Lista de exercícios 3 - Física do Calor - Turmas: 2023142 e 2023147

Email: monitoriafc2023@gmail.com

14 de abril de 2023

Nota: Exercícios de Revisão para a "provinha"do dia 18/04. Esses exercícios servem apenas de guia para estudos, não sendo recomendado utilizar apenas estes como forma de aprimoramento. Recomenda-se leitura de livros texto, bem como os exercícios sugeridos nestes. Há uma sugestão de livros, mas o aluno pode utilizar a literatura que se identificar em seu estudo.

1. Um volume de 3,20 L de gás hélio, submetido a uma pressão de 0,180 atm e uma temperatura de 41,0 °C, é aquecido até que o volume e a pressão fiquem iguais ao dobro dos valores iniciais.

   a) Qual é a temperatura final?

   Resolução:

   Sabendo que:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \tag{0.1}$$

   Com os dados do enunciado:

$$P_2 = 2P_1,\ V_2 = 2V_1 \tag{0.2}$$

   Temos:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{2P_12V_1}{T_2} \tag{0.3}$$

   Logo:

$$T_2 = 4T_1 = 4(41 + 273) = 1256K \tag{0.4}$$

   b) Quantos gramas de hélio existem? A massa molar do hélio é 4,00 g/mol

   Resolução:

   Sabendo que:

$$n = \frac{PV}{RT} \tag{0.5}$$

Temos:

$$n = \frac{(0,0180)(320)}{(0,08206)(214)} \tag{0.6}$$

$$n = 0,02235\,mol \tag{0.7}$$

Como sabemos quantos mols temos, e sabendo a massa molar do hélio, é possível descobrir quantas gramas de hélio existem por uma simples regra de 3

$$Massa\ de\ Hlio = 0,0894g \tag{0.8}$$

2. Atmosferas planetárias.

   a) Calcule a densidade da atmosfera na superfície de Marte (onde a pressão é 650 Pa e a temperatura normalmente é 253 K, com atmosfera de CO2), de Vênus (com temperatura média de 730 K e pressão de 92 atm, com atmosfera de CO2) e da lua Titã de Saturno (onde a pressão é 1,5 atm e a temperatura é –178 °C, com atmosfera de N2).

   Resolução

   Para as três atmosfera usaremos a mesma ideia:

$$Densidade\ de\ um\ gas = \frac{PM}{RT} \tag{0.9}$$

   -Marte

$$d = \frac{PM}{RT} = \frac{(650)(44)}{(8,31 \times 10^3)(253)} = 0,0136\frac{g}{L} = 0,0136\frac{Kg}{m^3} \tag{0.10}$$

   -Vênus

$$d = \frac{PM}{RT} = \frac{(92 \times 101325)(44)}{(8,31 \times 10^3)(730)} = 67,61\frac{g}{L} = 67,61\frac{Kg}{m^3} \tag{0.11}$$

   -Titã

$$d = \frac{PM}{RT} = \frac{((1,5 \times 101325)(22)}{(8,31 \times 10^3)(95)} = 4,23\frac{g}{L} = 4,23\frac{Kg}{m^3} \tag{0.12}$$

   b) Compare cada uma dessas densidades com a da atmosfera da Terra, que é 1,20 kg/m3 .

   Resolução

   Com os dados do item a) podemos afimar que:

$$d_{Vnus} > d_{Tit} > d_{Terra} > d_{Marte} \tag{0.13}$$

3. Um grande tanque cilíndrico contém 0,750 m^3 de gás nitrogênio a 27 °C e uma pressão de 7,50 × 10^3 Pa (pressão absoluta). O tanque possui um pistão bem ajustado, que pode fazer o volume variar. Qual é o valor da pressão quando o volume diminui para

0,410 m3 e a temperatura aumenta para 157 °C?

