperatura do líquido se elevava,

o que era acusado pelo termômetro. Sabendo a altura de queda dos corpos, Joule pôde calcular a quantidade de calor que, fornecida à água, era responsável pela elevação observada da temperatura. Chegou à conclusão que 1 caloria-grama é equivalente a 4,186 newton-metro (1 caloria-grama é a quantidade de calor necessária para elevar 1 g de água de 14,5 a 15,50 C). Diz-se, então, que *o equivalente mecânico do calor é 4,186 N.m/cal.g.*

Joule, porém, não parou aí: querendo mostrar que se obtém a mesma quantidade de calor a partir de uma dada quantidade de energia, não importando a maneira como ela é produzida, levou adiante outras experiências, todas elas conduzindo ao mesmo resultado. A agitação do mercúrio, o atrito de anéis de ferro em banhos de mercúrio ou a transformação de energia elétrica em calor num fio imerso em água sempre levavam à mesma proporcionalidade entre as formas de energia.

Após a morte do cientista, em 1889, resolveu-se atribuir ao newton-metro a unidade de energia mecânica no sistema MKS - o nome de joule. Ficava assim perpetuada a homenagem a um dos que mais ajudaram a estabelecer o princípio da conservação da energias.

Fonte : ufsm.br/petfisica