

A troca de **calor** entre dois objetos, quando colocados em contato, depende das suas características físicas. Se suas temperaturas são diferentes, o calor<sup>25</sup> flui do sistema mais quente para o mais frio até que os dois atinjam o equilíbrio a uma mesma temperatura<sup>26</sup>. O quanto a temperatura de cada corpo vai variar vai depender da sua **capacidade térmica**<sup>27</sup>, definida como

$$\delta Q = C dT \rightarrow Q = \int_{T_i}^{T_f} C(T) dT. \quad (12)$$

Em geral,  $C = C(T)$ , caso contrário,  $Q = C\Delta T$ . Como esta quantidade depende da massa do sistema, convém definir o **calor específico**, que depende só do material:

$$c = C/M \quad (13)$$

ou o **calor específico molar**:

$$c = C/N. \quad (14)$$

Por exemplo,  $c_{\text{água}} = 1 \text{ cal/g}\cdot\text{K} = 4.186 \text{ J/g}\cdot\text{K}$ . Em outras palavras, calor específico é a quantidade de calor necessária para elevar de  $1^\circ\text{C}$  a temperatura de 1 g de uma dada substância.

É importante especificar sob que condições estamos fazendo esta variação de temperatura. O calor específico obtido a volume constante,  $c_v$ , e o obtido a pressão constante,  $c_p$ , são diferentes:

$$c_v \neq c_p.$$

Para líquidos e sólidos esta diferença é pequena, mas para gases são bastante diferentes. Quando as expressões são gerais e valem para os dois processos, não colocamos o índice  $P$  ou  $V$ .

**Exemplo 13:** Considere dois objetos *de mesma massa* (1 kg) mas distintos valores do calor específico. Ambos recebem  $Q = 10 \text{ J}$ .

$c$ (J/kg.K)	$Q$ (J)	$\Delta T$ (K)
0.1	10	100
1	10	10

Se dois corpos recebem a mesma quantidade de calor por unidade de massa, aquele que tem maior calor específico apresentará uma menor variação na temperatura. Em outras palavras, a capacidade de armazenar energia, por unidade de massa e de temperatura, cresce com o valor de  $c$ .

<sup>25</sup>Embora calor seja uma forma de energia, historicamente se utiliza a *caloria*: quantidade de calor necessária para elevar de  $14.5^\circ\text{C}$  a  $15.5^\circ\text{C}$  a temperatura de 1 g de água:  $1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$ .

<sup>26</sup>A convenção de sinal é que ao sair, calor é negativo e, contrariamente, positivo ao entrar.

<sup>27</sup>Este é um exemplo de resposta termodinâmica, que relaciona uma perturbação ( $\delta Q$ ) e seu efeito sobre o sistema ( $dT$ ).

<sup>28</sup>Outro exemplo ilustrativo é **um balão cheio de água, sobre uma chama, que não estoura**.

<sup>29</sup>Apesar do calor específico não ser muito diferente.

<sup>30</sup>É fundamental que seja corretamente dimensionada, mas não é necessário nenhum treinamento místico ou pensamento positivo.

<sup>31</sup>D. Willey, *Phys. Educ.* **45** (2010) 487 ou na **sua página**.

A água possui um alto calor específico,  $4.186 \text{ J/g}\cdot\text{K}$ . Para diminuir expressivamente de temperatura, muita energia precisa ser perdida, o que leva tempo (depende da superfície do objeto). Na presença de grandes volumes de água (portanto, grande capacidade térmica), as variações de temperatura são mais suaves<sup>28</sup> do que em lugares secos (desertos, por exemplo).

**Exemplo 14:** Em um forno aquecido, tanto a grade metálica quanto o ar no seu interior estão à mesma temperatura. Como é pouco denso e possui baixo calor específico ( $c_{\text{ar}} \simeq 0.72 \text{ J/g}\cdot\text{K}$ , à  $300 \text{ K}$ ), a capacidade térmica do ar é baixa e há pouca energia térmica disponível. Assim, ao colocar brevemente a mão dentro do forno, ela absorve calor do ar em torno, o qual esfria rapidamente. O ar, não sendo um bom condutor térmico, demora para transferir energia da vizinhança para a proximidade da mão. Logo, não temos a sensação imediata de nos queimarmos. Porém, se tocarmos a grade, queimamos a mão pois o metal possui uma maior capacidade térmica<sup>29</sup> e, ao perder energia para a mão, não diminui consideravelmente a temperatura. Além disso, por ser um bom condutor térmico, a região onde o metal foi tocado rapidamente recebe energia das outras regiões.

**Exemplo 15:** Quando adequadamente preparada<sup>30</sup>, é possível<sup>31</sup> **caminhar sobre uma trilha de carvão em brasa** (ou pedras vulcânicas, bastante porosas), cuja temperatura pode chegar a  $500^\circ\text{C}$ . Os riscos são reduzidos (mas existem!) graças a dois mecanismos:

1. O carvão tem baixo calor específico ( $c_{\text{carvão}} = 1 \text{ J/g}\cdot\text{K}$ ) quando comparado ao da água ou da pele humana,  $c_{\text{pele}} = 3.56 \text{ J/g}\cdot\text{K}$ , além de ser pouco denso, portanto, com baixa capacidade térmica. Assim, em contato com o pé ou outro objeto, o carvão perde calor e a região de contato fica escura, o que evidencia a diminuição local da temperatura. Por ser um mau condutor de calor e estar fragmentado, há pouco fluxo de calor das regiões vizinhas para compensar esta perda. Além disso, o contato é rápido e como a superfície é irregular, ocorre em alguns poucos pontos do pé e estes variam a cada passo.
2. O **efeito Leidenfrost**. A umidade (suor ou água) que envolve o pé vaporiza rapidamente ao se aproximar do car-

vão incandescente, formando uma fina camada de vapor entre a pele e o carvão. Esta camada funciona como isolante térmico pois o vapor é mau condutor térmico.

