

Projecto Faraday

Textos de Apoio

Temperatura

10º Ano de Escolaridade



casa das ciências

Porto, Outubro de 2009

Ficha Técnica

Projecto Faraday

Projecto de intervenção no ensino da Física no secundário.

Financiamento

Fundação Calouste Gulbenkian.

Execução

Departamento de Física, Faculdade de Ciências da Universidade do Porto.

Escolas Participantes

- ES Filipa de Vilhena
- ES Fontes Pereira de Melo
- ES Garcia de Orta
- ES da Maia
- ES de Santa Maria da Feira

Coordenação

- J. M. B. Lopes dos Santos
- Manuel Joaquim Marques

Portal

URL: <http://www.fc.up.pt/faraday>

Texto do 10^o Ano

Redactor Principal

J. M. B. Lopes dos Santos

Colaboração e revisão

- Elisa Arieiro
- Carlos M. Carvalho
- Manuel Joaquim Marques

Actividades

Autores

- Carlos M. Carvalho
- Elisa Arieiro
- J. M. B. Lopes dos Santos
- Manuel Joaquim Marques
- Nuno Alexandre Vaz
- Nuno Nunes

Colaboração

- Joaquim Agostinho Moreira

Parte II

ENERGIA, CALOR E TEMPERATURA

Conteúdo

Ficha Técnica	i
II ENERGIA, CALOR E TEMPERATURA	1
4 Temperatura	7
4.1 Introdução	7
4.1.1 A temperatura é importante?	7
4.1.2 O que é temperatura?	11
4.2 Temperatura e dissipação	11
4.3 Temperatura e energia	13
4.3.1 Temperatura final de uma mistura	13
4.3.2 Capacidade térmica mássica.	15
4.3.3 Capacidade térmica mássica da água e o clima	18
4.4 Calor de Fusão	20
4.4.1 Temperatura e equilíbrio térmico	21
4.5 Actividades, questões e problemas	22
4.5.1 Actividades	22
4.5.2 Problemas	23
4.5.3 Desafios	25

Lista de Figuras

4.1	Algumas temperaturas importantes. Na história do Universo poderão ter ocorrido temperaturas ainda mais altas que 10^{13} K.	9
4.2	Se tentarmos elevar o recipiente A acima do banho de hélio superfluido, o hélio sobe as paredes de A e escorre de volta para o banho. Esta é apenas uma das propriedades surpreendentes do hélio líquido, no estado superfluido, que ocorre abaixo de uma temperatura de 2,17 K.	10
4.3	A força \vec{F} realiza trabalho sobre o sistema corpo mais mesa. Mas o corpo não acelera por causa da força de atrito. Para onde vai a energia?	11
4.4	Se misturarmos duas porções de água a temperaturas diferente, qual é a temperatura final?	13
4.5	Aparelho de medição de energia.	17
4.6	Se $T_1 < T_2$, a energia final do sistema <i>A</i> é menor que a do sistema <i>B</i> . Que podemos concluir sobre as energias <i>iniciais</i> ?	20
4.7	Travão de disco.	23

Capítulo 4

Temperatura

4.1 Introdução

Temos à frente dois copos com água. São idênticos, têm a mesma quantidade de água, igualmente transparente; a massa é a mesma; a água ocupa o mesmo volume e está perfeitamente imóvel. Nada distingue os dois sistemas, aparentemente. Mas tocando na água com um dedo, verifica-se que os seus estados são, efectivamente, muito diferentes: um dos copos tem água quente e o outro água fria.

Apesar das primeiras aparências, a água está em estados diferentes em cada um dos copos, e o nosso sentido do tacto permite distingui-los, pois permite-nos sentir uma diferença de **temperatura**. Os termómetros são instrumentos capazes de traduzir esta grandeza, que é perceptível pelo nosso sentido do tacto, em variações de outras grandezas mais directamente **quantificáveis**: o volume de uma coluna de mercúrio, por exemplo, ou uma diferença de potencial eléctrica.

Quantificar: atribuir um valor numérico.

4.1.1 A temperatura é importante?

De que maneira!

Um desvio de mais de $0,5^{\circ}\text{C}$ da temperatura normal do nosso corpo é suficiente para sabermos (e sentirmos) que não estamos bem. A necessidade de manter a temperatura em limites aceitáveis para o nosso corpo foi, e é, um dos grandes estímulos para o desenvolvimento da cultura e civilização humanas.

▷ Temperatura do corpo

■ Escalas de Temperatura ■

A Escala Internacional de Temperatura de 1990 estabelece como unidade de temperatura o **kelvin** (símbolo, K). Note-se que a unidade é o **kelvin**, não o *grau kelvin*. Veremos mais tarde que existe um limite inferior de temperatura, o Zero Absoluto, que a escala Kelvin toma como 0 K.

No dia-a-dia continuamos a usar a escala Celsius, definida a partir dos pontos de congelamento (0°C) e ebulição (100°C) de água pura à pressão atmosférica normal (nível do mar). A relação entre estas duas escalas é muito simples. Sendo T a temperatura em **kelvin** e t em graus Celsius,

$$T = t + 273,15.$$

Esta relação significa que a diferença de duas temperaturas em **kelvin** e em graus Celsius é expressa pelo mesmo número,

$$T_1 - T_2 = (t_1 + 273,15) - (t_2 + 273,15) = t_1 - t_2.$$

Por exemplo, a diferença entre as temperaturas de ebulição e congelamento da água é 100 K e 100°C .

