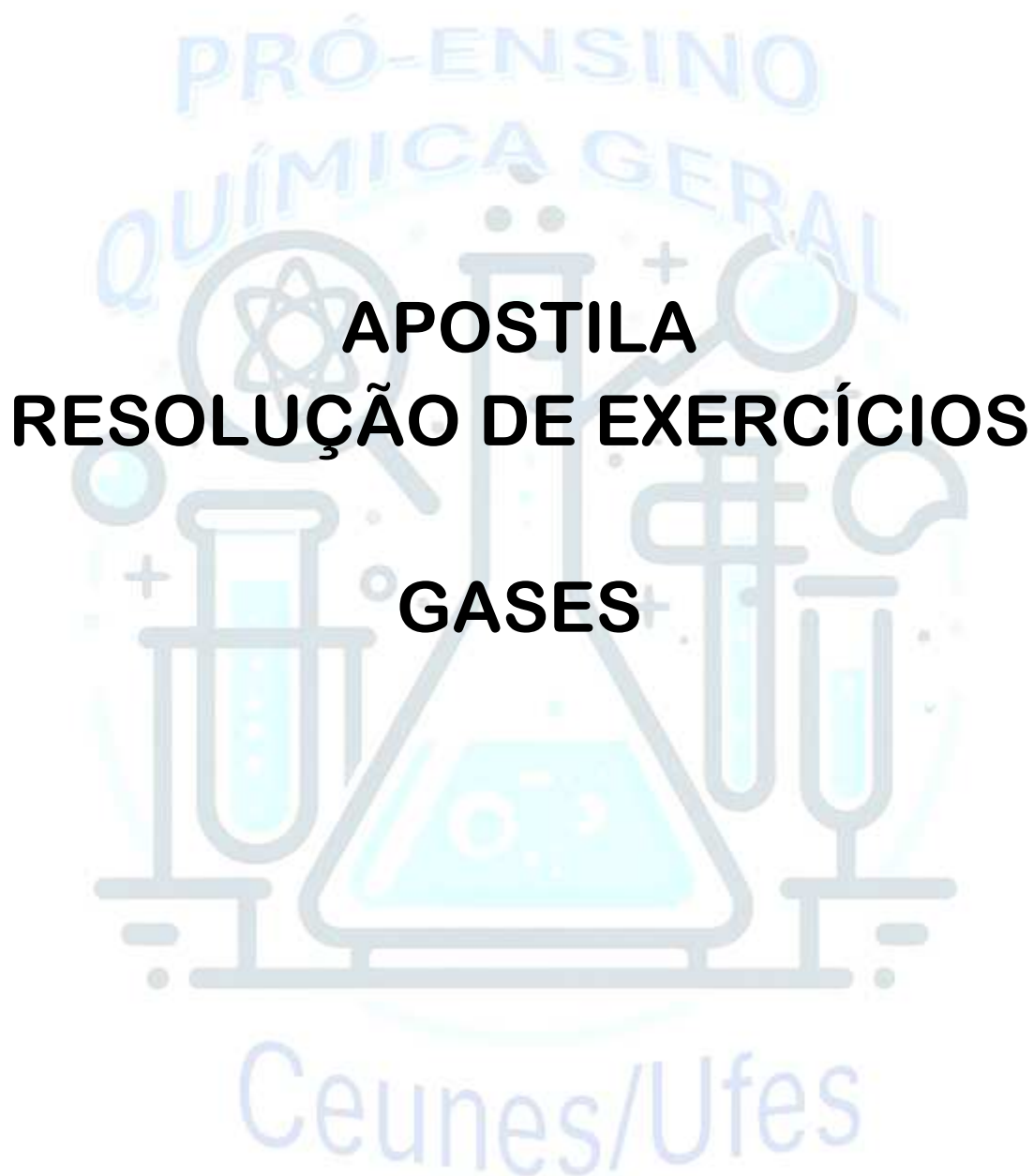


UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
Projeto Pró-Ensino de Química Geral



São Mateus - ES
2025

Questão 1 (exer. 7 Cap 4, ATKINS, 2012, p.163, f59, 5ª edição).

