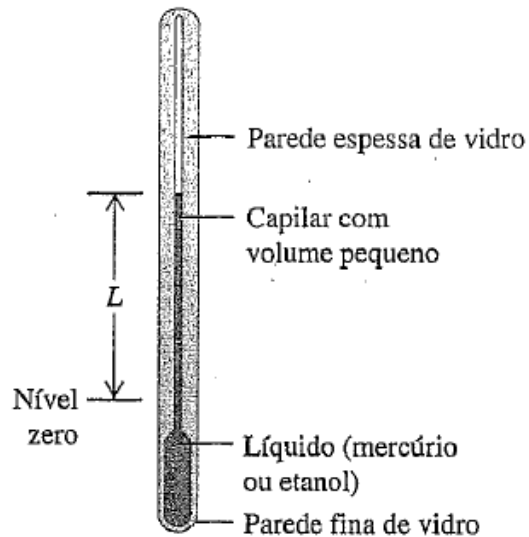


FIGURAS E TABELAS → AULA2

(a) As variações na temperatura provocam variações no volume do líquido.



(b) As variações na temperatura provocam variações na pressão do gás.

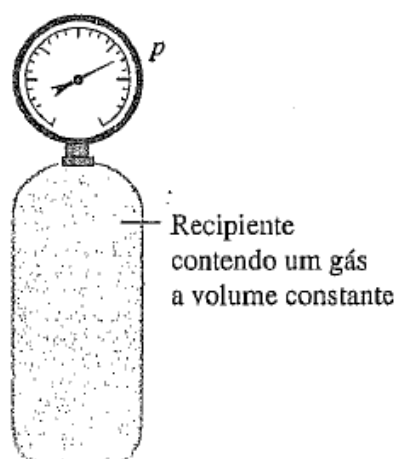
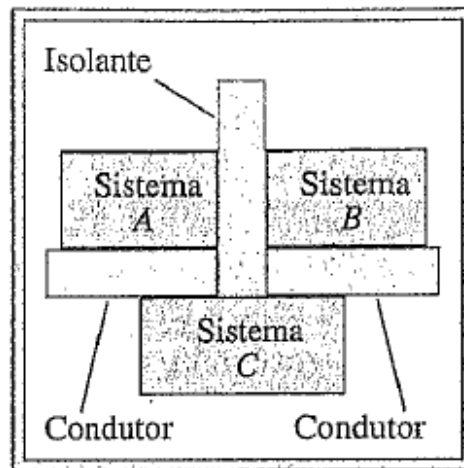


Figura 17.1 Dois instrumentos para medir a temperatura.

(a) Se os sistemas A e B estão em equilíbrio térmico com o sistema C , então...



(b) ... os sistemas A e B estão em equilíbrio térmico entre si.

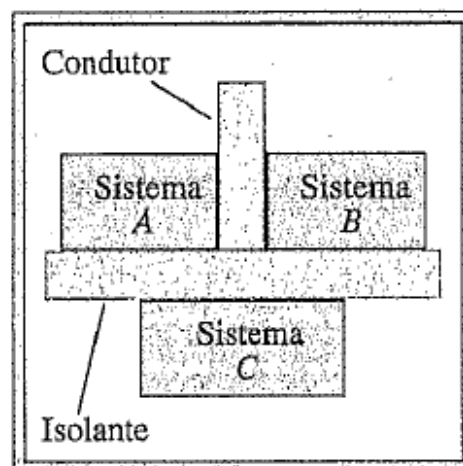
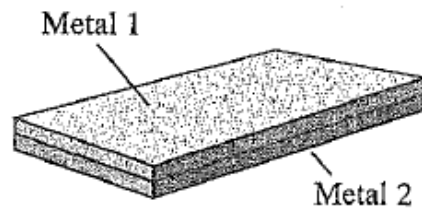
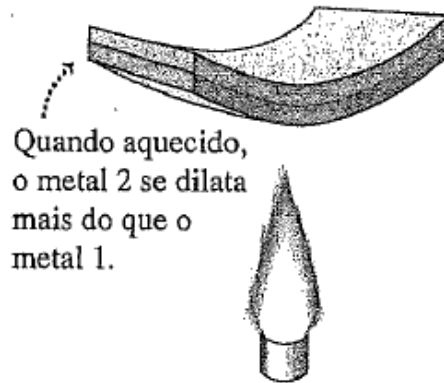


Figura 17.2 A lei zero da termodinâmica.

(a) Lâmina bimetálica.



(b) A lâmina se curva quando a temperatura é elevada.



(c) Lâmina bimetálica usada em um termômetro

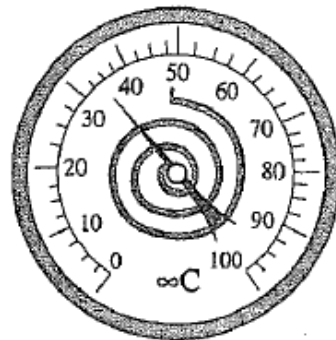


Figura 17.3 Lâmina bimetálica funcionando como termômetro.