Existe ainda uma escala de temperatura muito usada em países de tradição anglo-saxónica, a escala Fahrenheit (unidade, grau Fahrenheit, $^{\circ}\text{F}$). A tabela seguinte mostra as temperaturas de alguns pontos de referência nestas três escalas. Na escala Fahrenheit há 180°F entre os pontos de congelamento e ebulição da água. Uma diferença de 1 K ou 1°C corresponde então a $1,8^{\circ}\text{F}$.

Unidade	kelvin	grau Celsius	grau Fahrenheit
Símbolo	K	$^{\circ}\text{C}$	$^{\circ}\text{F}$
Ebulição da água	373,15	100	212
Congelamento da água	273,15	0	32
Zero Absoluto	0	-273,15	-459,67

Caixa 4.1: Escalas de temperatura

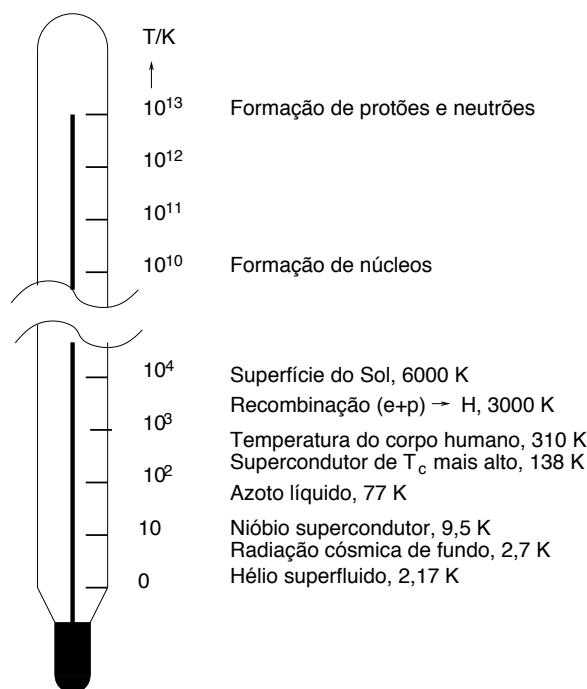


Figura 4.1: Algumas temperaturas importantes. Na história do Universo poderão ter ocorrido temperaturas ainda mais altas que 10^{13} K.

Um dos problemas ambientais mais controversos, o efeito de estufa, tem a ver, precisamente, com a questão da temperatura média à superfície da Terra. Uma subida de apenas alguns graus pode ter consequências extremamente graves, como a extinção de inúmeras espécies, a subida do nível das águas do mar, alterações nos níveis de precipitação, etc.

Mas não precisamos de nos centrar nas necessidades da nossa espécie para percebermos a importância do conceito de temperatura na compreensão do nosso universo. A água, elemento fundamental para todas as espécies vivas, só existe no estado líquido (à pressão normal) entre 0°C e 100°C . As reacções químicas, que determinam a formação dos compostos, dependem da temperatura. Por exemplo, muitas das reacções de combustão, que constituem uma das nossas principais fontes de energia, requerem uma temperatura bastante mais elevada que a temperatura ambiente para se poderem iniciar. Depois disso, a energia que libertam é suficiente para manter a temperatura elevada.

A própria constituição da matéria depende da temperatura. Acima de cerca de 3000 K, os electrões e os prótons dos átomos de hidrogénio começam a separar-se. A temperaturas da ordem das dezenas

▷ O ambiente

▷ Reacções químicas

▷ Constituição da matéria

de milhares de **kelvin**, todos os átomos e moléculas se separam nos respectivos electrões e núcleos constituintes. A temperaturas ainda mais altas, da ordem de dez mil milhões de **kelvin**, 10^{10} K, os próprios núcleos se separam nos seus constituintes, prótons e neutrões. E a temperaturas mil vezes superiores, 10^{13} K, até os prótons e neutrões deixam de existir como partículas estáveis, existindo apenas um gás de *quarks*, os seus constituintes.

O modelo padrão da origem do Universo, teoria do Big-Bang, afirma que o Universo passou, na sua história, por estes estados de temperaturas muito elevadas e que a sua constituição era muito diferente daquilo que é hoje.

▷ Baixas temperaturas

No sentido oposto, temperaturas baixas, também abundam as surpresas. Nos locais mais frios do planeta Terra a temperatura pode descer até -80°C , ou 193 K. Nos laboratórios de baixas temperaturas é possível ir ainda mais próximo do zero absoluto. A 77 K, -196°C , o azoto, principal constituinte da atmosfera, torna-se líquido. Muitos metais, se suficientemente arrefecidos, tornam-se supercondutores, conduzindo corrente eléctrica sem qualquer resistência. Abaixo de cerca de 2 K (-271°C), o Hélio (que é um líquido abaixo de 4 K, -269°C) entra num estado notável, conhecido como superfluido. Se tentarmos levantar um recipiente de hélio, acima do banho de hélio superfluido, este sobe as paredes do recipiente e escorre de volta para o banho! E esta é apenas uma de várias propriedades surpreendentes deste estado da matéria.

