

Teoria cinética dos gases

Capítulo 20 - Halliday, Resnick e Walker

10 Uma quantidade de oxigênio ocupando um volume de 1000cm^3 a 40°C e uma pressão de $1,01 \times 10^5\text{Pa}$ se expande até um volume de 1500cm^3 e pressão $1,06 \times 10^5\text{Pa}$

a) Encontre o número de moles de oxigênio no sistema.

b) Encontre a temperatura final do sistema.

a) Encontre o número de moles de oxigênio no sistema.

$$V_1 = 1000\text{cm}^3 = 10^{-3}\text{m}^3$$

$$T_1 = 40^\circ\text{C} = 313\text{K}$$

$$p_1 = 1,01 \times 10^5 \text{Pa}$$

$$R = 8,314 \text{J/mol} \cdot \text{K}$$

$$pV = \mu RT \Rightarrow \mu = \frac{pV}{RT} = \frac{(1,01 \times 10^5)(10^{-3})}{(8,314)(313)} = 3,8 \times 10^{-2} \text{moles}$$

b) Encontre a temperatura final do sistema.

$$V_2 = 1500\text{cm}^3 = 1,5 \times 10^{-3}\text{m}^3$$

$$p_2 = 1,06 \times 10^5 \text{Pa}$$

$$\mu = \frac{p_1 V_1}{RT_1} = \frac{p_2 V_2}{RT_2} \Rightarrow T_2 = T_1 \left(\frac{p_2}{p_1} \right) \left(\frac{V_2}{V_1} \right) = 492,74 \text{K}$$

$$T_2 = 219,74^\circ\text{C}$$

Capítulo 20 - Halliday, Resnick e Walker

- 12 Um recipiente encerra dois gases ideais. Dois moles do primeiro gás estão presentes, com massa molar M_1 . O segundo gás possui massa molar $M_2 = 3M_1$, e $0,5\text{mol}$ deste gás está presente. Que fração da pressão total na parede do recipiente pode ser atribuída ao segundo gás?

(A explicação da pressão da teoria cinética conduz à descoberta experimentalmente de pressões parciais para uma mistura de gases que não reagem quimicamente: a *pressão total exercida pela mistura é igual à soma das pressões que os vários gases exerceriam separadamente se cada um deles ocupasse o recipiente sozinho.*)

$$M_1 \\ \mu_1 = 2 \text{ moles}$$

$$M_2 \\ \mu_2 = 0,5 \text{ mol}$$

$$(m_i) = (\mu_i) (M_i) \\ (\text{Massa}) = (\text{Número de moles}) (\text{Massa molar})$$

$$p_i V = \mu_i R T$$

$$p = p_1 + p_2 = (\mu_1 + \mu_2) RT/V$$

$$\frac{p_1}{p} = \frac{\mu_1 RT/V}{(\mu_1 + \mu_2) RT/V} = \frac{\mu_1}{\mu_1 + \mu_2} = 0,8$$

e de modo equivalente:

$$\frac{p_2}{p} = \frac{\mu_2}{\mu_1 + \mu_2} = 0,2$$

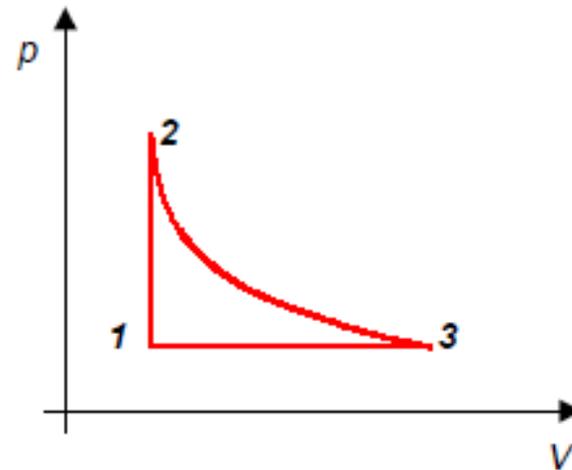
61 Um mol de um gás ideal monoatômico percorre o ciclo **123** da figura abaixo. O processo $1 \rightarrow 2$ ocorre a volume constante, o processo $2 \rightarrow 3$ é adiabático e o processo $3 \rightarrow 1$ ocorre a pressão constante.