---

Se o objeto for formado por  $n$  substâncias, devemos adicionar ou retirar calor para alterar a temperatura de cada uma delas (como tanto no estado inicial quanto no final o sistema está em equilíbrio,  $\Delta T$  é igual para todas). Assim:

$$Q = m_1 c_1 \Delta T + m_2 c_2 \Delta T + \dots + m_n c_n \Delta T,$$

logo, a capacidade térmica do objeto composto é:

$$C = m_1 c_1 + m_2 c_2 + \dots = \sum_{i=1}^n m_i c_i.$$

Uma maneira de determinar o valor do calor específico de uma substância é utilizando um **calorímetro de misturas**, que consiste em um recipiente de paredes adiabáticas e capacidade térmica  $C$ . Dentro, colocamos uma massa  $m_A$  da substância  $A$  cujo calor específico,  $c_A$ , queremos determinar, e que inicialmente está à  $T_A$ , mergulhada num volume de água de massa  $m$ , calor específico  $c$ . Tanto a água quanto o recipiente estão à uma temperatura inicial, digamos,  $T_i < T_A$ . Após todo o sistema atingir o equilíbrio, a temperatura final é tal que  $T_i < T_f < T_A$ . A quantidade de calor que a amostra perde é:

$$Q = m_A c_A (T_f - T_A) < 0$$

e é absorvida pela água e pelo recipiente. Então, por conservação de energia:

$$m_A c_A (T_f - T_A) + mc(T_f - T_i) + C(T_f - T_i) = 0,$$

onde o segundo termo é para a água e o terceiro para o recipiente. Isto nos permite obter  $c_A$  a partir da medida de  $T_f$ .

O calor absorvido por um material não necessariamente aumenta a sua temperatura, pois este pode sofrer uma *transição de fase*, ou seja, uma mudança de *estado*. Quando o sistema passa por uma transição de fase do tipo, por exemplo, gás-líquido ou líquido-sólido (transições classificadas como descontínuas), o sistema recebe calor mas a temperatura não se altera. Esta energia é absorvida (ou liberada) para alterar a estrutura microscópica do material. O calor necessário para a mudança de fase é proporcional à quantidade de massa  $M$

no sistema, e a constante de proporcionalidade é chamada de **calor latente**<sup>32</sup>:

$$|Q| = LM. \quad (15)$$

Um sistema de massa  $M$  que recebe uma quantidade de calor insuficiente para converter toda massa para a nova fase,  $Q = Lm < LM$ , terá duas fases coexistindo, com massas  $m$  (nova fase) e  $M - m$  (fase original). Para a solidificação e vaporização da água,  $L_s^{\text{água}} = 333 \text{ J/g}$  e  $L_v^{\text{água}} = 2256 \text{ J/g}$ , respectivamente. Comparando estes valores com o calor específico da água, notamos que é preciso muito mais energia para 1g mudar de fase do que para aumentar 1°C sua temperatura.

---

**Exemplo 16:** a) Quanto calor é necessário para 720 g de gelo a -10°C se transformarem em líquido a 15°C? O primeiro passo é levar o gelo de 10°C para 0°C:

$$Q_1 = c_{\text{gelo}} m \Delta T = (2220 \text{ J/kg}\cdot\text{K}) (0.72 \text{ kg})(10 \text{ K}) \simeq 15.98 \text{ kJ}$$

Depois, ele deve ser liquefeito:

$$Q_2 = L_F m = (333 \text{ kJ/kg}) (0.72 \text{ kg}) \simeq 239.8 \text{ kJ}$$

e, finalmente, o líquido deve ser aquecido até 15°C:

$$Q_3 = c_{\text{liq}} m \Delta T = (4186 \text{ J/kg}\cdot\text{K}) (0.72 \text{ kg})(15 \text{ K}) \simeq 45.21 \text{ kJ}$$

Logo:

$$Q_T = Q_1 + Q_2 + Q_3 \simeq 300 \text{ kJ}$$

b) Partindo do mesmo estado inicial, qual o estado final se apenas 200 kJ são adicionados ao sistema?

Inicialmente, 15.98 kJ são gastos para levar o sistema até 0°C. O restante permite descongelar uma parte do gelo:

$$\frac{Q_{\text{disp}}}{Lm} = \frac{184.02}{239.8} 720 \text{ g} \simeq 552 \text{ g}$$

onde o denominador é a energia necessária para descongelar todo o gelo.

---

Note que frequentemente desconsideramos os efeitos de evaporação, que pode ocorrer mesmo antes do sistema atingir a temperatura de ebulição<sup>33</sup>, ou seja, se assume que a quantidade de material que evapora é pequena comparada com a massa total.

---

<sup>32</sup>O sinal pode ser positivo ou negativo dependendo se o sistema recebe ou perde calor, respectivamente.

<sup>33</sup>Distinguimos a evaporação da ebulição: embora ambas correspondam à passagem do estado líquido para o gasoso, a primeira ocorre somente na superfície líquido-gás enquanto a segunda ocorre no interior do líquido (por isso as bolhas). Quando o líquido recebe calor, a quantidade de vapor produzida por cada um desses processos vai depender da área superficial exposta, da umidade relativa da atmosfera, da taxa com que calor é fornecido para o sistema (se o processo for lento, i.e., a taxa for pequena, a evaporação pode ser considerável), etc.