Imagine que a largura de seu corpo (medida nos ombros) é de 20 polegadas e que a profundidade de seu corpo (do tórax até as costas) é de 10 polegadas. Se a pressão atmosférica é 14,7 lb/pol², que massa de ar seu corpo suporta quando você está na posição vertical?

RESOLUÇÃO DA QUESTÃO

Para resolvermos essa questão é preciso relembrar a equação da pressão.

$$Pressão(P) = \frac{Força (F)}{Área(A)}$$

Obs: Para entender mais sobre essa equação, leia a página 2 da apostila de Gases, disponível no link:

https://proensinoqq.saomateus.ufes.br/sites/proensinoqq.saomateus.ufes.br/files/fiel_d/anexo/gases_1.pdf

Passo 1: Coletar os dados presentes no enunciado.

Largura: 20 polegadas

Profundidade: 10 polegadas

Pressão atmosférica = 14,7 lb.pol⁻².

Passo 2: Cálculo da Área.

Imaginando uma forma retangular do corpo, temos que a largura dos ombros é de 20 polegadas e a profundidade do corpo é de 10 polegadas, utilizaremos a fórmula da área do retângulo.

$$\begin{aligned} \text{Área} &= \text{Profundidade} \times \text{Largura} \\ \text{Área} &= 20 \text{ pol} \times 10 \text{ pol} = 200 \text{ pol}^2 \end{aligned}$$

Passo 3: Cálculo da Força.

Sabendo que a fórmula da pressão é:

$$Pressão(P) = \frac{Força (F)}{Área(A)}$$

Temos que:

$$Força(F) = Pressão(P) \times Área(A) = 200 \text{ pol}^2 \times 14,7 \text{ lb.pol}^{-2}$$

$$Força (F) = 2940 \text{ lb}$$

Observação: É possível que tenha um erro na questão, já que libra (lb) é uma unidade de massa e não de força. Então, iremos considerar a massa como 2940 lb. Portanto, temos que o corpo suportaria uma massa de 2940 lb na posição vertical.

Questão 2 (exer.22. Cap 4, ATKINS, 2012, p.164, f59, 5ª edição)

Um químico preparou uma amostra de brometo de hidrogênio que ocupa 250 mL em 65 °C e 500 Torr. Que volume ela ocuparia em 0°C sob a mesma pressão?

RESOLUÇÃO DA QUESTÃO

Para resolvermos a questão é necessário relembrar a equação abaixo:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad (1)$$

Caso queira entender mais sobre essa aplicação da Lei dos Gases ideais, consulte a página 5 e 6 da Apostila de Gases, a partir do link: https://proensinoqq.saomateus.ufes.br/sites/proensinoqq.saomateus.ufes.br/files/fiel_d/anexo/gases_1.pdf

A Partir dos dados fornecidos pelos problemas, vamos calcular o volume final.

Passo 1: Coletar os dados presentes no enunciado.

V₁ (Volume inicial) = 250 ml

T₁ (Temperatura inicial) = 65 °C

P₁ (Pressão inicial) = 500 torr

T₂ (Temperatura final) = 0 °C

P₂ (Pressão final) = 500 torr

Passo 2: Conversão de unidades

Primeiro, é necessário converter a unidade de temperatura de celsius para kelvin, assim vamos estar trabalhando no sistema internacional.

T_K (Temperatura em Kelvin) = T_C (Temperatura em celsius) +273

T_{K(I)}(Temperatura inicial) = 65 + 273 = 338 K

T_{K(F)}(Temperatura Final) = 0 + 273 = 273 K

Não é necessária a conversão da pressão, uma vez que o processo é isobárico (pressão constante) e esse termo será cancelado na equação. Da mesma forma, a conversão das unidades de volume é dispensável, pois elas aparecerão em ambos os lados da igualdade e, portanto, serão simplificadas.

Passo 3: Cálculo do Volume:

Isolando o V_2 na expressão (1):

$$V_2 = \frac{P_1 * V_1 * T_2}{T_1 * P_2}$$

Substituindo os valores na expressão acima, temos:

$$V_2 = \frac{500\text{torr} * 250\text{ml} * 273\text{K}}{338\text{K} * 500\text{torr}} = 201,92 \text{ ml}$$

Portanto, temos que o volume nas condições estipuladas é 201,92 ml.