- a) Calcule o calor Q , a variação de energia interna ΔE_i e o trabalho realizado W , para cada um dos três processos e para o ciclo como um todo.

$$T_1 = 300K$$

$$T_2 = 600K$$

$$T_3 = 455K$$



- b) A pressão no ponto 1 é $1,00\text{atm}$. determine a pressão e o volume nos pontos 2 e 3. Use $1,00\text{atm} = 1,013 \times 10^5 \text{Pa}$ e $R = 8,314 \text{J/mol} \cdot \text{K}$.

$$p_1 = 1,00\text{atm} = 1,013 \times 10^5 \text{Pa}$$

$$R = 8,314 \text{J/mol} \cdot \text{K}$$

$$T_1 = 300K$$

$$T_2 = 600K$$

$$T_3 = 455K$$

$$dE_{int} = dQ - p dV$$

O processo $1 \rightarrow 2$ é realizado a

volume constante:

$$dE_{int} = dQ \Rightarrow \Delta E_{int} = Q_{12}$$

Como se trata de um gás ideal monoatômico:

$$E_{int} = \frac{3}{2} \mu RT$$

ou seja:

$$Q_{12} = \frac{3}{2} \mu R(T_2 - T_1)$$

e como temos apenas um mol:

$$Q_{12} = \frac{3}{2} R(T_2 - T_1)$$

e portanto:

$$\Delta E_{int} = Q_{12} = 3.740J$$
$$W_{12} = 0$$

O processo $2 \rightarrow 3$ é realizado adiabaticamente, ou seja $dQ = 0$ e $pV^\gamma = const$.

$$dE_{int} = - dW \Rightarrow \Delta E_{int} = - W_{12}$$

Como se trata de um gás ideal monoatômico:

$$E_{int} = \frac{3}{2} \mu RT$$

ou seja:

$$W_{23} = -\frac{3}{2} \mu R(T_3 - T_2)$$

e como temos apenas um mol:

$$W_{23} = -\frac{3}{2}R(T_3 - T_2)$$

e portanto:

$$\Delta E_{int} = W_{23} = 1.807J$$
$$Q_{23} = 0$$

O processo $3 \rightarrow 1$ é realizado a pressão constante. Usando a definição de trabalho, encontramos que:

$$W_{31} = \int_3^1 p dV = p_1 \int_{V_3}^{V_1} dV = p_1(V_1 - V_3)$$

e como o gás é ideal

$$p V = \mu R T$$

ou seja:

$$W_{31} = R (T_1 - T_3) = - 1288J$$

A energia interna de um gás ideal é dada por:

$$E_{int} = \frac{3}{2} \mu RT$$

e portanto:

$$\Delta E_{int} = \frac{3}{2} R(T_1 - T_2) = -1932J$$

Usando a primeira lei da Termodinâmica, temos que:

$$\Delta E_{int} = Q_{31} - W_{31} \quad \Rightarrow \quad Q_{31} = \Delta E_{int} + W_{31}$$

ou seja:

$$Q_{31} = \frac{5}{2} R(T_1 - T_2) = -3220J$$

- b) A pressão no ponto 1 é $1,00atm$. determine a pressão e o volume nos pontos 2 e 3. Use $1,00atm = 1,013 \times 10^5 Pa$ e $R = 8,314 J/mol \cdot K$

$$p_1 = 1,00atm = 1,013 \times 10^5 Pa$$

$$T_1 = 300K$$

$$T_2 = 600K$$

$$T_3 = 455K$$

$$R = 8,314 J/mol \cdot K$$

$$V_1 = \frac{RT_1}{p_1} = 0,246m^3$$

$$\left\{ \begin{array}{l} p_3 = p_1 \\ V_3 = \frac{RT_3}{p_3} = 0,0373m^3 \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} V_2 = V_1 \\ p_2 = \frac{RT_2}{V_2} = 2,0 \times 10^5 N/m^2 = 2,0atm \end{array} \right.$$

Entropia e 2 Lei da TD

Capítulo 21 - Halliday, Resnick e Walker

- 07 a) Qual a variação de entropia de um cubo de gelo de 12,0g que se derrete completamente em um balde de água cuja temperatura está logo acima do ponto de congelamento da água?