Resolução

Partindo de:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \tag{0.14}$$

Isolando a pressão e substitundo pelos valores temos:

$$P_2 = \frac{P_1V_1T_2}{V_2T_1} = \frac{(7,5 \times 10^3)(0,75)(430)}{(0,41)(300)} = 1,97 \times 10^4\ Pa \tag{0.15}$$

4. Uma bomba de vácuo moderna permite obter facilmente pressões da ordem de 10–13 atm no laboratório. Considere um volume de ar e trate-o como um gás ideal.

   a) A uma pressão de 9,0 10–14 atm e uma temperatura comum de 300 K, quantas moléculas existem em um volume de 1,0 cm3 ?

   Resolução *Partindo de:*

   $$PV = nRT \tag{0.16}$$

   Isolando n e substitundo pelos valores temos:

   $$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(9,117 \times 10^{-9})(10^{-6})}{(8,3145)(300)} = 3,655 \times 10^{-12} mols \tag{0.17}$$

   Como um mol equivale a 6x10^{23} moléculas, por regra de três, sabemos que nesse caso há 22$\times 10^5$*molculas*

   b) Quantas moléculas haveria à mesma temperatura, mas a uma pressão de 1,0 atm?

   Resolução

   Partindo de:

   $$n = \frac{PV}{RT} \tag{0.18}$$

   $$n = \frac{(1,013 \times 10^5)(10^{-6})}{(9,3145)(300)} = 4,06 \times 10^{-5} mols \tag{0.19}$$

   Pela mesma lógica apresentada no item a), temos 2,44$\times 10^{19}$*molculas*

5. A Nebulosa da Lagoa é uma nuvem de gás hidrogênio situada a uma distância de 3.900 anos-luz da Terra. O diâmetro dessa nuvem é de aproximadamente 45 anos-luz, e ela brilha por causa de sua temperatura de 7.500 K. (O gás é elevado a essa temperatura pela ação das estrelas que existem no interior da Nebulosa.) A nuvem também é muito fina: existem apenas 80 moléculas por centímetro cúbico.

a) Calcule a pressão do gás (em atmosferas) na Nebulosa da Lagoa. Compare com a pressão de laboratório mencionada no Exercício ANTERIOR.

Resolução

Partindo de:

$$PV = nRT \tag{0.20}$$

Além disso, pelo enunciado, consideraremos um volume de 1 centimetro cúbico contendo 80 moléculas

$$P = \frac{nRT}{V} = (\frac{Molculas}{Avogrado})(\frac{RT}{V}) = (\frac{80}{6,02 \times 10^{23}})\frac{(8,3145)(7500)}{10^{-6}} = 8,28 \times 10^{-12} Pa \tag{0.21}$$

Então:

$$8,28 \times 10^{-12} Pa = 8,17 * 10^{-17} atm \tag{0.22}$$

A pressão do gás de hidrogênio é menor em relação ao do exercício anterior

b) Os filmes de ficção científica algumas vezes mostram naves espaciais sofrendo turbulências quando voam através de nuvens de gases como a Nebulosa da Lagoa. Uma cena desse tipo poderia acontecer realmente? Justifique sua resposta.

Resolução *Podemos pensar que a turbulência de uma nave na atmosfera é causada pelo atrito entre o gás e a nave. Como a pressão atmosférica, no caso da Nebulosa, é muito menor em relação a terra, sua turbulência também seria menor, praticamente inexistente*

6. A atmosfera de Marte é formada principalmente por CO2 (massa molar igual a 44,0 g/mol) a uma pressão de 650 Pa, que suporemos constante. Em muitos lugares, a temperatura varia de 0 °C no verão a –100 °C no inverno. Ao longo do ano marciano, quais são os intervalos :
a) das velocidades quadráticas médias das moléculas

Resolução

Partindo do cálculo da velocidade média dado por:

$$v = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \tag{0.23}$$

Substituindo pelos valores do enunciado, para T=0°C

$$v = \sqrt{\frac{3(8,314)(273)}{(44 \times 10^{-3}}} = 393 \frac{m}{s} \tag{0.24}$$

Para t=-100°C

$$v = \sqrt{\frac{3(8,314)(173)}{44 \times 10^{-3}}} = 313 \frac{m}{s} \tag{0.25}$$

Logo, a velocidade varia entre $313<v<393$ metros por segundo

b) da densidade (em mol/m3) da atmosfera?