Questão 3 (exer.39. Cap 4, ATKINS, 2012, p.16, f59, 5ª edição)

O nível do mar, onde a pressão é 104 kPa e a temperatura 21,1 °C, uma certa massa de ar ocupa 2,0 m³. Até que volume ela se expandirá quando subir a uma altitude na qual a pressão e a temperatura são:

- a) 52 kPa, -5,0 °C;
- b) 880 Pa, -52,0 °C.

RESOLUÇÃO DA QUESTÃO

Para resolvermos a questão é necessário relembrar a equação dos gases ideais

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad (1)$$

A Partir dos dados fornecidos pelos problemas, vamos calcular o volume final.

Letra a)

Passo 1: Coletar os dados presentes no enunciado.

- P_1 (Pressão inicial) = 104 kPa
- T_1 = (Temperatura inicial) = 21,1 °C
- V_1 (Volume Inicial) = 2,0 m³
- P_2 (Pressão final) = 52 kPa
- T_2 (Temperatura final) = -5,0 °C
- V_2 (Volume final) = ?

Passo 2: Conversão de unidades

Primeiro, é necessário converter a unidade de temperatura de celsius para kelvin, assim vamos estar trabalhando no sistema internacional.

$$T_K \text{ (Temperatura em Kelvin)} = T_C \text{ (Temperatura em celsius)} + 273$$

$$T_{K(I)} \text{ (Temperatura inicial)} = 21,1 + 273 = 294,1 \text{ K}$$

$$T_{K(F)} \text{ (Temperatura Final)} = -5 + 273 = 268 \text{ K}$$

Passo 3: Cálculo do Volume

Letra a) Pressão(P_2) = 52 kPa e Temperatura(T_2) = -5,0 °C

Antes de substituímos valores, é preciso isolar o volume final (V_2) na equação (1),

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad (1)$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 * T_2}{T_1 * P_2} \quad (2)$$

Agora podemos substituir os valores fornecidos no enunciado.

$$V_2 = \frac{(104kPa) * (2,0m^3) * (268K)}{(294,1K) * (52kPa)} = 3,65 \text{ m}^3$$

Logo o volume nas condições de pressão igual a 52 kPa e temperatura de -5,0 °C será igual a 3,65 m³.

Letra b) Pressão (P_2) = 880 Pa e Temperatura (T_2) = -52,0 °C.

Analogamente ao que foi efetuado na letra a, iremos substituir os valores especificados no enunciado na equação (2),

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 * T_2}{T_1 * P_2} \quad (2)$$

$$V_2 = \frac{(104kPa) * (2,0 \text{ m}^3) * (221K)}{(294,1K) * (0,880kPa)} = 177,61 \text{ m}^3$$

Dessa forma, o volume nas condições de pressão igual a 880 Pa e temperatura de – 52,0 °C será igual a 3,65 m³ .

Em nosso site, você encontra um mapa mental a respeito do conteúdo de gases. Lá possui as principais equações e também algumas dicas do assunto. Confira no link: https://proensinoqq.saomateus.ufes.br/sites/proensinoqq.saomateus.ufes.br/files/fiel/d/anexo/mapa_mental_gases.pdf

Questão 4 (exer.42. Cap 4, ATKINS, 2012, p.165, f59, 5ª edição)

Ordene os seguintes gases pela densidade crescente: N₂, NH₃, NO₂. A temperatura e a pressão são as mesmas nas três amostras.