$$m = 12,0\text{g} = 0,012\text{kg}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$$

$$L_F = 79,5\text{calm/g} = 333 \times 10^3 \text{J/kg}$$

$$\Delta S = \frac{Q}{T} = \frac{mL_F}{T} = 14,63 \text{J/K}$$

- b) Qual a variação de entropia de uma colherada de 5,0g de água que evapora completamente em cima de um prato quente cuja temperatura está ligeiramente acima do ponto de ebulição da água?

$$m = 5,0\text{g} = 0,005\text{kg}$$

$$T = 100^\circ\text{C} = 373\text{K}$$

$$L_V = 539\text{calm/g} = 2.256 \times 10^3 \text{J/kg}$$

$$\Delta S = \frac{Q}{T} = \frac{mL_V}{T} = 30,24 \text{J/K}$$

Capítulo 21 - Halliday, Resnick e Walker

09 Em um experimento, 200g de alumínio (com calor específico de $900\text{J/kg}\cdot\text{K}$) a 100°C são misturados com $50,0\text{g}$ de água a $20,0^\circ\text{C}$, com a mistura termicamente isolada.

- a) Qual a temperatura de equilíbrio?
- b) Qual a variação de entropia do alumínio?
- c) Qual a variação de entropia da água?
- d) Qual a variação de entropia do sistema água - alumínio?

a) Qual a temperatura de equilíbrio?

$$\begin{aligned}m_a &= 200\text{g} = 0,2\text{kg} \\c_a &= 900\text{J/kg.K} \\T_a &= 100^\circ\text{C} = 373\text{K}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}m_A &= 50\text{g} = 0,05\text{kg} \\c_A &= 1\text{cal/g}^\circ\text{C} = 4.190\text{J/kg.K} \\T_A &= 20^\circ\text{C} = 293\text{K}\end{aligned}$$

Como o sistema composto por alumínio e água está isolado, ele não troca calor com a vizinhança, e desse modo:

$$\Delta Q = \Delta Q_a + \Delta Q_A = 0$$

e desse modo alcançam uma temperatura de equilíbrio T :

$$m_a c_a (T - T_a) + m_A c_A (T - T_A) = 0$$

ou seja:

$$T = \frac{m_a c_a T_a + m_A c_A T_A}{m_a c_a + m_A c_A} = 56,97^\circ\text{C} = 329,97\text{K}$$

b) Qual a variação de entropia do alumínio?

$$dS = \frac{dQ}{T} = \frac{mcdT}{T} \quad \therefore \quad \Delta S = S_f - S_i = mc \int_{T_i}^{T_f} \frac{dT}{T} = mc \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right)$$

ou seja:

$$\Delta S_a = m_a c_a \ln\left(\frac{T}{T_a}\right) = -22,07\text{J/K}$$

c) Qual a variação de entropia da água?

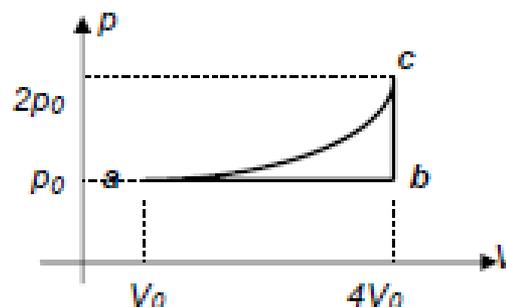
$$\Delta S_A = m_A c_A \ln\left(\frac{T}{T_A}\right) = +24,86\text{J/K}$$

d) Qual a variação de entropia do sistema água - alumínio?

$$\Delta S = \Delta S_a + \Delta S_A \quad \Rightarrow \quad \Delta S = +2,79\text{J/K}$$

19 Um mol de um gás ideal percorre o ciclo da figura à seguir.

- a) Qual o trabalho realizado pelo gás para ir do estado *a* ao estado *c* ao longo da trajetória *abc* ?

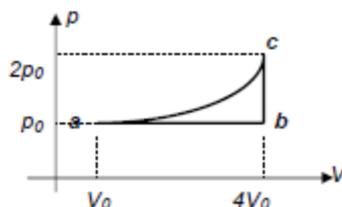


- b) Quais as variações de energia interna para ir de *b* para *c* e para percorrer um ciclo completo?
- c) Quais as variações de entropia para ir de *b* para *c* e para percorrer um ciclo completo?