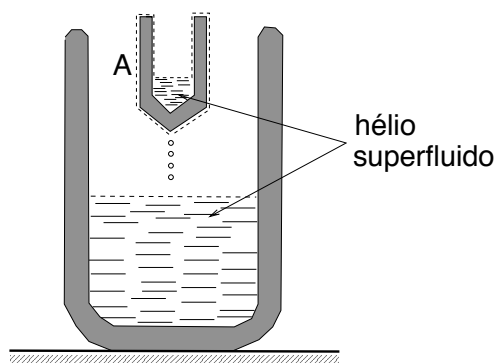


Figura 4.2: Se tentarmos elevar o recipiente **A** acima do banho de hélio superfluido, o hélio sobe as paredes de **A** e escorre de volta para o banho. Esta é apenas uma das propriedades surpreendentes do hélio líquido, no estado superfluido, que ocorre abaixo de uma temperatura de 2,17 K.

4.1.2 O que é temperatura?

Neste capítulo tentaremos esclarecer as relações entre os conceitos de temperatura, energia e calor, recorrendo a observações experimentais de vários tipos.

Não é possível compreender um conceito novo de física, sem ver como ele aparece e é usado em situações concretas e como se relaciona com outros conceitos. Não se pode, simplesmente, dar uma definição, como num dicionário. Mas temos de ter um ponto de partida para sabermos do que estamos a falar. O exemplo dado no princípio deste capítulo mostra que todos temos alguma experiência intuitiva do que é a temperatura. Sabemos que um corpo pode estar mais quente ou mais frio, e que isso corresponde a estar a temperaturas diferentes. Sabemos, ainda, que os físicos aprenderam a medir essa grandeza usando termómetros. Como ponto de partida, isto é suficiente.

4.2 Temperatura e dissipação

Para aumentar a temperatura de um corpo temos que lhe fornecer energia. Eis uma afirmação que não surpreende ninguém. Para aquecer água temos que usar energia eléctrica ou um combustível, como o gás. As siderurgias, indústrias que têm que aquecer os metais até os fundirem, são grandes consumidoras de energia.

Esta energia é a mesma de que falamos no capítulo 2, ou é outra forma de energia, térmica ou calorífica, diferente da que associamos ao estado de movimento dos corpos?

Vimos atrás, que em sistemas em que existem forças dissipativas, como o atrito e a resistência do ar, o trabalho de forças externas resulta numa variação de energia que não podemos exprimir em termos de energia cinética e potencial do sistema.

Exemplo 1: um corpo é arrastado sobre uma mesa horizontal por uma força aplicada, oposta à força de atrito entre a mesa e o corpo. A força externa realiza trabalho sobre este sistema (mesa mais corpo). Mas, a energia cinética do corpo não varia: o corpo não acelera porque a força total sobre ele é nula. Também não há variação de energia potencial: as duas posições na mesa são equivalentes no que diz respeito ao movimento do corpo. Para onde foi a energia transferida para o sistema como trabalho da força externa?

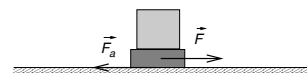


Figura 4.3: A força \vec{F} realiza trabalho sobre o sistema corpo mais mesa. Mas o corpo não acelera por causa da força de atrito. Para onde vai a energia?

Exemplo 2: Um carro desloca-se a 60 km h^{-1} . A sua energia cinética é cerca de ($m \approx 1000 \text{ kg}$)

$$\frac{1}{2} 10^3 \left(\frac{60 \times 10^3}{3600} \right)^2 = 1,39 \times 10^5 \text{ J}.$$

O condutor trava e alguns metros à frente o automóvel está parado. Para onde foi esta energia? Não foi transferida para energia potencial. Para recomeçar a andar é preciso usar o combustível do automóvel. E o depósito de gasolina não encheu com a travagem!

Exemplo 3: As colisões inelásticas, que discutimos no capítulo anterior, são outros exemplos do aparente “desaparecimento” de energia associado ao movimento de corpos macroscópicos. Interpretámos este “desaparecimento” como transferência para movimentos dos átomos que constituem os corpos, que não são perceptíveis como movimentos globais dos mesmos.

Se, por um lado, o trabalho externo não aparece como variação de energia cinética ou potencial nestes exemplos, por outro lado, é claro que estas transformações são acompanhadas de variações de temperatura:

- os travões e pneus do automóvel aquecem nas travagens;
- o atrito da cabeça de um fósforo na lixa aumenta a sua temperatura até ao ponto em que se inicia uma reacção de combustão e o fósforo acende. Na ausência deste, é possível acender uma fogueira esfregando dois paus secos;
- quando esfregamos vigorosamente as palmas da mão, uma na outra, sentimos um aquecimento apreciável da pele (vale a pena experimentar!).
- Na Actividade 4.1 poderá ver-se que é possível aquecer água agitando-a.

▷ Actividade 4.1

Estas observações sugerem que variações de temperatura estão associadas a variações de energia, independentemente da sua origem. Não parece haver um “tipo” de energia térmica especial. O que precisamos de investigar é a natureza da relação entre as variações de temperatura e de energia de um corpo. Será possível, usando termómetros, que medem temperatura, determinar variações de energia?

4.3 Temperatura e energia

Uma das maneiras de investigarmos a relação entre temperatura e energia consiste em juntar dois corpos a temperaturas diferentes de modo a trocarem energia apenas um com o outro. As respectivas temperaturas variam, mas a energia total deve ser constante. A energia que um recebe deve ser a que o outro cede. Isto vai-nos permitir relacionar as variações de temperatura e de energia de cada um dos corpos. Começemos pelo caso mais simples de corpos da mesma substância.