Figura 17.4 Um termômetro de testa, ou termômetro infravermelho, mede a radiação infravermelha da pele que recobre uma das mais importantes artérias da cabeça. Embora o revestimento do termômetro toque a pele, o detector de infravermelho dentro do termômetro não toca.

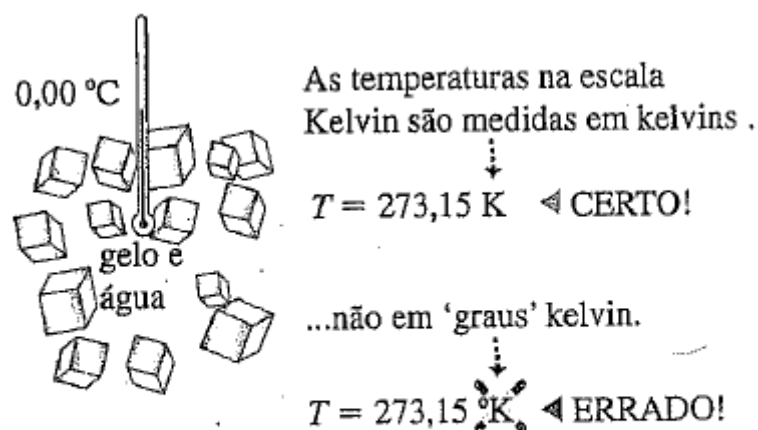


Figura 17.6 Uso correto e incorreto da escala Kelvin.

(a) Um termômetro de gás a volume constante.



(b) Gráficos da pressão em função da temperatura a volume constante para três tipos e quantidades diferentes de gás.

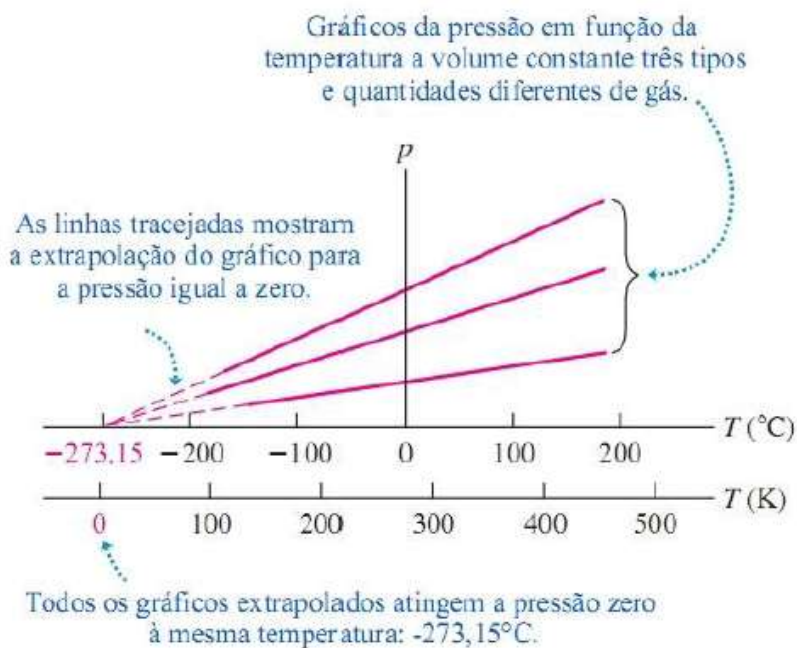
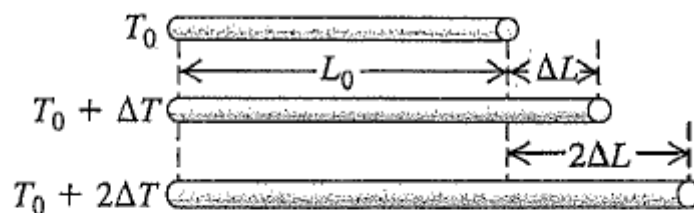


Figura 17.5 (a) Um termômetro de gás a volume constante. (b) Quanto maior a quantidade de gás no termômetro, mais alto é o gráfico da pressão P em função da temperatura T .

	K	C	F
Ebulição da água	373	100°	212°
	100 K ↑	100 °C ↑	180 °F ↑
Solidificação da água	273	0°	32°
	100 K ↓	100 °C ↓	180 °F ↓
Solidificação do CO_2	195	-78°	-109°
Liquefação do oxigênio	90	-183°	-298°
Zero absoluto	0	-273°	-460°

Figura 17.7 Relações entre as escalas Kelvin (K), Celsius (C) e Fahrenheit (F). As frações dos graus das temperaturas foram aproximadas para os graus inteiros mais próximos.

(a) Para variações moderadas na temperatura, ΔL é diretamente proporcional a ΔT .