- a) Qual o trabalho realizado pelo gás para ir do estado *a* ao estado *c* ao longo da trajetória *abc* ?

$$W_{abc} = W_{ab} + W_{bc}$$

Como o processo *bc* é isovolumétrico, o trabalho para realizá-lo é nulo, e desse modo:



$$W_{abc} = \int_{V_a}^{V_b} p dV = p_a \int_{V_a}^{V_b} dV = p_a (V_b - V_a) = 3p_0 V_0$$

- b) Quais as variações de energia interna para ir de *b* para *c* e para percorrer um ciclo completo?

$$dE = \mu C_V dT \quad \therefore \quad \Delta E_{bc} = \mu C_V (T_c - T_b) = \frac{3}{2} (\mu R T_c - \mu R T_b) = \frac{3}{2} (p_c V_c - p_b V_b)$$

$$\Delta E_{bc} = \frac{3}{2} [(2p_0)(4V_0) - (p_0)(4V_0)] = \frac{3}{2} (4p_0 V_0) = 6p_0 V_0 = 6\mu R T_0$$

Como a energia interna é uma função de estado, a sua variação em um ciclo completo é nula.

- c) Quais as variações de entropia para ir de *b* para *c* e para percorrer um ciclo completo?

Como o processo *bc* é isovolumétrico, o trabalho para realizá-lo é nulo, e desse modo a primeira lei da termodinâmica toma a forma:

$$dQ_{bc} = dE_{bc} = \mu C_V dT_{bc}$$

Mas

$$dS_{bc} = \frac{dQ_{bc}}{T} = \mu C_V \frac{dT_{bc}}{T}$$

logo

$$\Delta S_{bc} = \mu C_V \int_{T_b}^{T_c} \frac{dT}{T} = \mu C_V \ln \left(\frac{T_c}{T_b} \right)$$

No entanto

$$\frac{T_b}{T_c} = \frac{p_c V_c / \mu R}{p_b V_b / \mu R} = \frac{p_c}{p_b} = \frac{2p_0}{p_0} = 2 \quad \Rightarrow \quad \Delta S_{bc} = \frac{3}{2} \mu R \ln 2$$

Como a entropia é uma função de estado, a sua variação em um ciclo completo é nula.

23 Um motor de Carnot opera entre 235°C e 115°C , absorvendo $6,3 \times 10^4 \text{ J}$ por ciclo na temperatura mais alta.

a) Calcule a eficiência do motor.

b) Quanto trabalho por ciclo este motor é capaz de realizar?

23 Um motor de Carnot opera entre 235°C e 115°C , absorvendo $6,3 \times 10^4 \text{ J}$ por ciclo na temperatura mais alta.

a) Calcule a eficiência do motor.

$$T_a = 235^{\circ}\text{C} = 508\text{K}$$

$$T_b = 115^{\circ}\text{C} = 388\text{K}$$

$$Q_a = 6,3 \times 10^4 \text{ J}$$

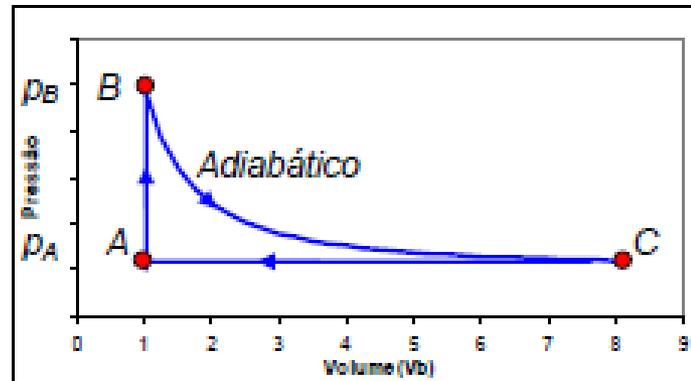
$$\varepsilon = 1 - \frac{T_b}{T_a} = 1 - \frac{388}{508} = 0,2362 \Rightarrow \varepsilon(\%) = 23,62\%$$

b) Quanto trabalho por ciclo este motor é capaz de realizar?

