

AULA3 → TABELAS E FIGURAS

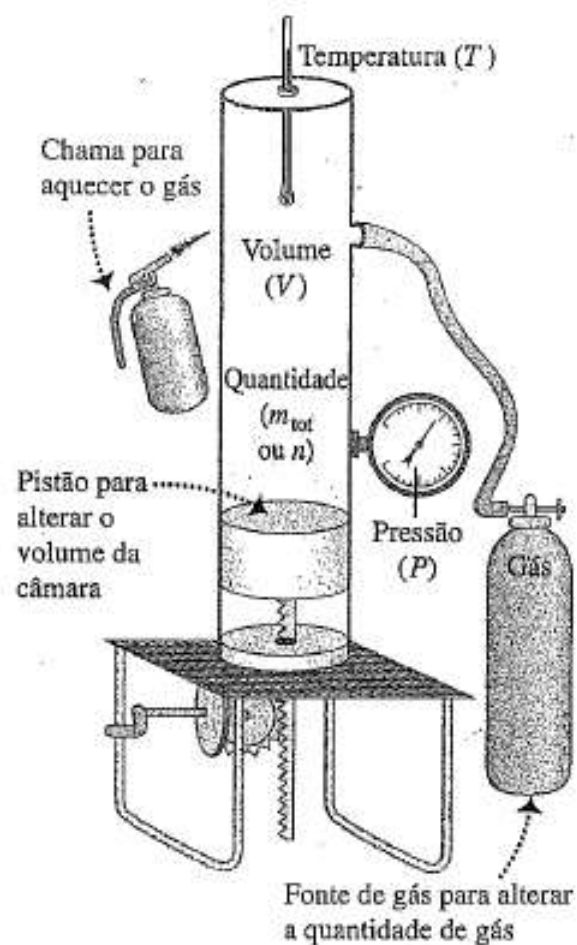
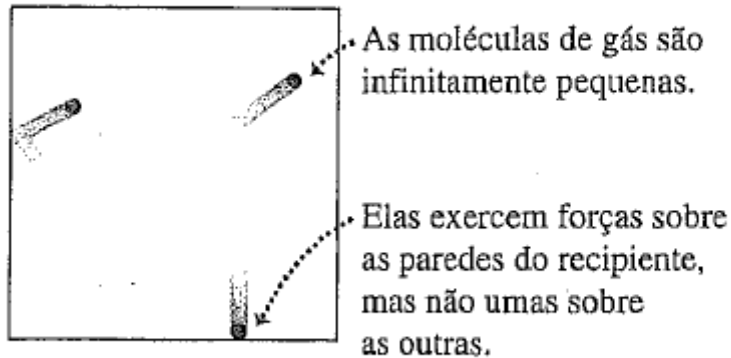


Figura 18.1 Um dispositivo hipotético para estudar o comportamento de gases. Aquecendo o gás, variando o volume com um pistão móvel e acrescentando mais gás, podemos controlar a pressão P , o volume V , a temperatura T e o número de moles n .

(a) Modelo de um gás ideal.



(b) Modelo mais realista de um gás.

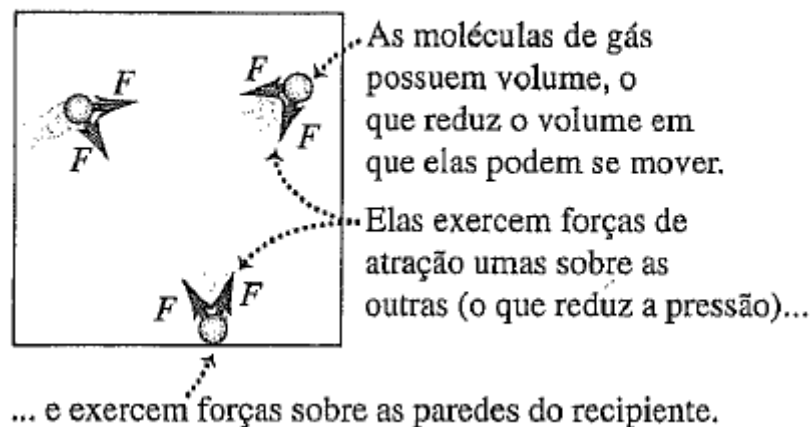


Figura 18.5 Um gás como representado (a) na equação do gás ideal e (b) na equação de van der Waals.