(b) ΔL é também diretamente proporcional a L_0 .

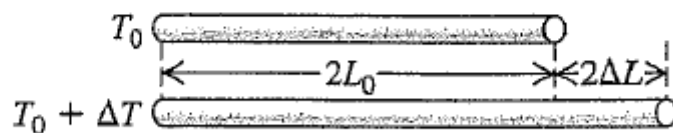
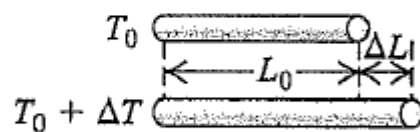
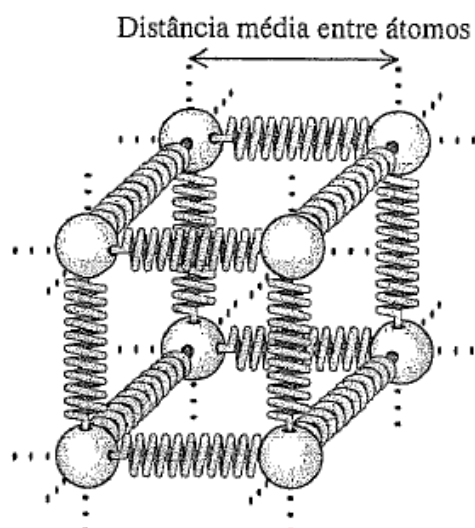


Figura 17.8 Como o comprimento de uma barra se comporta com uma variação na temperatura. (As variações de comprimento são exageradas para maior visibilidade.)

(a) Um modelo das forças entre átomos vizinhos em um sólido.



(b) Um gráfico da energia potencial da 'mola' $U(x)$.

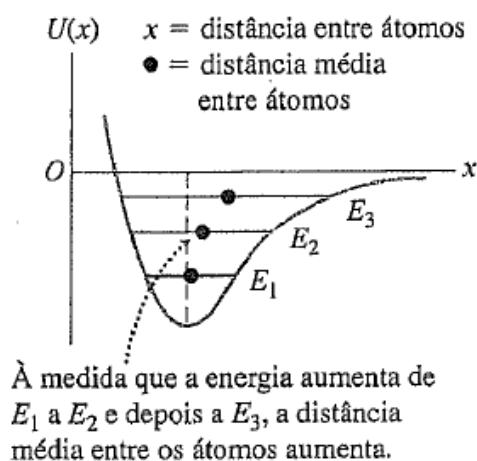


Figura 17.9 (a) Podemos visualizar as forças entre os átomos vizinhos em um sólido imaginando-os interligados por molas, com um comportamento análogo ao da mola que se dilata com mais facilidade do que se comprime. (b) Gráfico da energia potencial pela distância entre dois átomos vizinhos, mostrando que as forças não são simétricas. (Compare com a Figura 13.20b.) À medida que a energia aumenta e os átomos oscilam com maior amplitude, a distância *média* aumenta.

Tabela 17.1 Coeficientes de dilatação linear

Material	α [K^{-1} ou $(^\circ\text{C})^{-1}$]
Alumínio	$2,4 \times 10^{-5}$
Latão	$2,0 \times 10^{-5}$
Cobre	$1,7 \times 10^{-5}$
Vidro	$0,4\text{--}0,9 \times 10^{-5}$
Invar (liga de ferro-níquel)	$0,09 \times 10^{-5}$
Quartzo (fundido)	$0,04 \times 10^{-5}$
Aço	$1,2 \times 10^{-5}$

Figura 18-11 A mesma régua de aço em duas temperaturas diferentes. Quando a régua se dilata, a escala, os números, a espessura e os diâmetros da circunferência e do furo circular aumentam do mesmo fator. (A dilatação foi exagerada para tornar o desenho mais claro.)

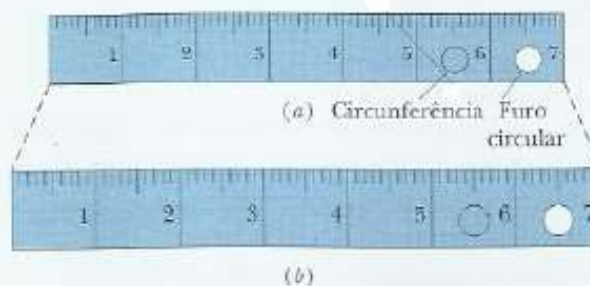


Tabela 17.2 Coeficientes de dilatação volumétrica

Sólidos	β [K^{-1} ou $(^\circ\text{C})^{-1}$]	Líquidos	β [K^{-1} ou $(^\circ\text{C})^{-1}$]
Alumínio	$7,2 \times 10^{-5}$	Álcool etílico	75×10^{-5}
Latão	$6,0 \times 10^{-5}$	Dissulfeto de carbono	115×10^{-5}
Cobre	$5,1 \times 10^{-5}$	Glicerina	49×10^{-5}
Vidro	$1,2\text{--}2,7 \times 10^{-5}$	Mercúrio	18×10^{-5}
Invar (liga de ferro-níquel)	$0,27 \times 10^{-5}$		
Quartzo (fundido)	$0,12 \times 10^{-5}$		
Aço	$3,6 \times 10^{-5}$		