Resolução

Como queremos densidade em mol/m3

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT} \tag{0.26}$$

para T=0°C

$$\frac{n}{V} = \frac{650}{(8,314)(273)} = 0,286\frac{mol}{m^3} \tag{0.27}$$

para T=-100°C

$$\frac{n}{V} = \frac{650}{(8,314)(173)} = 0,452\frac{mol}{m^3} \tag{0.28}$$

Logo, a densidade varia entre $0,286 < n/v < 0,452$ mols por metro cúbico

7. Calcule o livre caminho médio das moléculas de ar para uma pressão de $3{,}50 \times 10^{\breve{}13}$ atm e temperatura de 300 K. Considere as moléculas de ar como esferas com raio de $2{,}0 \times 10^{\breve{}10}$ m.

   Resolução

   Sabendo que o livre caminho médio(λ) pode ser calculado por :

$$\lambda = \frac{kT}{4\pi\sqrt{2}r^2P} \tag{0.29}$$

   Convertendo a pressão de atm para Pa temos:

$$\lambda = \frac{(1,38 \times 10^{-23})(300)}{4\pi\sqrt{2}(2 \times 10^{-10})(3,55 \times 10^{-8})} = 1,5 \times 10^5 m \tag{0.30}$$

8. *Recipientes totalmente rígidos contêm n moles de gás ideal, sendo um o hidrogênio (H2) e outro o neônio (Ne). Se são necessários 100 J de calor para aumentar a temperatura do hidrogênio em 2,50 °C, em quantos graus essa mesma quantidade de calor elevará a temperatura do neônio.*

   Resolução

Para um gás, sabemos que podemos calcular a Quantidade da calor da seguinte maneira:

$$Q = nc_{molar}\Delta\theta \tag{0.31}$$

Pelo enunciado, considerando que há a mesma quantidade de neônio e hidrogênio:

$$\frac{Q}{n} = c_{h_2}\Delta\theta_{h_2} = c_{Ne}\Delta\theta_{Ne} \tag{0.32}$$

$$\Delta\Theta_{Ne} = \frac{c_{h_2}\Delta\Theta_{h_2}}{c_{Ne}} = \frac{(20,42)(275,5)}{(12,47)} = 451,1K \tag{0.33}$$

9. *a) Calcule o calor específico a volume constante do gás nitrogênio (N2) e compare com o calor específico da água líquida. A massa molar do N2 é 28,0 g/mol.*

Resolução

Sabendo que:

$$c = \frac{c_{molar}}{Massamolar} = \frac{20,76}{28 \times 10^3} = 741\frac{J}{Kg \times K} \tag{0.34}$$

Como $c_{agua} = 4190\frac{J}{Kg \times k}, podemos\ afirmar\ que\ c_{agua} > c_{N_2}$

b) Você aquece 1,00 kg de água a volume constante de 1,00 L de 20,0 °C atév30,0 °C em uma chaleira. Usando a mesma quantidade de calor, quantos quilogramas de ar a 20,0 °C você poderia aquecer de 20,0 °C até 30,0 °C? Que volume (em litros) esse ar ocuparia a 20 °C e a uma pressão de 1,0 atm? Suponha, de modo simplificado, que o ar seja 100 porcento constituído por N2.

Resolução

Partindo de:

$$Q = mc_{agua}\Delta\Theta = (1)(4190)(10) = 41900J \tag{0.35}$$

Agora que sabemos a quantidade de calor envolvida no processo, podemos ir atrás da massa de ar:

$$m = \frac{Q}{c_{n_2}\Delta\Theta} = \frac{41900}{(471)(10)} = 5,65Kg \tag{0.36}$$

Por ultimo, o volume:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{m}{M}\frac{RT}{P} = \frac{5,65}{28 \times 10^2}\frac{(8,314)(293)}{10^5} = 4,85m^3 \tag{0.37}$$

10. *a) Calcule o calor específico a volume constante do vapor d'água, supondo uma molécula triatômica linear com três graus de liberdade de translação e três graus de liberdade de rotação, e que o movimento de vibração não contribua. A massa molar da água é 18,0 g/mol.*