Cada curva representa a pressão em função do volume em um gás ideal a uma temperatura constante.

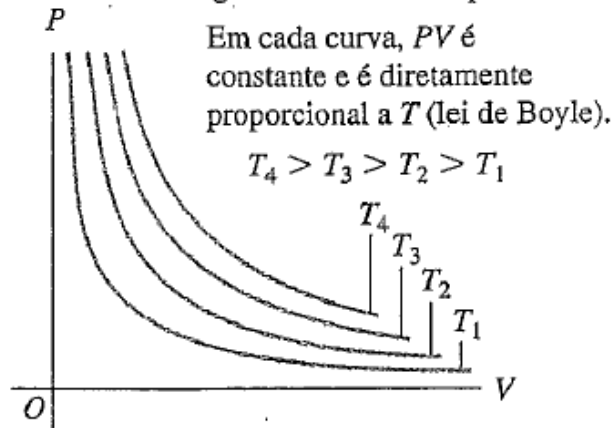


Figura 18.6 Isothermas, ou curvas a temperaturas constantes, para uma quantidade constante de um gás ideal.

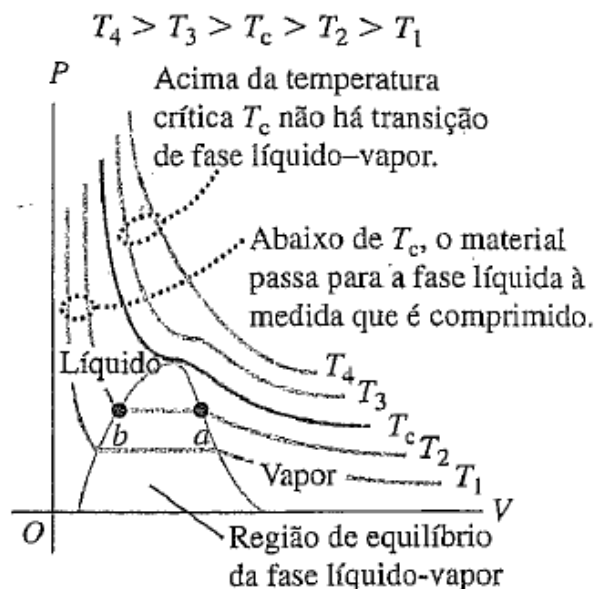


Figura 18.7 Diagrama PV para um gás não ideal, mostrando isothermas para temperaturas acima e abaixo da temperatura crítica T_c . A região sombreada indica o equilíbrio entre o líquido e o vapor. Em temperaturas ainda menores, o material poderia sofrer transições da fase líquida para a fase sólida e da fase gasosa para a fase sólida; tais transições não são mostradas neste diagrama.

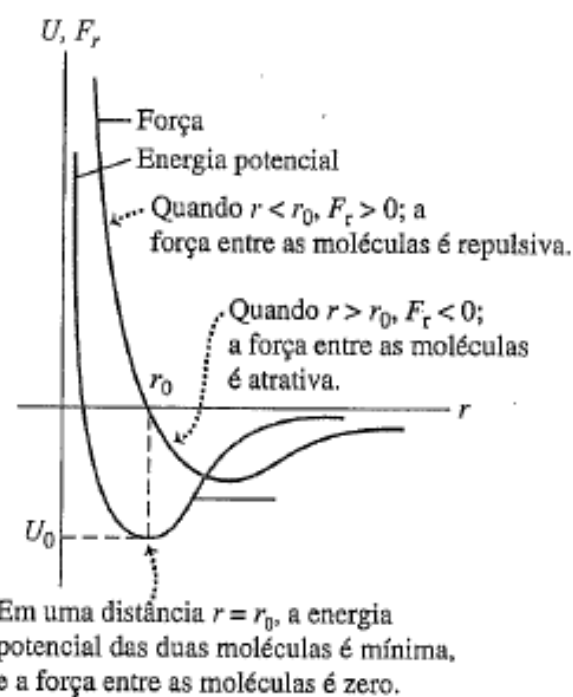
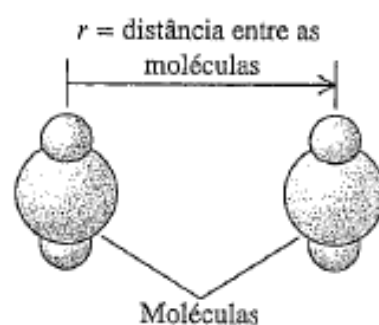