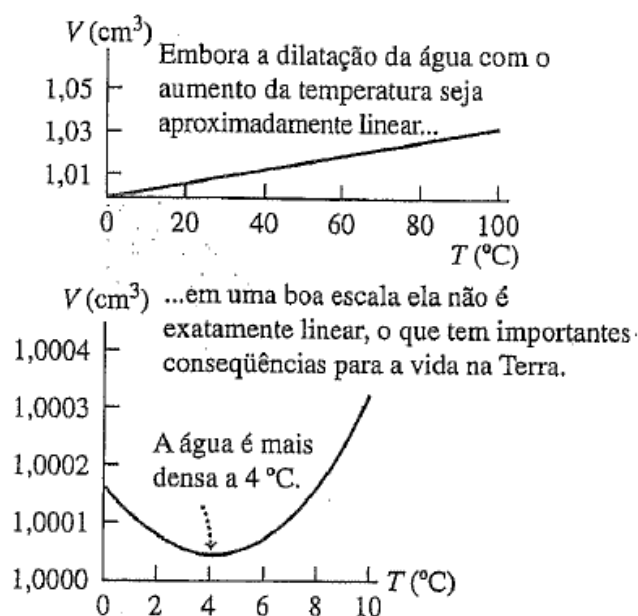


Figura 17.12 O volume de um grama de água no intervalo de 0 °C até 10 °C. A 100 °C, o volume aumentou para 1,034 cm³. Se o coeficiente de dilatação volumétrica fosse constante, a curva deveria ser uma linha reta.

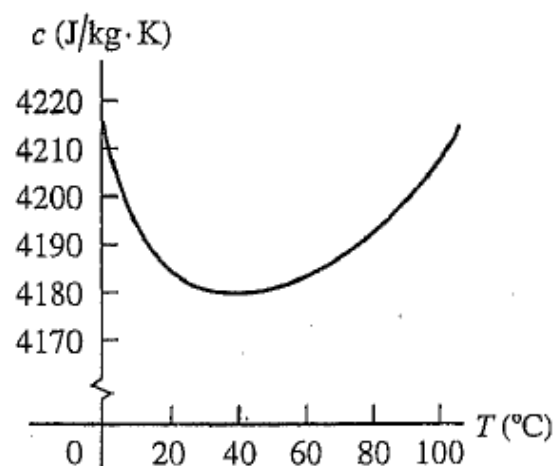
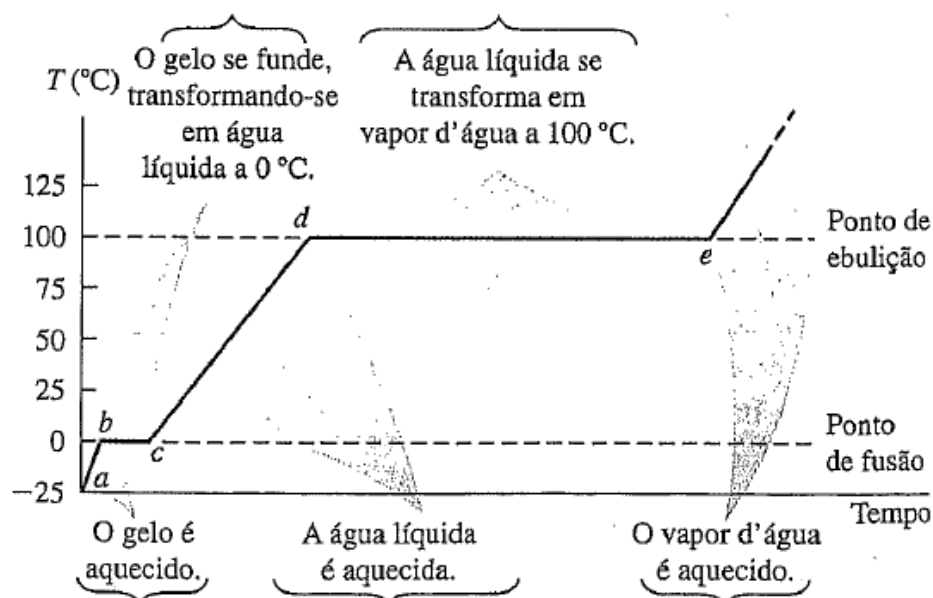


Figura 17.17 Calor específico da água em função da temperatura. O valor de c varia menos do que 1% entre 0 °C e 100 °C.