4.3.1 Temperatura final de uma mistura

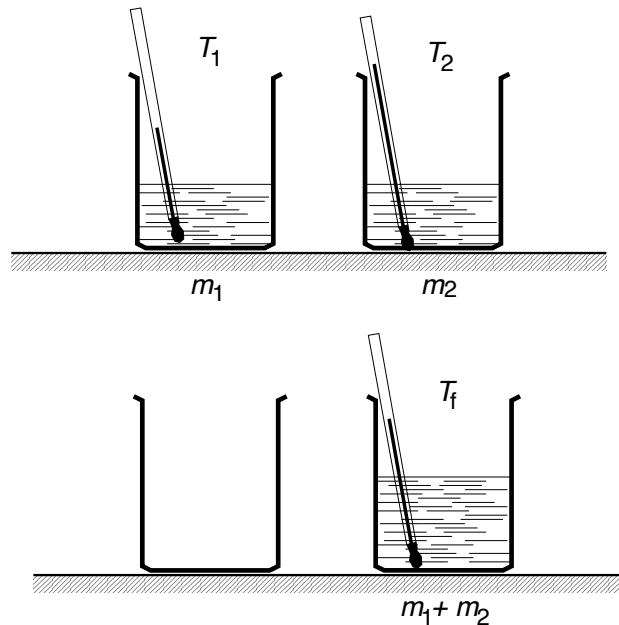


Figura 4.4: Se misturarmos duas porções de água a temperaturas diferentes, qual é a temperatura final?

▷ Actividade 4.2

Tomemos dois recipientes com água, uma quente e a outra fria. Se as misturarmos obtemos água morna. Tentemos descrever esta situação tão vulgar numa linguagem mais precisa.

Para começar, temos duas porções de água, com massas m_1 e m_2 , a temperaturas diferentes, T_1 e T_2 . A temperatura da água fria, T_1 , é menor do que a da água quente, T_2 . Depois de misturadas obtemos uma temperatura final única, T_f , intermédia entre as anteriores, isto é: $T_1 < T_f < T_2$. Isto significa que a porção de água fria

aumentou de temperatura, $T_1 \rightarrow T_f > T_1$, e a de água quente diminuiu, $T_2 \rightarrow T_f < T_2$.

Por outro lado, as duas porções interagiram uma com a outra e, em primeira aproximação, com mais nada. Logo, devemos concluir que a energia total das duas porções de água não variou: a energia que uma perdeu (a que arrefeceu) passou para a outra (a que aqueceu).

Designemos por ΔE_1 e ΔE_2 as variações de energia das porções de massa m_1 e m_2 , respectivamente. A variação total, deve ser nula:

$$\Delta E = \Delta E_1 + \Delta E_2 = 0.$$

As variações de cada uma das porções de água são simétricas,

$$\Delta E_1 = -\Delta E_2. \quad (4.1)$$

Se a energia de m_1 aumentou ($\Delta E_1 > 0$) a de m_2 diminuiu ($\Delta E_2 < 0$) e vice-versa.

Podemos, então, usar a Eq. 4.1 para relacionar as variações de energia com as variações de temperatura medidas numa experiência de mistura de águas a diferentes temperaturas. Este estudo é feito na Actividade 4.2.

Cálculo da temperatura final

Em condições em que as massas de água quase não trocam energia com o exterior, mas apenas entre si, verifica-se que as variações de temperatura de cada porção de água, $\Delta T_1 \equiv T_f - T_1$ e $\Delta T_2 \equiv T_f - T_2$, satisfazem a equação

$$\boxed{\frac{\Delta T_1}{\Delta T_2} = -\frac{m_2}{m_1}} \quad (4.2)$$

ou, em termos das temperaturas iniciais e final,

$$\frac{T_f - T_1}{T_f - T_2} = -\frac{m_2}{m_1}. \quad (4.3)$$

O seguinte exemplo torna mais claro o modo como podemos obter a temperatura final.

Exemplo: Se misturarmos 200 g, a 50 °C, com 100 g, a 20 °C, a temperatura final será:

$$\frac{T_f - 50}{T_f - 20} = -\frac{100}{200}$$

ou

$$T_f - 50 = -\frac{1}{2}(T_f - 20).$$

Resolvendo em ordem a T_f ,

$$\begin{aligned} T_f \left(1 + \frac{1}{2}\right) &= +10 + 50 \\ T_f &= 40 \text{ °C.} \end{aligned}$$

Note-se que a temperatura final está mais próxima da temperatura inicial da massa maior. Por que será?

A equação 4.2 exprime dois factos muito simples:

- i) As variações de temperatura têm sinais opostos (daí o sinal menos). Isto significa que a temperatura final está sempre entre T_1 e T_2 . Uma das variações é positiva, a outra negativa.
- ii) As variações de temperatura de cada massa, em valor absoluto, são inversamente proporcionais aos valores das massas. Isto significa que a porção de *maior* massa tem uma variação de temperatura *menor*, em valor absoluto. No exemplo acima, a massa de 200 g tem uma variação de temperatura de

$$\Delta T_1 = 40 - 50 = -10 \text{ °C};$$

para a massa de 100 g a variação é de

$$\Delta T_2 = 40 - 20 = 20 \text{ °C},$$

o dobro da anterior, em valor absoluto.