Figura 18.8 Como a força entre as moléculas e sua energia potencial de interação depende de sua distância r .

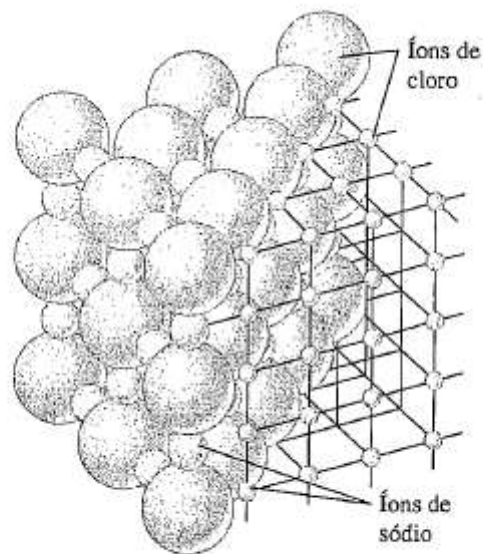
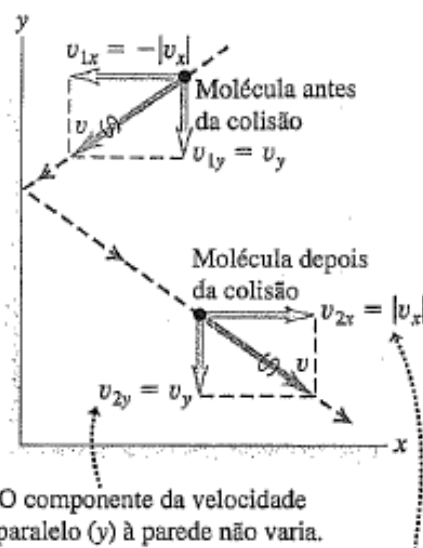
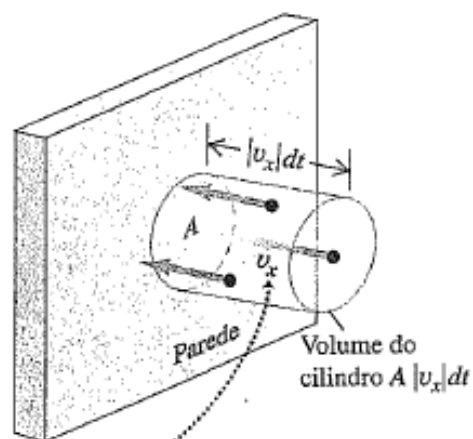


Figura 18.9 Representação esquemática da estrutura de um cristal cúbico de cloreto de sódio.



- O componente da velocidade paralelo (y) à parede não varia.
- O componente da velocidade perpendicular à parede (x) inverte o sentido do movimento.
- O módulo da velocidade v não varia.

Figura 18.11 Colisão elástica da molécula com a parede idealizada de um recipiente.



Supõe-se que todas as moléculas tenham o mesmo módulo $|v_x|$ do componente x da velocidade.

Figura 18.12 Uma dada molécula que se aproxima da parede com velocidade $|v_x|$ colide com a área A durante o intervalo de tempo dt somente quando ela está a uma distância $|v_x|dt$ da parede no início do intervalo.