Tabela 17.3 Calor específico e calor específico molar (pressão constante)

Substância	Calor específico, c (J/kg · K)	Massa molar, M (kg/mol)	Calor específico molar, C (J/mol · K)
Alumínio	910	0,0270	24,6
Berílio	1970	0,00901	17,7
Cobre	390	0,0635	24,8
Álcool etílico	2428	0,0461	111,9
Glicol de etileno	2386	0,0620	148,0
Gelo (0 °C)	2100	0,0180	37,8
Ferro	470	0,0559	26,3
Chumbo	130	0,207	26,9
Mármore (CaCO ₃)	879	0,100	87,9
Mercúrio	138	0,201	27,7
Sal (NaCl)	879	0,0585	51,4
Prata	234	0,108	25,3
Água (líquida)	4190	0,0180	75,4



A temperatura da água varia. Durante esses períodos, a temperatura sobe à medida que o calor é fornecido: $Q = mc\Delta T$.

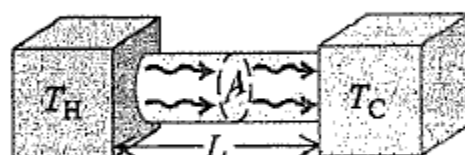
Figura 17.21 Gráfico da temperatura em função do tempo de uma amostra de água inicialmente na fase sólida (gelo). O calor é fornecido à amostra a taxa constante. A temperatura permanece constante durante todas as mudanças de fase, desde que a pressão permaneça constante.

Tabela 17.4 Calor de fusão e calor de vaporização

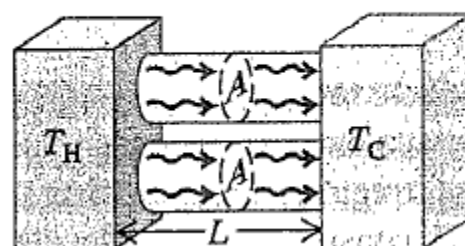
Substância	Ponto de fusão normal		Calor de fusão, L_f (J/kg)	Ponto de ebulição normal		Calor de vaporização, L_v (J/kg)
	K	°C		K	°C	
Hélio	*	*	*	4,216	-268,93	$20,9 \times 10^3$
Hidrogênio	13,84	-259,31	$58,6 \times 10^3$	20,26	-252,89	452×10^3
Nitrogênio	63,18	-209,97	$25,5 \times 10^3$	77,34	-195,8	201×10^3
Oxigênio	54,36	-218,79	$13,8 \times 10^3$	90,18	-183,0	213×10^3
Álcool etílico	159	-114	$104,2 \times 10^3$	351	78	854×10^3
Mercurio	234	-39	$11,8 \times 10^3$	630	357	272×10^3
Água	273,15	0,0	334×10^3	373,15	100,0	2256×10^3
Enxofre	392	119	$38,1 \times 10^3$	717,75	444,60	326×10^3
Chumbo	600,5	327,3	$24,5 \times 10^3$	2023	1750	871×10^3
Antimônio	903,65	630,50	165×10^3	1713	1440	561×10^3
Prata	1233,95	960,80	$88,3 \times 10^3$	2466	2193	2336×10^3
Ouro	1336,15	1063,0	$64,5 \times 10^3$	2933	2660	1578×10^3
Cobre	1356	1083	134×10^3	1460	1187	5069×10^3

* É necessário aplicar uma pressão maior do que 25 atm para fazer o hélio solidificar. A 1 atm de pressão, o hélio permanece líquido até o zero absoluto.

(a) Taxa de transferência de calor H



(b) Dobrar a área da seção reta do condutor faz com que a taxa de transferência de calor dobre (H é proporcional a A).



(c) Dobrar o comprimento do condutor faz com que a taxa de transferência de calor se reduza à metade (H é inversamente proporcional a L).

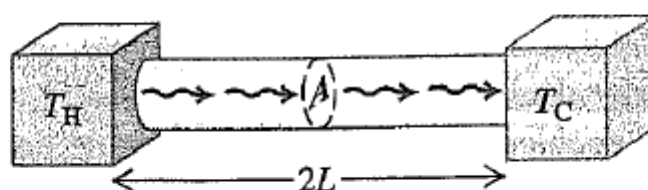


Figura 17.23 Fluxo de calor constante produzido pela condução de calor em uma barra uniforme.

Tabela 17.5 Condutividades térmicas

Substância	k (W/m · K)
<i>Metais</i>	
Alumínio	205,0
Latão	109,0
Cobre	385,0
Chumbo	34,7
Mercúrio	8,3
Prata	406,0
Aço	50,2
<i>Diversos sólidos (valores típicos)</i>	
Tijolo (isolante)	0,15
Tijolo vermelho	0,6
Concreto	0,8
Cortiça	0,04
Feltro	0,04
Fibra de vidro	0,04
Vidro	0,8
Gelo	1,6
Lã mineral	0,04
Isopor	0,01
Madeira	0,12–0,04
<i>Gases</i>	
Ar	0,024
Argônio	0,016
Hélio	0,14
Hidrogênio	0,14
Oxigênio	0,023

Figura 18-19 O calor é transferido a uma taxa constante através de uma placa composta feita de dois materiais diferentes com diferentes espessuras e diferentes condutividades térmicas. A temperatura da interface dos dois materiais no regime estacionário é T_X .