RESOLUÇÃO DA QUESTÃO

Antes de resolver a questão precisamos relembrar a equação da densidade.

$$\text{densidade } (d) = \frac{\text{massa } (m)}{\text{volume } (v)} \quad (1)$$

Vamos partir da equação dos gases ideais:

$$PV = nRT \quad (2)$$

P = Pressão

V = Volume

n = número de mols

R = Constante dos gases ideais

T = Temperatura

Tendo em vista que o número de mols (n) segue a razão abaixo:

$$n = \frac{\text{massa } (m)}{\text{Massa Molar } (MM)} \quad (3)$$

Vamos substituir a expressão (3) na (2), obtemos:

$$PV = \frac{m * R * T}{MM}$$

Uma vez que a densidade é definida como a razão entre a massa e o volume, torna-se imprescindível isolar essas variáveis para efetuar as devidas comparações posteriormente. Logo:

$$\frac{m}{v} = \frac{P * MM}{R * T} = \textit{densidade} \quad (4)$$

A partir da equação (4), que define a densidade, a massa molar é diretamente proporcional a ela. Portanto, analisaremos as massas molares do N_2 , NH_3 e NO_3 para comparação.

$$N_2 = 2 * 14 = 28 \text{ g/mol}$$

$$NH_3 = 14 + (3*1) = 17 \text{ g/mol}$$

$$NO_3 = 14 + (3*16) = 46 \text{ g/mol}$$

Considerando que a massa molar do NO_3 é a maior, seguida pelo N_2 e, por último, pelo NH_3 , e dado que a densidade é proporcional à massa molar, temos a seguinte ordem decrescente de densidade:

$$NO_3 > N_2 > NH_3$$

Você sabia que em nosso site temos uma aba específica para resoluções de diversos exercícios em vídeo? Confira alguns pelo link: <https://proensinogg.saomateus.ufes.br/exercicios-resolvidos-de-quimica-em-video>

Questão 5 (exer.51. Cap 4, ATKINS, 2012, p.165, f59, 5ª edição)

A densidade de um gás é 0,943 g/L em 298 K e 53,1 kPa. Qual é a massa molar do composto?

RESOLUÇÃO DA QUESTÃO

Primeiramente vamos relembrar a equação dos gases ideais.

$$PV = nRT \quad (1)$$

também iremos utilizar a expressão do número de mols(n):

$$n = \frac{\textit{massa} (m)}{\textit{Massa Molar} (MM)} \quad (2)$$

Passo 1: Coletar os dados presentes no enunciado.

Densidade = 0,943 g/L

Temperatura = 298 K

Pressão = 53,1 kPa

É necessário a conversão da pressão de atm para a pascal, a conversão é dada por:

$$P(\text{atm}) = P(\text{Pa}) * 1/101325$$

Portanto:

$$\text{Pressão} = 53,1 / 101325 = 0,524 \text{ atm}$$

Passo 2: Manipulação das equações para achar uma expressão da densidade. Vamos aplicar a expressão (2) na (1). temos:

$$PV = \frac{m * R * T}{MM}$$

A Partir dessa expressão vamos isolar a razão m/v para encontrar a densidade. Obtemos:

$$\frac{m}{v} = \frac{P * MM}{R * T} = \text{densidade}(d) \quad (4)$$

Passo 3: Isolar a massa molar (MM).

Após isolar a massa molar, obtemos a seguinte expressão:

$$MM = \frac{d * R * T}{P} \quad (4)$$

Parte 4: Substituir os valores fornecidos no enunciado.

obs.: Lembrando que R vale 0,08206 L * atm * K⁻¹ * mol⁻¹.

Substituindo os valores, obtemos:

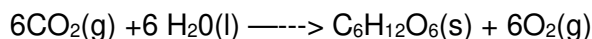
$$MM = \frac{(0,943 \text{ g/L}) * (0,08206 \text{ L} * \text{atm/K} * \text{mol}) * (298\text{K})}{0,524 \text{ atm}} = \frac{23,06 \text{ g} * \text{atm}}{0,524 \text{ atm}}$$

Logo, temos que a massa molar (MM) do composto é igual a:

$$\text{MM} = 44 \text{ g/mol}$$

Questão 6 (exer.57. Cap 4, ATKINS, 2012, p.166, f59, 5ª edição)

O dióxido de carbono e a água produzem, por meio de uma série de etapas enzimáticas do processo de fotossíntese, glicose e oxigênio, de acordo com a equação:



Sabendo-se que a pressão parcial do dióxido de carbono na troposfera é 0,26 Torr e que a temperatura é 25°C, calcule o volume de ar necessário para produzir 10,0 g de glicose.