Compreendendo estes dois factos, podemos evitar a memorização da Eq. 4.3.

4.3.2 Capacidade térmica mássica.

A Eq. 4.2 pode escrever-se na forma:

$$m_1 \Delta T_1 + m_2 \Delta T_2 = 0. \quad (4.4)$$

Comparemos com a expressão de conservação de energia,

$$\Delta E_1 + \Delta E_2 = 0. \quad (4.5)$$

Parece razoável admitir que a primeira equação não é uma lei nova, mas apenas uma consequência da lei de conservação de energia. Para que assim seja, basta admitirmos que a variação de energia de uma certa massa de água, m , quando a sua temperatura varia de ΔT , é proporcional a $m\Delta T$,

$$\Delta E = c_a m \Delta T. \quad (4.6)$$

A constante c_a não depende nem de m nem de ΔT . Substituindo esta equação na equação de conservação de energia, obtemos imediatamente a Eq. 4.4.

A constante c_a tem um significado físico muito preciso. Se $m = 1$ (kg, no SI) e a variação de temperatura $\Delta T = 1$ (K, no SI) a variação de energia (J, no SI) será, simplesmente:

$$\Delta E = c_a.$$

Por outras palavras, c_a é a variação de energia, por unidade de massa e de variação de temperatura da água. Esta grandeza é designada por **capacidade térmica mássica** da água.

Quando uma massa m de uma substância tem uma variação de temperatura ΔT , a sua energia varia de

$$\Delta E = cm\Delta T \quad (4.7)$$

em que c , é a **capacidade térmica mássica da substância**. No sistema SI, as suas unidades são $\text{J kg}^{-1} \text{K}^{-1}$.

Vale a pena chamar a atenção para uma das ideias expressas na Eq. 4.7. Se aumentarmos do mesmo valor a temperatura de duas porções de água, por exemplo $\Delta T = 10\text{K}$, a variação de energia não é, em geral, a mesma! Quanto maior for a massa, maior será a quantidade de energia necessária para efectuar esta transformação.

Caloria

A definição de capacidade térmica da Eq. 4.7 implica que a respectiva unidade é $\text{J kg}^{-1} \text{K}^{-1}$. Para conhecermos c_a nesta unidade

teríamos que determinar quantos **joule** são necessários para elevar de 1 K a temperatura de 1 kg de água. Nenhuma das experiências anteriores nos dá esta informação.

Mas isso não nos impede de comparar quantidades de energia envolvidas em processos de variação de temperatura. Por exemplo, sabemos que, se em vez de $m = 1 \text{ kg}$ e $\Delta T = 1 \text{ K}$, a massa for de 200 g e a variação de temperatura 10 K, a energia necessária será duas vezes superior ($0,2 \times 10 = 2$). Isto permite-nos definir uma unidade de energia conveniente, a caloria:

uma **caloria** é a variação de energia de 1 g de água quando a respectiva variação de temperatura é de 1 K.

Conveniente porquê? Pois bem, por que a medição de uma quantidade de energia em calorias pode ser feita usando uma balança, um termómetro e água. Os seguintes exemplos tornam isso claro.

Exemplo 1: Que quantidade de energia retirámos de 200 g de água ao baixar a respectiva temperatura de 20 °C para 5 °C?

A variação de temperatura é $5 - 20 = -15 \text{ °C}$. Se fosse uma massa de 1 g a variação de energia seria, por definição de caloria, -15 cal . Para 200 g a variação será

$$\Delta E = 200 \times (5 - 20) = -3000 \text{ cal}.$$

Assim, teríamos que extrair da massa 3000 cal.

Exemplo 2: um cubo de ferro em brasa é colocado num recipiente com 0,5 kg de água a 20 °C. A temperatura final da água e do ferro é de 50 °C. A variação de energia da água foi

$$\Delta E = 500 \times (50 - 20) = 1,5 \times 10^4 \text{ cal}$$

O cubo de ferro teve uma variação de energia de $-1,5 \times 10^4 \text{ cal}$.

Se atentarmos à definição de caloria e de capacidade térmica da água, chegamos imediatamente à conclusão que

$$c_a = 1 \text{ cal g}^{-1} \text{ K}^{-1};$$

a capacidade térmica mássica da água é uma caloria por grama, grau kelvin.

▷ Definição de caloria

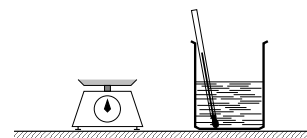


Figura 4.5: Aparelho de medição de energia.

▷ Actividade 4.3

Na Actividade 4.3 recorreremos a este método de medição de energias para medir capacidades térmicas de diferentes substâncias, relativamente à da água (ver Caixa 4.2).

4.3.3 Capacidade térmica mássica da água e o clima

É de conhecimento comum que a proximidade do oceano tem uma influência muito grande sobre o clima de uma região. Se outros factores não variarem, as amplitudes de variação de temperatura ambiente (quer diárias, quer anuais) são menores em regiões costeiras do que continentais. As experiências de misturas permitem-nos compreender a importância de grandes massas de água na estabilização de temperaturas.