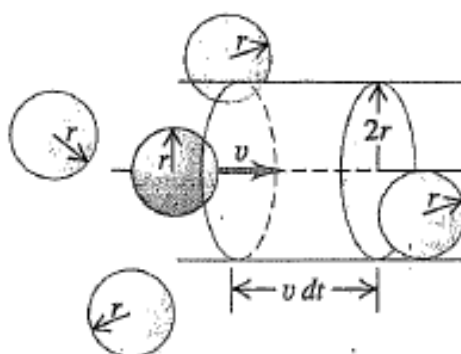


Figura 18.15 Em um intervalo de tempo dt , uma molécula de raio r colide com outra no interior do volume de um cilindro de raio $2r$ e comprimento $v dt$.

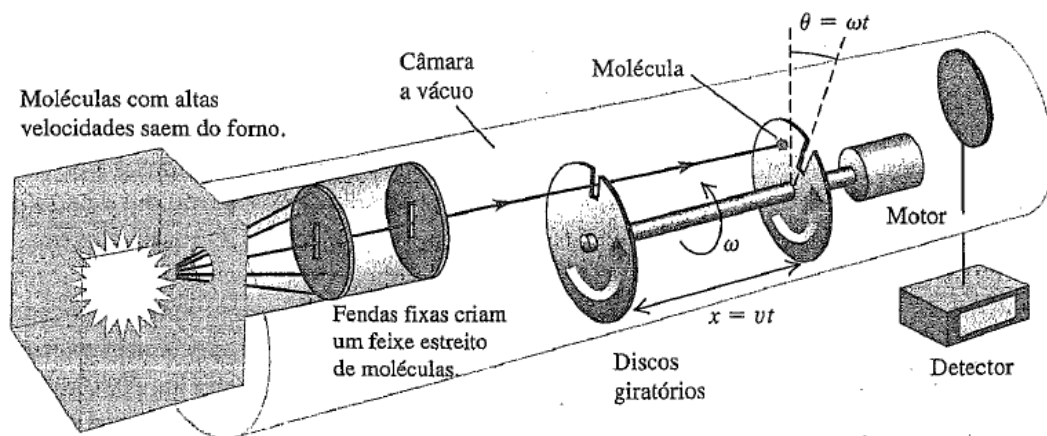
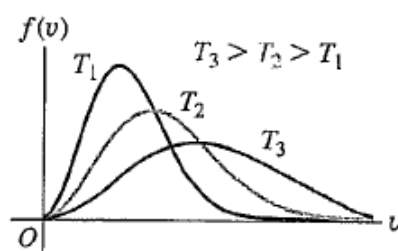


Figura 18.22 A molécula com uma velocidade v está passando pela fenda do primeiro disco giratório. Quando ela atinge o segundo disco giratório, os discos giraram de um ângulo de seleção θ . Se $v = \omega x / \theta$, a molécula passa pela fenda do segundo disco e atinge o detector.

(a)



À medida que a temperatura aumenta:

- a curva se 'achata'.
- os picos de máximos se deslocam para velocidades mais altas.

(b)

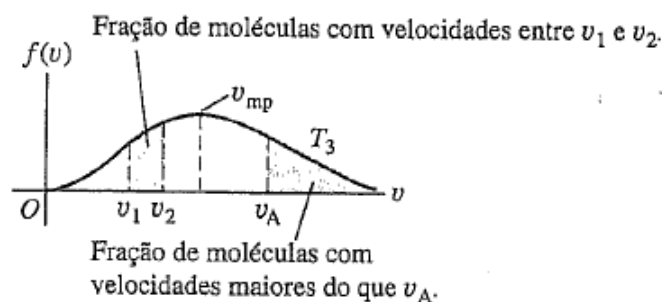


Figura 18.23 (a) Curvas da função de distribuição de Maxwell-Boltzmann $f(v)$ para três temperaturas. (b) As áreas sombreadas sob a curva representam a fração de moléculas cujas velocidades se encontram em determinado intervalo. A velocidade mais provável v_{mp} em uma dada temperatura é o pico da curva.