RESOLUÇÃO DA QUESTÃO

Antes de resolver a questão, precisamos consultar a tabela periódica e conferir a massa molar dos Carbono(C), Hidrogênio (H) e Oxigênio (O).

$$\text{C} = 12 \text{ g/mol}$$

$$\text{O} = 16 \text{ g/mol}$$

$$\text{H} = 1 \text{ g/mol}$$

Dessa forma, calculamos a massa molar da glicose

$$\text{MM}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})) = 6 * 12 + 12 * 1 + 16 * 6 = 180 \text{ g/mol}$$

Passo 1: Coletar os dados do enunciado:

$$\text{Pressão} = 0,26 \text{ torr}$$

$$\text{Temperatura} = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Massa de glicose}(m) = 10 \text{ g}$$

Passo 2: Calcular o número de mols da glicose e do CO₂:

Para calcular o número de mols da glicose utilizaremos a expressão abaixo:

$$\text{número de mols}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})) = m_{\text{glicose}} / \text{MM}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}))$$

Portanto,

$$\text{número de mols}(n) = 10 \text{ g} / 180 \text{ g/mol}$$

A reação indica que temos 6 vezes mais CO₂ do que glicose, então basta multiplicar o número de mols da glicose por 6 para encontrarmos o número de mols do carbono.

$$\text{número de mols}(\text{C}) = 6 * \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$$

Logo,

$$\text{número de mols}(\text{C}) = 6 * 10 / 180 = \frac{1}{3} \text{ mols}$$

Passo 3: Cálculo do volume de ar

Utilizaremos a equação dos gases ideais nas condições do enunciado para calcular o volume de gases presentes.

$$PV = nRT$$

Isolando o volume:

$$V = \frac{nRT}{P}$$

Para:

$$T = 25\text{ }^{\circ}\text{C} = (25 + 273)\text{ K} = 298\text{ K}$$

$$\text{Pressão} = 0,26\text{ torr} = (0,26\text{ torr} / 760\text{ torr/atm}) = 197,6\text{ atm}$$

$$R = 0,08206\text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$$

substituindo na equação do volume, temos:

$$V = \frac{1/3(\text{mols}) (0,08206\text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}) \cdot 298\text{K}}{197,6\text{ atm}}$$

Obtemos o volume de gás, sendo:

$$V = 2,4 \cdot 10^4\text{ L}$$

Questão 7 (exer.63. Cap 4, ATKINS, 2012, p.166, f59, 5ª edição)

Um recipiente de volume 22,4 L contém 2,0 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ e 1,0 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ em 273,15 K. Calcule:

- Pressões Parciais
- Pressões totais

RESOLUÇÃO DA QUESTÃO

Passo 1: Encontrar as pressões parciais

Antes de resolvermos a questão, precisamos avaliar as condições de temperatura e pressão. E aqui a questão deu uma grande presente, temos que o volume é 22,4L e a pressão é 273,15 K (25°C), estamos nas "Condições normais de temperatura e Pressão" (CNTP) e nessas condições a pressão é 1 atm.

Portanto, para 1 mol de gás Hidrogênio (H₂), temos sua pressão parcial igual a:

$$P(\text{H}_2) = 1,00 \text{ atm}$$

para 2 mol de gás Nitrogênio (N₂), temos sua pressão parcial igual a:

$$P(\text{N}_2) = 2,00 \text{ atm}$$

Passo 2 = Calcular a pressão total

Precisamos lembrar que a pressão total é igual a pressão das pressões parciais.

$$\text{Pressão total (} P_T \text{)} = P_{\text{N}_2} + P_{\text{H}_2}$$

Logo, obtemos a pressão total igual a:

$$P_T = 1,00 \text{ atm} + 2,00 \text{ atm} = 3,00 \text{ atm}$$

Questão 8 (exer.66. Cap 4, ATKINS, 2012, p.165, f59, 5ª edição)

Uma mistura de gases usada para simular a atmosfera de outro planeta contém 320 mg de metano, 175 mg de argônio e 225 mg de nitrogênio. A pressão parcial do nitrogênio em 300 K é 15,2 kPa. Calcule:

- a) pressão total
- b) volume

RESOLUÇÃO DA QUESTÃO

Antes de resolver a questão, precisamos consultar uma tabela periódica para encontrarmos a massa molar dos gases envolvidos.

$$MM(\text{Ar}) = 29,96 \text{ g/mol}$$

$$MM(\text{CH}_4) = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g/mol}$$

$$MM(\text{N}_2) = 14 \cdot 2 = 28 \text{ g/mol}$$

Precisamos relembrar também como calcular a pressão parcial de cada gás

$$\text{Pressão Parcial} = X (\text{Fração molar}) \cdot \text{Pressão total}$$

sendo:

$$X = \text{número de mols do gás} / \text{número de mols totais}$$

Passo 1: Coletar os dados do enunciado

$$\text{Temperatura}(T) = 300 \text{ K}$$

$$\text{Pressão}(P) = 15,2 \text{ kPa}$$

massa de Argônio (M_{Ar}) = 175 mg = 0,175 g
massa de metano (M_{CH_4}) = 320 mg = 0,320 g
massa de nitrogênio (M_{N_2}) = 225 mg = 0,225 g

Passo 2: Cálculo do número de mol dos gases envolvidos

É preciso lembrar que para calcular o número de mols, vamos utilizar a expressão abaixo:

$$\text{Número de mols (n)} = \text{massa(m)} / \text{massa molar (MM)}$$

Vamos calcular de cada gás:

$$n(Ar) = m_{Ar} / MM_{Ar} = 0,175 \text{ g} / 39,95 \text{ g/mol} = 4,381 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$$

$$n(N_2) = m_{N_2} / MM_{N_2} = 0,225 \text{ g} / 28 \text{ g/mol} = 8,036 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(CH_4) = m_{CH_4} / MM_{CH_4} = 0,320 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Passo 3: Cálculo do número de mols totais

Para calcular o número de mol totais, vamos somar o número de mol de todos os gases envolvidos.

$$n_T = n_{Ar} + n_{N_2} + n_{CH_4}$$

Logo,

$$n_T = 4,381 \cdot 10^{-3} + 8,036 \cdot 10^{-3} + 2,00 \cdot 10^{-2} = 3,24 \cdot 10^{-2} \text{ mols}$$

Passo 4: Cálculo das frações parciais de cada gás

Para calcular a fração molar (X) vamos utilizar a expressão abaixo:

$$\text{Fração molar (X)} = \text{número de mols do gás (} n_i \text{)} / \text{número de mols totais (} n_T \text{)}$$

Calculando para cada um,

$$X_{N_2} = n_{N_2} / n_{\text{totais}} = 8,036 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / 3,24 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 0,25$$

$$X_{CH_4} = n_{CH_4} / n_{\text{totais}} = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 3,24 \cdot 10^{-2} = 0,62$$

Para determinar a fração molar do Ar vamos utilizar a lógica:

$$X_{N_2} + X_{CH_4} + X_{Ar} = 1$$

$$0,25 + 0,62 + X_{Ar} = 1$$

Logo,
 $X_{Ar} = 0,13$

Passo 5: Cálculo das pressão total

Vamos aplicar os valores encontrado do nitrogênio na expressão abaixo:

Pressão Parcial = X (Fração molar) * P_T

Como sabemos que a pressão parcial do nitrogênio em 300 K e 15,2 kPa, vamos aplicar os valores na equação:

$$P_{N_2} = P_T * X_{N_2}$$

$$15,2 \text{ kPa} = P_T * 0,25$$

Isolando a pressão total, temos:

$$P_T = 15,2 \text{ kPa} / 0,25 = 60,8 \text{ kPa}$$

Questão 9 (exer.78. Cap 4, ATKINS, 2012, p.167, f59, 5ª edição)

Calcule a energia cinética molar (em joules por mol) de uma amostra de gás neônio em (a) 25,00 °C e (b) 26,00°C. (c) A diferença de energia entre as respostas de (a) e (b) é a energia por mol necessária para elevar a temperatura do neônio em 1 °C. A quantidade é conhecida como capacidade calorífica molar. Quanto ela vale?