Atentemos nos seguintes dados. A capacidade térmica da água é $c_a = 1 \text{ cal g}^{-1} \text{ K}^{-1}$. A do ar, à pressão atmosférica, é¹, aproximadamente, $c_{ar} = 0,24 \text{ cal g}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Podemos imaginar a troca de energia entre o oceano e a atmosfera em termos semelhantes aos que usámos na discussão das misturas. Se a água diminuir de temperatura a sua energia diminui e a energia e temperatura do ar aumentam. A capacidade térmica mássica do ar é apenas cerca de quatro vezes inferior à da água. Como se explica um tão grande efeito do oceano sobre a temperatura ambiente?

▷ Problema 4.5

A massa volúmica do ar, em condições normais de pressão e temperatura, é de $1,3 \text{ kg m}^{-3}$; a da água de cerca de 10^3 kg m^{-3} . Se um quilograma de água (ou seja, cerca de um litro, 10^{-3} m^3) diminuir de temperatura de 1 K, a energia correspondente é suficiente para elevar de 1 K um volume de $3,2 \text{ m}^3$ de ar (e vice-versa). Em termos de volume temos uma razão

$$\frac{3,2}{10^{-3}} = 3200.$$

Isto significa que uma variação de 1 K num certo volume de água pode originar uma variação simétrica de temperatura num volume de ar 3200 vezes superior! Vemos, pois, que a água do oceano funciona como um reservatório térmico. Se a temperatura do ar diminuir, basta uma diminuição idêntica de temperatura num volume de água 3200 vezes inferior para libertar uma energia suficiente para restaurar a temperatura anterior.

¹Na referência [1] é indicado o valor de $993 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Antecipando o próximo capítulo, a *caloria* corresponde a 4,18 J. Daí resulta o valor citado no texto.

■ Capacidades térmicas relativas ■

Tomemos um cilindro de alumínio de massa 100 g a uma temperatura de 40 °C e mergulhemo-lo em 100 g água a 20 °C. Se a capacidade térmica mássica do metal fosse igual à da água ($c_a = 1 \text{ cal g}^{-1} \text{ K}^{-1}$), as variações de temperatura do cilindro e da água, ΔT_{al} e ΔT_a seriam dadas por

$$m\Delta T_{al} + m\Delta T_a = 0,$$

ou seja, $\Delta T_{al} = -\Delta T_a$. A temperatura final teria de ser 30 °C. ($\Delta T_{al} = -10$ °C e $\Delta T_a = 10$ °C).

De facto, verifica-se que a temperatura final é mais baixa: a variação de temperatura da água é menor que 10 °C e a do cilindro maior que 10 °C, em valor absoluto.

Que conclusão podemos tirar deste facto?

A energia que a água recebeu foi a que o cilindro cedeu ao arrefecer, $\Delta E_{al} = -\Delta E_a$. Mas, por definição a capacidade térmica mássica,

$$\begin{aligned}\Delta E_{al} &= c_{al}m\Delta T_{al} \\ \Delta E_a &= c_a m\Delta T_a\end{aligned}$$

ou seja,

$$c_{al}m\Delta T_{al} = -c_a m\Delta T_a$$

Se $|\Delta T_{al}| > |\Delta T_a|$, c_{al} é menor que c_a , isto é menor que $1 \text{ cal g}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Explicitamente,

$$\frac{c_{al}}{c_a} = -\frac{m\Delta T_a}{m\Delta T_{al}} = -\frac{\Delta T_a}{\Delta T_{al}}.$$

Por exemplo, se a temperatura final fosse 25 °C, $\Delta T_{al} = -15$ °C, $\Delta T_a = 5$ °C e

$$\frac{c_{al}}{c_a} = -\frac{5}{-15} = \frac{1}{3}.$$

Caixa 4.2: Determinação de capacidades térmicas relativas pelo método de misturas.

4.4 Calor de Fusão

O que é “aquecer um corpo”?

É fornecer-lhe energia (sem o movimentar)?

Ou,

é aumentar a sua temperatura?

Pelo que vimos acima, poderíamos pensar que o aumento de temperatura acompanha, necessariamente, o aumento de energia e vice-versa. É claro que não são a mesma coisa. A mesma quantidade de energia pode dar variações de temperatura diferentes, se os corpos tiverem massas diferentes ou forem de substâncias diferentes. A Eq. 4.6,

$$\Delta E = cm\Delta T$$

mostra isso mesmo. Não podemos quantificar a variação de energia *apenas* pela variação de temperatura.

Mas a mesma equação parece implicar que uma coisa (variação de energia) implica a outra (variação de temperatura). De facto não é assim. É possível fornecer energia a um corpo (sem o movimentar) sem que a sua temperatura varie. Trata-se de uma situação comum em circunstâncias em que há uma mudança de estado físico da matéria (transição sólido-líquido, fusão, ou líquido-gasoso, ebulição, por exemplo).

Na Actividade 4.4, verifica-se que a água e o gelo podem coexistir à mesma temperatura de 0°C.

No entanto, se juntarmos 30 g de gelo a um copo com água tépida, obtemos água muito mais fresca do que se juntarmos os mesmos 30 g de água a 0°C. Como podemos explicar este facto?

A resposta é sugerida pela Fig. 4.6. Se no estado final a água em *A* está a uma temperatura inferior à de *B*, é preciso fornecer energia para passar do estado de *A* para o de *B*. Então, o estado **inicial** de *A* tem menor energia que o de *B*. Como podemos passar, assim, de uma afirmação sobre estados finais para outra sobre os estados iniciais? É que, se os sistemas se mantiveram isolados durante a experiência, *a energia de cada um não variou: a energia de cada estado inicial é a mesma que a do estado final correspondente!* A diferença entre os estados iniciais de *A* e *B* é o facto de em *A* termos uma certa massa de gelo a 0°C e em *B* a mesma massa de água líquida à mesma temperatura.