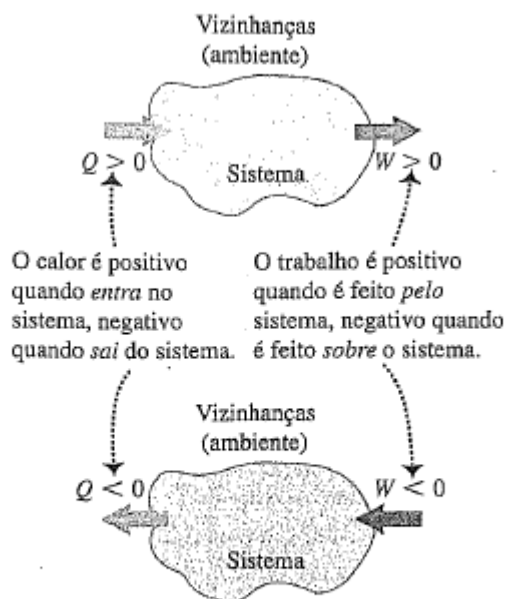
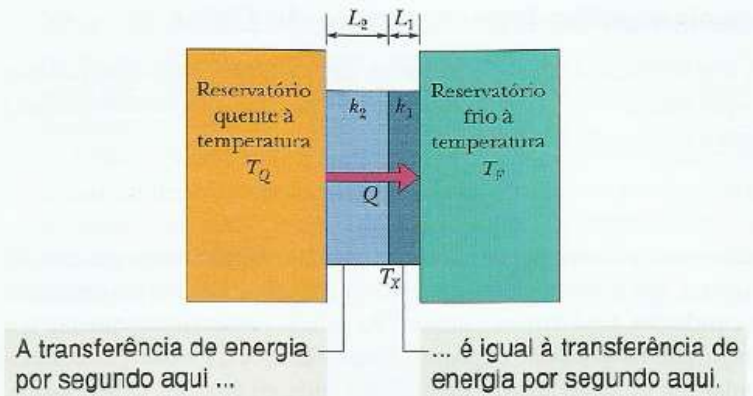


Figura 19.3 Um sistema termodinâmico pode trocar energia sob forma de calor, de trabalho ou de ambos com suas vizinhanças (ambiente). Observe as convenções de sinais para Q e W .

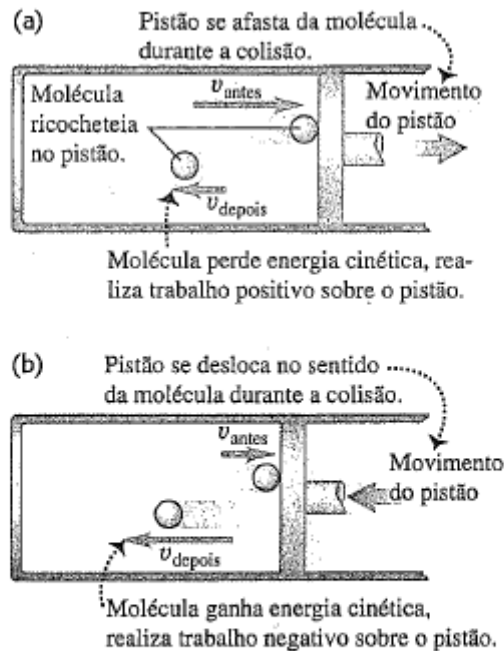


Figura 19.4 (a) Quando uma molécula colide com um pistão, ela (a) realiza trabalho positivo se o pistão estiver se afastando da molécula e (b) realiza trabalho negativo se o pistão estiver se movendo na direção da molécula. Logo, um gás realiza trabalho positivo quando se expande, como em (a), e negativo quando se comprime, como em (b).

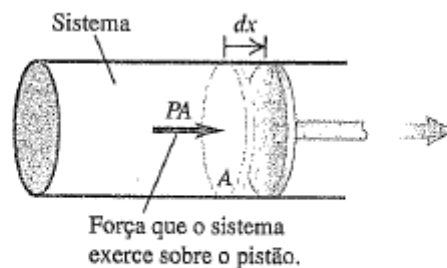
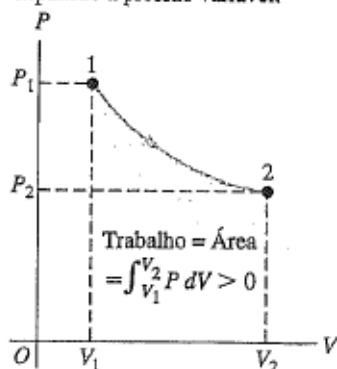


Figura 19.5 O trabalho infinitesimal realizado pelo sistema durante a pequena expansão dx é $dW = PA \, dx$.