Resolução

Para começar o exercício, é nessesário lembrar que para cada grau de liberdade da molécula, há um fator de 1/2 sobre R que contribuem para o calculo do calor específico de um gás

$$c_{molar} = 6 \times \frac{1}{2} R = 3 \times (8,314) = 24,9 \frac{J}{mol \times K} \tag{0.38}$$

Logo:

$$c = \frac{c_{molar}}{Massamolar} = \frac{24,9}{18 \times 10^{-3}} = 1380 \frac{J}{mol \times K} \tag{0.39}$$

b) O calor específico real do vapor d'água em pressões baixas é 2.000 J/kg · K. Compare esse valor com sua resposta e comente a respeito do papel real desempenhado pelo movimento vibratório.

Resolução

Os graus de liberdade no movimento vibratório de uma molécula estão diretamente relacionados com o seu calor específico. Isso ocorre porque o calor específico de uma substância depende da quantidade de energia necessária para aumentar sua temperatura. E a quantidade de energia necessária para aumentar a temperatura de uma molécula depende de quantos graus de liberdade ela tem para armazenar essa energia. Como foi provado no exercício anterior

11. *Uma amostra de um gás ideal é submetida ao processo cíclico abca mostrado na figura abaixo. A escala do eixo vertical é definida por $p_b = 7,5$ kPa e $p_{ac} = 2,5$ kPa. No ponto a, $T = 200$ K.*
a) Quantos mols do gás estão presentes na amostra?
b) Qual é a temperatura do gás no ponto b?
c) Qual é a temperatura do gás no ponto c?
d) Qual é a energia líquida adicionada ao gás em forma de calor durante o ciclo?

Resolução

a) *Temos diretamente da equação de estado para o gás ideal*

$$PV = nRT. \tag{0.40}$$

Resolvendo para o número de mols e considerando o ponto a no diagrama PV

$$n = \frac{P_a V_a}{R T_a} = \frac{(2.5 \times 10^3)(1)}{(8.3145)(200)} \left(\frac{\text{mol.K}}{\text{J}}\right)\left(\frac{\text{Pa.m}^3}{\text{K}}\right)$$
$$n = 1.5042\text{mol}$$

note que Pa.m^3 *tem unidade de energia.*

b) *Podemos encontrar a temperatura no ponto b usando a mesma lei* (0.40)

$$T_b = \frac{P_b V_b}{nR} = \frac{7,5 \times 10^3 \times 3}{1.5042 \times 8.3145}\text{K} = 1799.03 \text{ K}.$$

c) *Para o ponto c*

$$T_c = \frac{P_c V_c}{nR} = 599.675 \text{ K}.$$

d) *A energia total adicionada no gás em forma de calor em todo o processo abca é dada pela soma das energias individuais*

$$Q_{abca} = Q_{ab} + Q_{bc} + Q_{ca}.$$

Uma vez que a energia interna do gás é conservada temos

$$Q = W,$$

para todo o processo, ou seja,

$$Q_{abca} = W_{abca}.$$

Assim, podemos calcular o trabalho individual de cada processo e somar. Isso equivale a calcular a área do triângulo na figura 1. Dessa forma,

$$Q_{abcda} = \frac{1}{2}\left(2 \times 5 \times 10^3\right) \text{J} = 500\text{J}$$

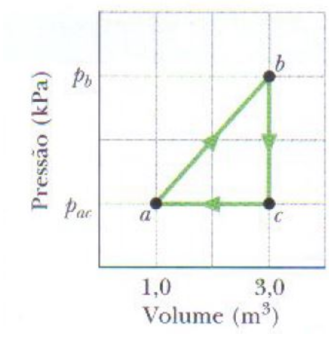

Figura 0.1: Diagrama PV

12. *A água a céu aberto a* 32°C *evapora por causa do escape de algumas de suas moléculas da superfície. O calor de vaporização* (539 cal/g) *é aproximadamente igual a* εn*, onde* ε *é a energia média das moléculas que escapam e* n *é o número de moléculas por grama.*
a) Determine ε*.*
b) Qual é a razão entre ε *e a energia cinética média das moléculas de* H_2O*, supondo que esta última está relacionada à temperatura da mesma forma que nos gases?*