Esta simples observação (numa festa é muito mais eficaz usar o gelo do balde do gelo, do que a água que o rodeia, para refrescar

▷ Actividade 4.4

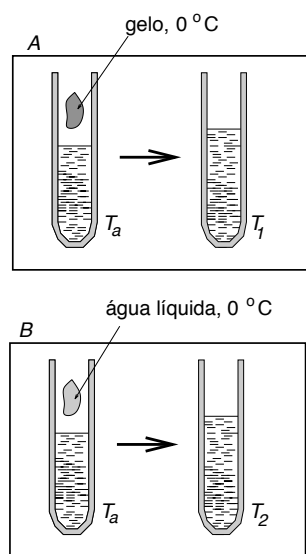


Figura 4.6: Se $T_1 < T_2$, a energia final do sistema *A* é menor que a do sistema *B*. Que podemos concluir sobre as energias *iniciais*?

uma bebida) mostra que o gelo e a água líquida a 0°C , apesar de serem constituídos pela mesma substância e estarem à mesma temperatura, têm energias diferentes por unidade de massa. Na Actividade 4.4 mede-se, de um modo muito simples, esta diferença de energia entre os estados sólido (gelo) e líquido da água.

Em resumo, “aquecer” no sentido de aumentar a temperatura e “aquecer” no sentido de fornecer energia, não são significados equivalentes. Ao fundir gelo estamos a “aquecer” no segundo sentido, mas não necessariamente no primeiro.

4.4.1 Temperatura e equilíbrio térmico

Este é um bom ponto para fazer um resumo do que aprendemos sobre temperatura.

- Podemos variar a energia de um corpo, sem necessariamente variar a sua energia cinética ou potencial. Em geral, essa variação é acompanhada de uma variação de temperatura.
- Em casos de mudança de estado físico (fusão, ebulição, etc) é possível que a variação de energia não seja acompanhada por uma variação de temperatura. Para fundir gelo é necessário energia, mas a água líquida e o gelo podem estar à mesma temperatura.
- Na ausência de mudanças de estado físico podemos relacionar as variações de energia e de temperatura de um corpo de massa m pela equação

$$\Delta E = cm\Delta T.$$

- Quando permitimos que dois corpos troquem energia, pondo-os em contacto (misturando massas de líquido ou imergindo um corpo num líquido), as respectivas temperaturas variam, descendo a mais alta e subindo a mais baixa, até atingirem uma temperatura comum.

Esta última observação esteve de facto na base de todas as considerações deste capítulo. Assim:

- dois corpos podem trocar energia sem exercerem um sobre o outro forças detectáveis, apenas porque as respectivas temperaturas são diferentes;

- A energia passa do corpo de temperatura mais alta para o de mais baixa;
- as respectivas temperaturas aproximam-se até ficarem iguais, situação em que termina a troca de energia.

Podemos resumir, dizendo que corpos em contacto trocam energia até atingirem uma situação de **Equilíbrio Térmico**, que corresponde à igualdade de temperaturas.

Como vimos, a energia total não varia no processo. A tendência para o equilíbrio térmico não resulta de uma tendência para um estado de menor energia. A energia total do estado final de equilíbrio é a mesma do estado inicial. Um processo invertido, em que, por exemplo, numa porção de água, a temperatura da metade à esquerda comesse espontaneamente a aumentar de temperatura enquanto a metade à direita diminuía, seria certamente muito estranho. Mas não violaria a conservação de energia. No próximo capítulo vamos prestar mais atenção aos processos pelos quais a energia pode ser transferida.

4.5 Actividades, questões e problemas

4.5.1 Actividades

4.1. Aquecimento com varinha mágica

Ver ficha de actividade A9.

4.2. Misturas de massas de água a diferentes temperaturas

Ver ficha de actividade A10.

4.3. Capacidade térmica mássica de dois metais

Ver ficha de actividade A11.

4.4. Calor de fusão do gelo

Ver ficha de actividade A12.

4.5. Quantos Joule numa caloria?

A seguinte actividade exige uma chaleira de resistência imersa, um cronómetro, um termómetro e uma balança ou proveta graduada. Pode ser feita na cozinha e permite uma medição rápida (ainda que pouco precisa) da relação entre o Joule e a caloria.

Medir uma massa de água de cerca de 500 g para uma chaleira de resistência. Medir a respectiva temperatura. Ligar a chaleira e registar o tempo que demora a entrar em ebulição. Usando a potência em **watt** da chaleira, estimar a relação entre o **Joule** e a **caloria**.

4.5.2 Problemas

4.1. Misturaram-se duas porções de água, no estado líquido, inicialmente a temperaturas diferentes, numa garrafa térmica. Quais das seguintes afirmações são necessariamente falsas? Justificar.

- (a) As variações de temperatura das duas porções de água foram de 10°C e de 5°C ;
- (b) A temperatura final foi a soma das temperaturas iniciais;
- (c) As variações de temperatura das duas porções de água foram iguais porque as massas eram iguais;
- (d) As variações de temperatura das duas porções de água foram de 10°C e de -5°C ;
- (e) A temperatura final foi a média das iniciais, $T_f = (T_1 + T_2)/2$.