(a) Diagrama PV de um sistema passando por uma expansão a pressão variável.



(b) Diagrama PV de um sistema passando por uma compressão a pressão variável.



(c) Diagrama PV de um sistema passando por uma expansão sob pressão constante.

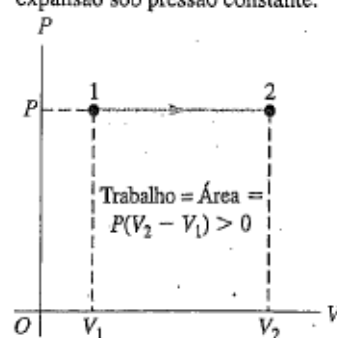
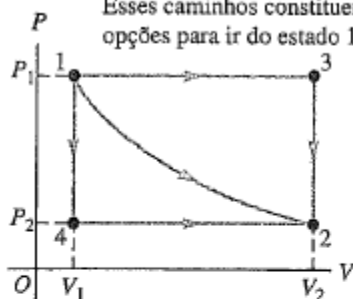
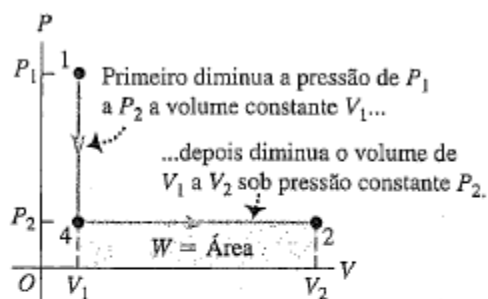


Figura 19.6 O trabalho realizado é dado pela área embaixo da curva em um diagrama PV .

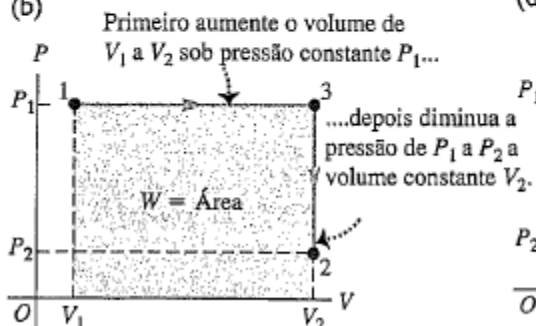
(a) Esses caminhos constituem três opções para ir do estado 1 ao estado 2.



(c)



(b)



(d)

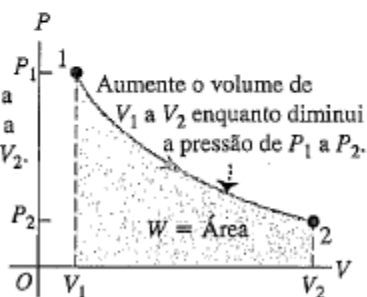
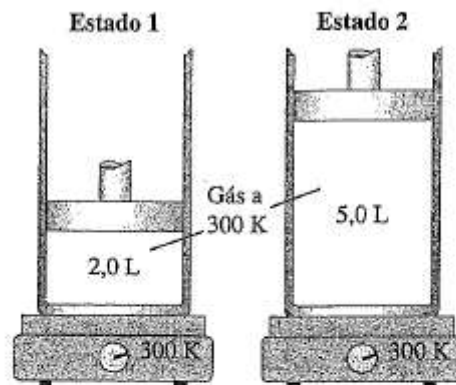


Figura 19.7 O trabalho realizado pelo sistema durante uma transição entre dois estados depende do caminho escolhido.

(a) Sistema realiza trabalho sobre o pistão; placa aquecida fornece calor ao sistema ($W > 0$ e $Q > 0$).



(b) Sistema não realiza trabalho; nenhum calor entra ou sai do sistema ($W = 0$ e $Q = 0$).

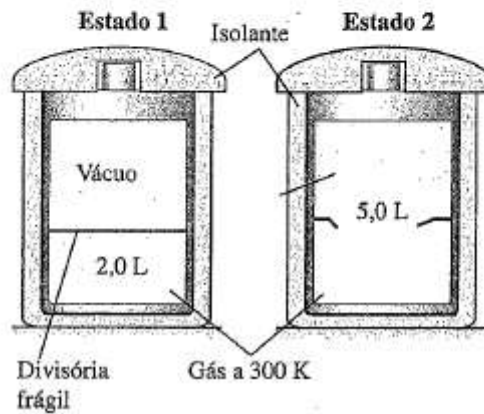
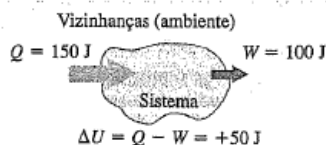


Figura 19.8 (a) Expansão lenta e controlada de um gás desde um estado inicial 1 até um estado final 2 à mesma temperatura, mas à uma pressão menor. (b) Expansão rápida e sem controle do mesmo gás, começando no mesmo estado 1 e terminando no mesmo estado 2.