Resolução

a) Diretamente temos

$$\varepsilon = \frac{539}{n}\text{cal/g}.$$

Note que, através da massa molar podemos descobrir o valor do número de moléculas por grama

$$n = \frac{6.02}{18} \times 10^{23} = 3.34 \times 10^{22}\text{g}^{-1}.$$

Assim,

$$\varepsilon = 1.6137 \times 10^{-20}\text{cal}.$$

b) *Tratando a água como um gás ideal temos que sua energia cinética média é dada por*

$$K_{med} = \frac{3}{2}kT.$$

Utilizando os valores do exercício e a constante de Boltzmann na unidade de medida adequada temos

$$K_{med} = \frac{3}{2} \times 3.297 \times 10^{-24} \times (305.15) = 1.509 \times 10^{-21}\text{cal}.$$

Sendo assim,

$$\frac{\varepsilon}{K_{med}} = \frac{1.6137 \times 10^{-20}}{1.509 \times 10^{-21}} = 10.694$$

13. *Em um certo acelerador de partículas, prótons se movem em uma trajetória circular de* $23,0$ m *de diâmetro em uma câmara evacuada cujo gás residual está a* 295 K *e a uma pressão de* $1,00 \times 10^{-6}$ torr*.*
a) Calcule o número de moléculas do gás por centímetro cúbico com esta pressão.
b) Qual é o livre caminho médio das moléculas do gás se o diâmetro das moléculas é $2,00 \times 10^{-8}$ cm*?*

Resolução

a) Considerando o gás no interior do acelerador como ideal podemos utilizar sua equação de estado para calcular a densidade de partículas, ou seja

$$\frac{N}{V} = \frac{P}{kT}.$$

Note que precisamos calcular a quantidade de partículas por centímetro cúbico, ou seja, vamos utilizar o pascal (pois está relacionada com a unidade de medida desejada) como unidade de pressão que se relaciona com a unidade torr da seguinte maneira

$$1\text{torr} = 133.32\text{Pa}$$

temos assim

$$\frac{N}{V} = 3.27 \times 10^{10}\text{cm}^{-3}$$

b) podemos calcular diretamente da fórmula

$$\lambda = \frac{1}{\sqrt{2\pi}d^2 N/V} = 172\text{m}$$

14. *Quando* 20, 9 J *foram adicionados como calor a um certo gás ideal, o volume do gás variou de* 50, 0 cm^3 *para* 100, 0 cm^3, *enquanto a pressão permaneceu em* 1, 00 atm.
a) De quanto variou a energia interna do gás?
b) Se a quantidade de gás presente era $2,00 \times 10^{-3}$ mol, *determine* C_p *e* C_V.

Resolução

A variação na energia interna do gas é dada por

$$\Delta E = \Delta Q - \Delta W.$$

Como a pressão se manteve constante temos

$$\Delta E = 20.9\text{J} - \left(101.325 \times 10^3 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}\right)\left(50\text{cm}^3\right).$$

Observe que $\text{cm}^3 = 10^{-6}\text{m}$

$$\Delta E = 20.9\text{J} - \left(101.325 \times 10^3 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}\right)\left(50{\times}10^{-6}\text{m}\right) = 15.833\text{J}.$$

b) Podemos calcular c_p *da seguinte maneira*

$$C_p = \frac{Q}{n\Delta T}$$

onde ΔT *pode ser obtido pela equação de estado do gás ideal*

$$C_p = \frac{Q}{n}\frac{nR}{p\Delta V} = \frac{QR}{p\Delta V}$$

substituindo os valores temos

$$C_p = 34.4\text{J/mol.K}$$

15. *A pressão crítica e a temperatura observadas para o CO_2 são, respectivamente, $P_C = 73,0$ atm e $T_C = 304,1$ K.*
a) Calcule as constantes de Van der Waals a e b para o CO_2.
b) Calcule a densidade crítica ρ_c para o CO_2 pela equação de Van der Waals e compare-a com o valor observado de $0,46$ g/cm^3.
c) Se o CO_2 fosse um gás ideal, a que pressão seria preciso submeter 1 mol de CO_2 para que ocupasse o volume de $0,5$ l à temperatura de $0°$C?
d) Qual seria a pressão necessária na situação (c) considerando o CO_2 como um gás de Van der Waals?
e) Em (d), que fração da pressão total é devida à interação entre as moléculas do gás?