4.2. Um recipiente contém um litro de água ($m \approx 1 \text{ kg}$) a uma temperatura de 10°C .

- (a) Que massa de água a 50°C é necessário juntar para que a temperatura final seja de 37°C ?
- (b) Qual foi a energia (em calorias) trocada entre as duas porções de água?

4.3. Se uma chaleira de resistência imersa demora 2 minutos a por em ebulição 300 g de água, quanto demora com 400 g de água à mesma temperatura inicial?

4.4. Nos sistemas de travagem de um automóvel há um disco de metal que roda solidariamente com o eixo da roda. Na travagem, uma pinça aperta os calços contra o disco e este pára devido ao atrito. A maior parte da energia cinética do automóvel é dissipada nos quatro discos dos travões.

Usando o exemplo 2 da página 12, sabendo que os discos

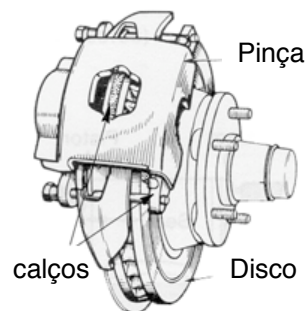


Figura 4.7: Travão de disco.

são de ferro, e que cada um dos quatro discos do automóvel tem uma massa de cerca de 3 kg , estimar a variação de temperatura dos discos no final da travagem. ($c_{\text{Fe}} = 5 \times 10^2 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$).

Repetir o cálculo para um velocidade de 120 km h^{-1} .

- 4.5. Na página 18 afirma-se que uma variação de temperatura de 1 dm^3 (um litro) de água envolve a mesma quantidade de energia que a mesma variação de temperatura em 3200 dm^3 de ar.

- (a) Obter este valor a partir dos dados abaixo indicados.
- (b) Um recipiente com um litro de água a 90°C é colocado no centro de uma sala de área 12 m^2 e altura $2,5 \text{ m}$. A temperatura inicial da sala é de 20°C . Se as trocas de energia fossem apenas entre a água e o ar da sala, qual seria a temperatura final da sala?
[Dados: capacidade térmica do ar à pressão atmosférica, $c_{\text{ar}} \approx 0,24 \text{ cal g}^{-1} \text{ K}^{-1}$; massa volúmica do ar, $\rho \approx 1,3 \text{ kg m}^{-3}$].

- 4.6. Um estudante meticoloso, depois de uma aula de física, pesou 3 cubos de gelo, antes de os introduzir num copo com 33 cl de água mineral, inicialmente a 22°C . A massa de gelo era de 45 g . Estimou a temperatura final da mistura; esperou pacientemente até não haver gelo no copo e mediu a temperatura final. Ficou surpreendido por encontrar um valor superior ao que estimou.

- (a) Que valor esperava obter?
- (b) Que explicação (ou explicações) é possível avançar para dar conta da diferença entre o que o estudante esperava obter e o que mediu?

- 4.7. Uma massa de água quente é introduzida numa garrafa térmica, com igual massa de gelo a 0°C . Qual é a temperatura mínima que a água tem que ter para que todo o gelo funda, supondo que o sistema não recebe energia do exterior? ($e_F = 80 \text{ cal g}^{-1}$).

- 4.8. Numa garrafa térmica, com uma massa de 100 g de água a 20°C , são introduzidos 100 g de gelo a 0°C . Qual é a temperatura final da mistura? (Calor de fusão do gelo, $e_F = 80 \text{ cal g}^{-1}$).

4.9. Dois cilindros de cobre e alumínio, de igual massa, estão à mesma temperatura inicial, 50°C . Se mergulharmos o cilindro de cobre numa tina com água a 20°C a temperatura final é de 23°C . As capacidades térmicas mássicas do cobre e alumínio são, respectivamente, $c_{\text{Cu}} = 0,092 \text{ cal g}^{-1} \text{ K}^{-1}$ e $c_{\text{Al}} = 0,218 \text{ cal g}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

- (a) Se mergulharmos o cilindro de alumínio em vez do de cobre, a temperatura final é superior ou inferior?
- (b) Se mergulharmos os dois cilindros ao mesmo tempo, qual das seguintes situações se verifica para a temperatura final:
 - i. É menor que a de qualquer dos cilindros imersos separadamente.
 - ii. Está entre as temperaturas dos dois cilindros imersos separadamente.
 - iii. É superior às temperaturas dos cilindros imersos separadamente.

4.10. Uma peça metálica, constituída por cobre e ouro, tem uma capacidade térmica mássica de $200 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Quais são as percentagens mássicas de cobre e ouro da peça? ($c_{\text{Cu}} = 385 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $c_{\text{Au}} = 132 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$).

4.5.3 Desafios

4.1. Dois cilindros de metais diferentes A e B , de igual massa, estão à mesma temperatura inicial, de 50°C . Se mergulharmos A numa tina com água a 20°C , a temperatura final é de 23°C . Se mergulharmos B a temperatura é de 26°C . Pretende-se saber qual é a temperatura final se introduzirmos os dois cilindros ao mesmo tempo.

- (a) Sem fazer contas, mostrar que a temperatura final está entre 26 e 29°C .
- (b) Qual é a temperatura final?

Bibliografia

- [1] R. M. Tennent, editor. *Science Data Book*. Oliver & Boyd, 1971.