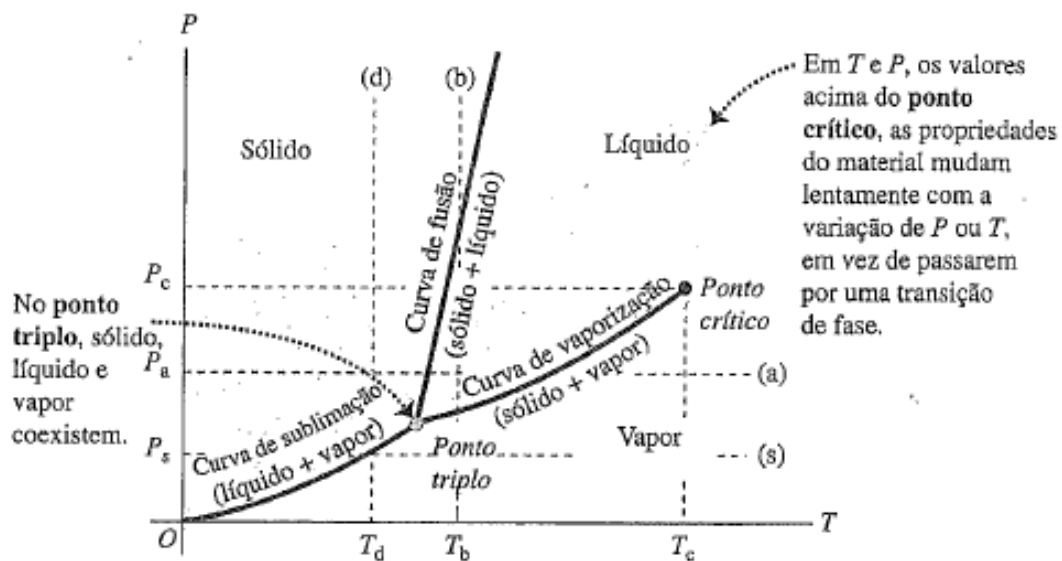


Figura 18.24 Um típico diagrama de fase PT , mostrando as regiões de temperatura e pressão em que ocorrem as várias fases, e também as linhas que caracterizam as transições entre as fases.

Figura 18.26 Uma superfície PVT para uma substância que se dilata quando se funde. As projeções das fronteiras da superfície sobre o plano PV e sobre o plano PT também são mostradas.