$$\varepsilon = \frac{W}{Q_a} \Rightarrow W = \varepsilon Q_a = 1,48 \times 10^4 \text{ J}$$

27 Um mol de um gás ideal monoatômico percorre o ciclo reversível mostrado na figura ao lado. O processo BC é uma expansão adiabática, com $p_B = 10 \text{ atm}$ e $V_B = 10^{-3} \text{ m}^3$.

a) Determine a energia adicionada ao gás sob a forma de calor.



b) Determine a energia que deixa o gás sob a forma de calor.

c) Determine o trabalho resultante realizado pelo gás.

d) Determine a eficiência do ciclo.

- a) Determine a energia adicionada ao gás sob a forma de calor.

$$p_B = 10 \text{ atm} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$V_B = 10^{-3} \text{ m}^3$$

Como a transformação BC é adiabática:

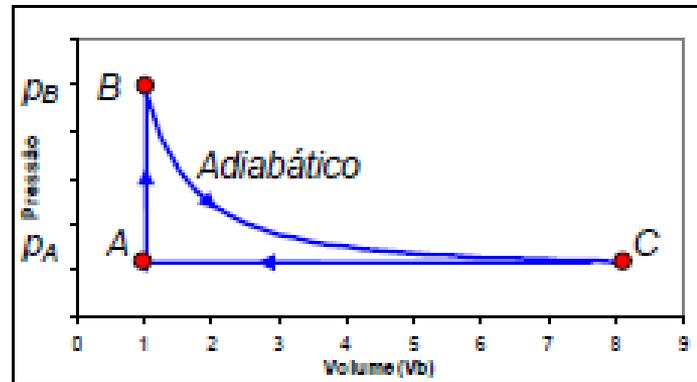
$$p_B V_B^\gamma = p_C V_C^\gamma \Rightarrow p_C = p_B \left(\frac{V_B}{V_C} \right)^\gamma = p_B \left(\frac{V_B}{8V_B} \right)^{\frac{5}{3}} \therefore p_C = \frac{p_B}{32}$$

$$Q_T = Q_{AB} + Q_{BC} + Q_{CA}$$

Como o processo BC é adiabático, temos que $Q_{BC} = 0$. Por outro lado, o processo AB é isovolumétrico, de modo que o trabalho $dW_{AB} = 0$ e, portanto a primeira lei da termodinâmica toma a forma:

$$dQ_{AB} = dE_{AB} + dW_{AB} \Rightarrow dQ_{AB} = \mu C_V dT_{AB} \therefore Q_{AB} = \mu C_V (T_B - T_A)$$

$$Q_{AB} = \frac{3}{2} (\mu R T_B - \mu R T_A) = \frac{3}{2} (p_B V_B - p_A V_A) = \frac{3}{2} \left(p_B V_B - \frac{p_B}{32} V_B \right)$$



$$Q_{AB} = \frac{3}{2} \cdot \frac{31}{32} p_B V_B = 147,20J$$

ou seja:

$$dQ_{CA} = dE_{CA} + dW_{CA} = \mu C_V dT + p dV$$

$$Q_{CA} = \mu C_V (T_A - T_C) + p_A (V_A - V_C)$$

$$Q_{CA} = \frac{3}{2} (p_A V_A - p_C V_C) + p_A (V_A - V_C) = \frac{5}{2} p_A (V_A - V_C)$$

$$Q_{CA} = \frac{5}{2} \cdot \frac{p_B}{32} (V_B - 8V_B) = -\frac{5}{2} \cdot \frac{7}{32} p_B V_B = -55,39J$$

É fácil concluir que Q_{AB} é a energia adicionada ao gás sob a forma de calor.

- b) Determine a energia que deixa o gás sob a forma de calor.

Por outro lado, também é fácil concluir que Q_{CA} é a energia que deixa o gás sob a forma de calor.

- c) Determine o trabalho resultante realizado pelo gás.

$$W = Q_{AB} + Q_{CA} = 147,20J - 55,39J = +91,81J$$

- d) Determine a eficiência do ciclo.

$$\varepsilon = \frac{W}{Q_{AB}} = \frac{91,81}{147,20} = 0,6237$$