Resolução

a) A pressão e temperatura crítica de um gas de Van der Waals são

$$P_c = \frac{a}{27b^2}$$
$$T_c = \frac{8a}{27bR}$$

podemos encontrar b, ou seja

$$b = \frac{RT_c}{8P_c}$$

substituindo os valores e usando R em unidades de $\frac{\text{atm.L}}{\text{mol.K}}$

$$b = 0.042699\frac{\text{L}}{\text{mol}}$$

para encontrar a devemos usar o valor de b já calculado

$$a = 27b^2P_c = 3.59353\frac{\text{L}^2.\text{atm}}{\text{mol}^2}$$

***b)** A densidade do ponto crítico pode ser escrita como*

$$\rho_c = \frac{m}{V} = \frac{nM}{V}$$

ou ainda

$$\rho_c = \frac{M}{v_c}$$

onde M e v_c são a massa molar e o volume molar crítico do CO_2. Em um gás de Van der Walls o volume crítico satisfaz a seguinte expressão

$$v = 3b$$

ou seja

$$\rho_c = \frac{M}{3b} = 0.34\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}.$$

c) *Podemos usar simplesmente a equação de estado dos gases perfeitos para obter a pressão*

$$P = \frac{nRT}{V} = 44.8\text{atm}$$

d) *Utilizando agora a equação de estado do gás de Van der Walls*

$$P = \frac{RT}{v-b} - \frac{a}{v^2} = 34.6\text{atm}$$

e) *O termo que computa a fração da pressão devido a interação entre as moleculas do gas é a/v^2. Desse modo, a fração procurada é*

$$\frac{a/v^2}{P} = \frac{14.4}{34.6}.$$

16. *A temperatura na superfície da Lua chega a atingir 127°C. Calcule a velocidade quadrática média do hidrogênio molecular a essa temperatura e compare-a com a velocidade de escape da superfície da Lua. Que conclusão pode ser tirada dessa comparação?*

    Resolução

    Energia cinética = Energia potencial gravitacional, ou seja, $E_C = E_{PG}$

$$\frac{mv^2}{2} = \frac{GMm}{r} \tag{0.41}$$

$$V^2 = \frac{2GM}{r} => V = 2,4.10^3 \frac{m}{s} \tag{0.42}$$

Sendo $T = 127°C = 400K$ *e* $m_{H_2} = 2(1,7.10^{-27})g$

$$V_{qm} = \sqrt{\frac{3KT}{m}} = \sqrt{\frac{3(1,37.10-23)(400)}{2(1,7.10^{-27})}} = 2,2.10^3 \frac{m}{s} \tag{0.43}$$

17. *A temperatura de 3,00 mols de um gás diatômico ideal é aumentada de 40,0°C sem mudar a pressão do gás. As moléculas do gás giram, mas não oscilam.*

    a) Qual é a energia transferida para o gás na forma de calor?

    b) Qual é a variação da energia interna do gás?

    c) Qual é o trabalho realizado pelo gás?

    d) Qual é o aumento da energia cinética de rotação do gás?