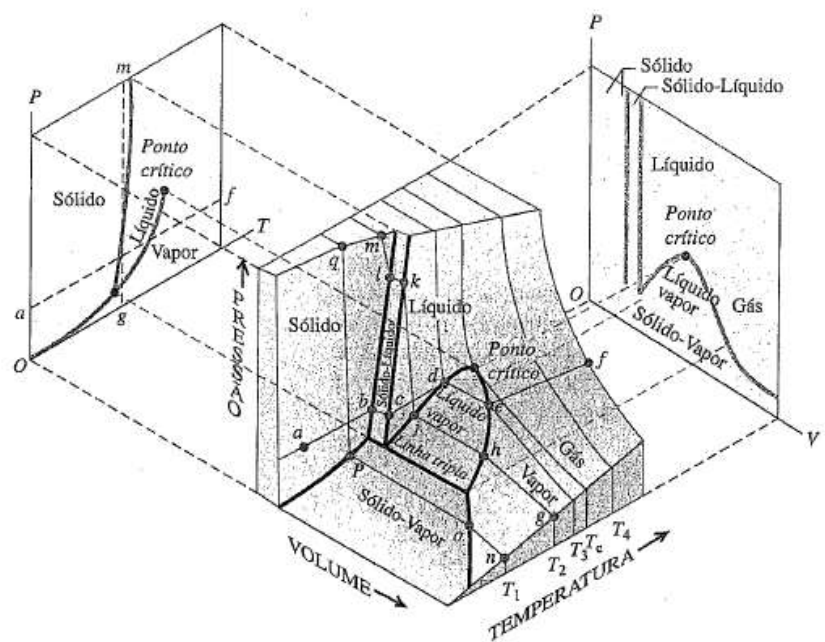
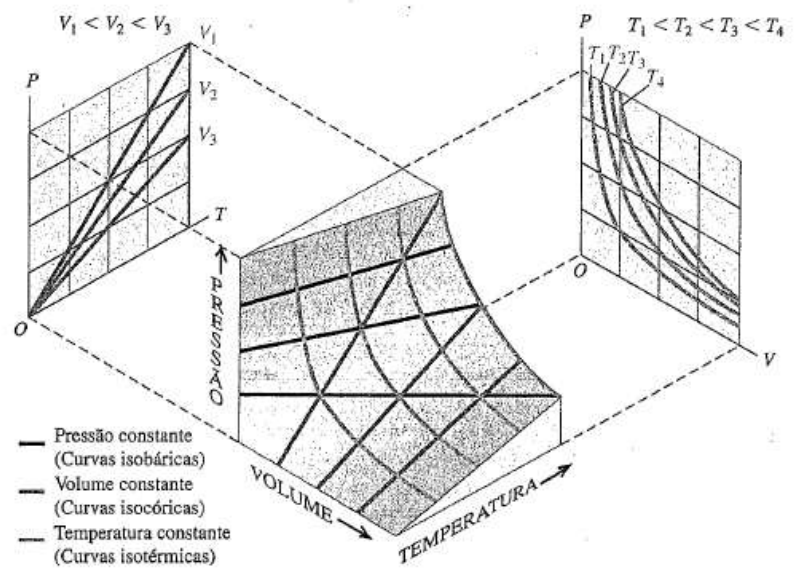
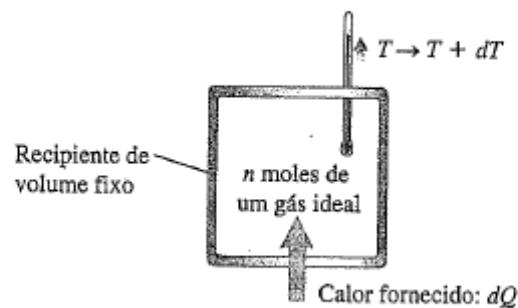


Figura 18.27 Uma superfície PVT para um gás ideal. No lado esquerdo, cada curva corresponde a certo volume constante; no lado direito, cada curva corresponde a uma certa temperatura constante.



(a) Volume constante: $dQ = nC_V dT$



(b) Pressão constante: $dQ = nC_P dT$

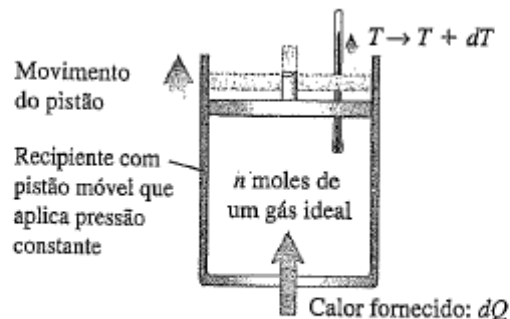


Figura 19.18 Medindo o calor específico molar de um gás ideal (a) a volume constante e (b) à pressão constante.

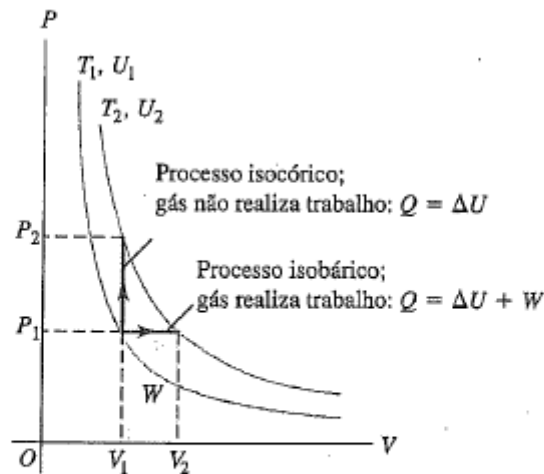


Figura 19.19 Aumento da temperatura de um gás ideal de T_1 até T_2 em um processo isobárico ou em um processo isocórico. Em um gás ideal, U depende somente de T ; logo, ΔU possui o mesmo valor em ambos os processos. Entretanto, no processo isobárico Q é maior, porque além de ΔU devemos somar o trabalho realizado W . Logo, $C_p > C_v$.