(a) O calor fornecido ao sistema é maior do que o trabalho realizado: a energia interna do sistema aumenta.



(b) O calor transferido para fora do sistema é maior do que o trabalho realizado: a energia interna do sistema diminui.



(c) O calor fornecido ao sistema é igual ao trabalho realizado: a energia interna do sistema não se altera.

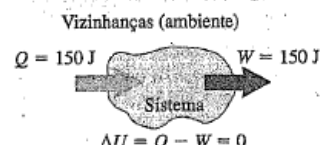


Figura 19.9 Em um processo termodinâmico, a energia interna U de um sistema pode (a) aumentar ($\Delta U > 0$); (b) diminuir ($\Delta U < 0$); ou (c) permanecer constante ($\Delta U = 0$).

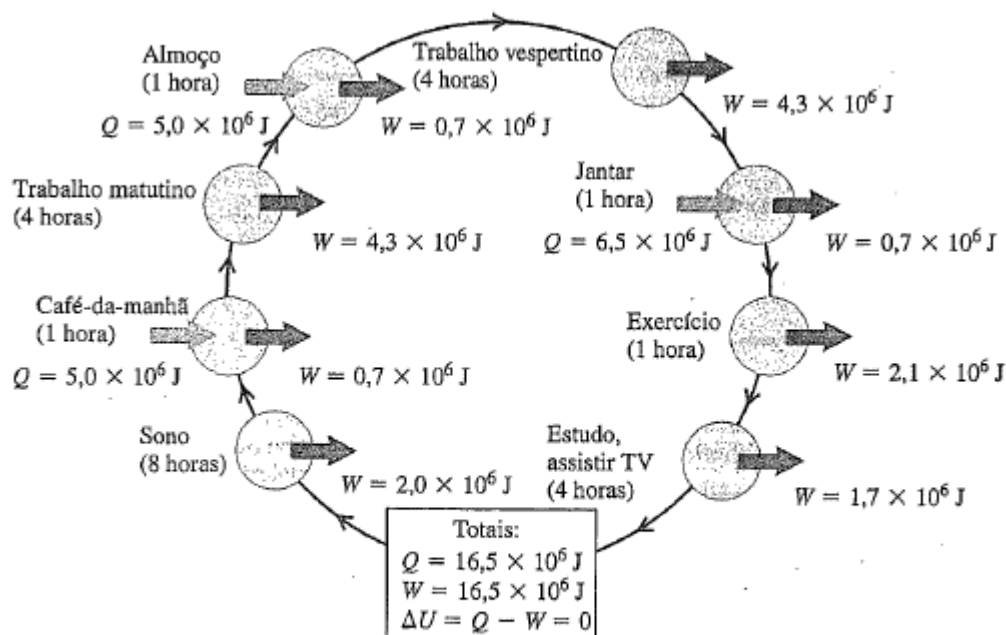


Figura 19.11 Todos os dias, seu corpo (um sistema termodinâmico) sofre um processo termodinâmico cíclico como o mostrado aqui. O calor Q é fornecido pela metabolização dos alimentos, e seu corpo realiza trabalho W quando você respira, caminha ou realiza outras atividades. Caso você retorne ao seu estado inicial no final do dia, $Q = W$, e a variação total da sua energia interna é igual a zero.

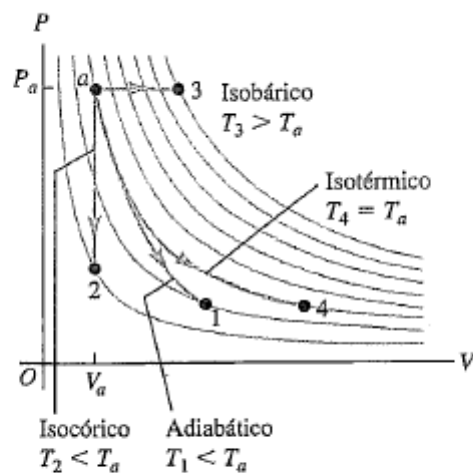


Figura 19.16 Quatro processos diferentes para uma quantidade constante de um gás ideal, todos iniciando no estado a . No processo adiabático, $Q = 0$; no processo isocórico, $W = 0$; e no processo isotérmico, $\Delta U = 0$. A temperatura aumenta somente no caso da expansão isobárica.

Tabela 18-5

A Primeira Lei da Termodinâmica: Quatro Casos Especiais

A Lei: $\Delta E_{\text{int}} = Q - W$ (Eq. 18-26)

Processo	Restrição	Consequência
Adiabático	$Q = 0$	$\Delta E_{\text{int}} = -W$
Volume constante	$W = 0$	$\Delta E_{\text{int}} = Q$
Ciclo fechado	$\Delta E_{\text{int}} = 0$	$Q = W$
Expansão livre	$Q = W = 0$	$\Delta E_{\text{int}} = 0$