    Resolução

    a)

$$Q = C_P n \Delta T \tag{0.44}$$

Sendo $C_P = C_V + R = \frac{5R}{2} + R = \frac{7R}{2}$

$$Q = 420R \approx 3,49KJ \tag{0.45}$$

b)

$$\Delta E_{int} = C_v n \Delta T \quad (0.46)$$

$$\Delta E_{int} = Q = 3(\frac{5R}{2})40 = 2,49KJ \quad (0.47)$$

C)

$$W = Q - \Delta E = 420R - 300R = 120R = 997,2J \quad (0.48)$$

D)

$$\Delta E_{int} = \Delta K_{Trans} + \Delta K_{rot} \quad (0.49)$$

Sabendo que $\Delta K_{Trans} = \Delta(NK_{med}) = \Delta(nN_A)(\frac{3}{2}KT)$, *onde* $K = \frac{R}{N_A}$, *assim* $\Delta K_{Trans} = 1,49.10^3 J$

$$\Delta K_{rot} = 2,49.10^3 - 1,49.10^3 = 1KJ \quad (0.50)$$

18. *A temperatura de 2,00 mols de um gás ideal monoatômico é aumentada de 15,0 K a pressão constante. Determine:*

a) o trabalho W realizado pelo gás

b) a quantidade Q de calor transferido para o gás

c) a variação ΔE_{int} *da energia interna do gás*

d) a variação ΔK *da energia cinética média por átomo*

Resolução

a)

$$p_i V_i = nRT_i \quad (0.51)$$

$$p_f V_f = nRT_f \quad (0.52)$$

Sendo $P_i = P_f$

$$p_f V_f - P_i V_I = nRT_f - nRT_i \quad (0.53)$$

$$P(V_f - V_i) = nR(T_f - T_i) = P(\Delta V) = nR(\Delta T) \quad (0.54)$$

Sendo $W = p\Delta_V$

$$W = nR\Delta T \quad (0.55)$$

Então, o trabalho é W=249 J

b)

$$Q = nC_p \Delta T \quad (0.56)$$

Onde $C_p = C_v + R$, *assim* $C_p = \frac{3}{2}R + R = \frac{5}{2}R$

$$Q = 2\frac{5}{2}8,31\frac{15}{1} = 623J \quad (0.57)$$

C)

$$\Delta E_{int} = Q - W \quad (0.58)$$

$$\Delta E_{int} = 623 - 249 = 374J \quad (0.59)$$

D)

$$\Delta K_{med} = \frac{\Delta E_{int}}{N} \tag{0.60}$$

$$\Delta K_{med} = \frac{374}{12,04.10^{23}} = 3,11.10^{-22} J \tag{0.61}$$

19. *O livre caminho médio das moléculas de nitrogênio a 0,0°C e 1,0 atm é* $0,8\ 10^{-5}$ *cm. Nessas condições de temperatura e pressão existem* $2,7\ 10^{19}$ *moléculas/cm3. Qual é o diâmetro das moléculas?*

    Resolução

$$\lambda = \frac{1}{\sqrt{2}\pi(\frac{N}{V})d^2} \tag{0.62}$$

Onde $\lambda = 0,8.10^{-5}$ *e* $\frac{N}{V} = 2,7.10^{19}\ \frac{Moleculas}{cm^3}$

Assim, compreende-se que $d = 3,2.10^{-8} cm$

20. *Dois recipientes estão à mesma temperatura. O primeiro contém gás à pressão* p_1*, de massa molecular* m_1 *e velocidade média quadrática* v_{rms1}*. O segundo contém gás à pressão* $2p_1$*, de massa molecular* m_2 *e velocidade média* v_{md2}= $2v_{rms1}$*. Determine a razão* $\frac{m_1}{m_2}$.

    Resolução

$$V_{med} = 2V_{rms_1} \tag{0.63}$$

$$\sqrt{\frac{8K_BT}{\pi M_2}} = 2\sqrt{\frac{3K_BT}{M_1}} \tag{0.64}$$

Assim, compreende-se que $\frac{m_1}{m_2} = \frac{3}{2}\pi \approx 4,7$

Referências

[1] Herch Moysés Nussenzveig. *Curso de Física Básica: fluidos, oscilações e ondas, calor*, volume 2. Editora Blucher, 2018.

[2] David Halliday, Robert Resnick, and Kenneth S Krane. *Physics, Volume 2*. John Wiley & Sons, 2010.

[3] Hugh D Young and Roger A Freedman. *Física II, Sears e Zemansky: Termodinâmica e ondas*. Pearson, 2016.