Tabela 19.1 Calores específicos molares de gases a baixas pressões.

Tipo de Gás	Gás	C_V (J/mol · K)	C_P (J/mol · K)	$C_P - C_V$ (J/mol · K)	$\gamma = C_P / C_V$
Monoatômico	He	12,47	20,78	8,31	1,67
	Ar	12,47	20,78	8,31	1,67
Diatômico	H ₂	20,42	28,74	8,32	1,41
	N ₂	20,76	29,07	8,31	1,40
	O ₂	20,85	29,17	8,31	1,40
	CO	20,85	29,16	8,31	1,40
Poliatômico	CO ₂	28,46	36,94	8,48	1,30
	SO ₂	31,39	40,37	8,98	1,29
	H ₂ S	25,95	34,60	8,65	1,33

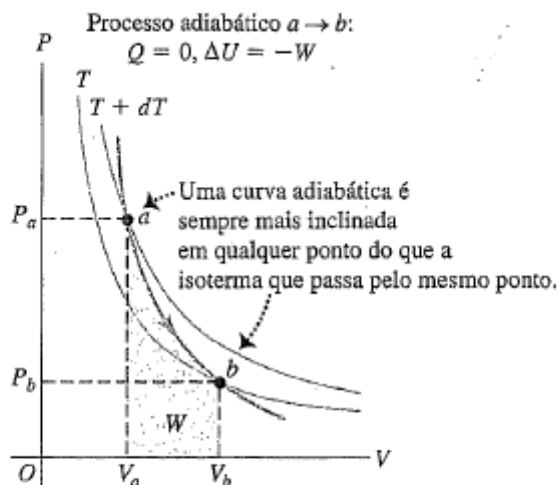


Figura 19.20 Diagrama PV de um processo adiabático de um gás ideal. À medida que o gás se expande de um volume V_a até um volume V_b , sua temperatura cai de $T + dT$ até T , por causa da diminuição da energia interna provocada pelo trabalho W realizado (indicado pela área sombreada) durante a expansão do gás ($\Delta U = -W < 0$). No caso de um gás ideal, a curva adiabática é sempre mais inclinada do que uma isoterma que passa pelo mesmo ponto do diagrama PV . (Um processo adiabático também é mostrado na Figura 19.16.)

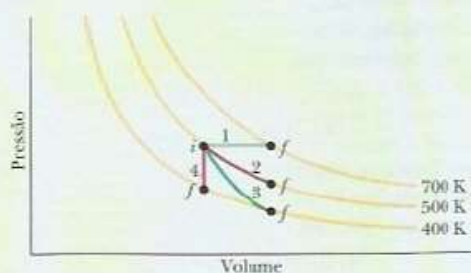


Figura 19-16 Diagrama p - V representando quatro processos especiais para um gás monoatômico ideal.

Tabela 19-4

Quatro Processos Especiais

Trajetória na Fig. 19-16	Grandeza Constante	Nome do Processo	Alguns Resultados Especiais	
			$(\Delta E_{\text{int}} = Q - W \text{ e } \Delta E_{\text{int}} = nC_V\Delta T \text{ para todas as trajetórias})$	
1	p	Isobárico	$Q = nC_p\Delta T; W = p\Delta V$	
2	T	Isotérmico	$Q = W = nRT \ln(V_f/V_i); \Delta E_{\text{int}} = 0$	
3	$pV^\gamma, TV^{\gamma-1}$	Adiabático	$Q = 0; W = -\Delta E_{\text{int}}$	
4	V	Isocórico	$Q = \Delta E_{\text{int}} = nC_V\Delta T; W = 0$	