RESOLUÇÃO DA QUESTÃO

Antes de resolvermos a questão, é necessário lembrarmos algumas equações importantes.

Abaixo segue a equação de energia cinética molar

$$\text{Energia cinética molar } (E_c) = \frac{3}{2}RT(1)$$

Outra equação importante é:

$$\text{Calor específico } (C_v) = \Delta E_m (2)$$

Passo 1: Coletar dados iniciais

Para letra a)

Temperatura (T) = 25,00 °C = (25 + 273) K = 298 K

Para letra b)

Temperatura (T) = 26,00 °C = (26 + 273) K = 299 K

Para letra c) $\Delta T = 1,00$ °C

Passo 2: Calcular a Energia Cinética Molar

E como essa expressão depende apenas da constante “R” dos gases e da temperatura, temos que a energia cinética molar independe da natureza monoatômica do gás, que consideramos como ideal:

Como estamos trabalhando com energia, a constante **R** será dada por:

$$R = 8,31447 \frac{J}{mol \cdot K}$$

Substituindo na equação (1) a temperatura sendo 25 °C:

Letra a)

$$\text{Energia cinética molar } (Ec) = \frac{3}{2}RT(1)$$

$$Ec = \frac{3}{2}(8,31447 J/mol \cdot k) * (298K)$$

Temos que a energia cinética na primeira situação equivale a:

$$Ec = 3716,56 J/mol$$

Substituindo na equação (1) a temperatura sendo 26 °C:

Letra b)

$$\text{Energia cinética molar } (Ec) = \frac{3}{2}RT(1)$$

$$Ec = \frac{3}{2}(8,31447 J/mol \cdot k) * (299K)$$

$$Ec = 3729,04 J/mol$$

Dessa forma, a energia cinética na segunda situação é igual a 3729,04 J / mol

Passo 3: Cálculo da Capacidade Calorífica

Letra C)

Temos a capacidade calorífica equivalente a equação (2).

$$\text{Calor específico } (Cv) = \Delta Em (2)$$

Calculamos na letra a) e b) valor de energia cinética molar para a temperatura de 298K e 299K, o que indica uma variação de temperatura de °C. Isso implica que quando fizemos a diferença entre as energia cinética molar nessas duas temperatura, iremos obter a capacidade calorífica para um $\Delta T = 1,00$ °C.

$$Cv = \Delta Em = 3729,04 \text{ J/mol} - 3716,56 \text{ J/mol}$$

$$Cv = 12,5 \text{ J/mol}$$

Dessa forma, a capacidade calorífica é igual a 12,5 J/mol.

Questão 10 (exer.94. Cap 4, ATKINS, 2012, p.168, f59, 5ª edição)

Calcule a pressão exercida por 1,00 mol de $C_2H_6(g)$ comportando-se como (a) um gás ideal; (b) um gás de van der Waals confinado nas seguintes condições: (1) em 273,15 K e 22,414 L; (2) em $1,00 \times 10^3$ K e 0,100 L.

RESOLUÇÃO DA QUESTÃO

Antes de resolvermos a questão é preciso relembrar a equação de gases ideais e gases reais (Van Der Waals)

$$PV = nRT \quad (\text{Equação gases ideais})$$

$$Pt = \left(\frac{nRT}{V - nb} \right) - \left(\frac{an^2}{V^2} \right) \quad (\text{Equação de Van der Waals})$$

Além disso, os valores de a e b são tabelados para o $C_2H_6(g)$, portanto:

$$a = 5,562 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2} \quad \text{e} \quad b = 0,06380 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Passo 1: Coletar dados do enunciado

Na situação (1)

número de mol (n) = 1 mol
Temperatura (T) = 273,15 K
Volume (V) = 22,414 L
Na situação (2)

número de mol (n) = 1 mol
Temperatura (T) = 1000 K
Volume (V) = 0,100 L

Passo 2: Cálculos das pressões como gases ideais

Letra a)

$$PV = nRT$$

Para gases ideais:

$$PV = nRT$$

isolando a pressão

$$P = nRT/V$$

Na situação (1), temos:

$$P = \frac{(1,00 \text{ mol}) * (0.08206 \text{ atm L / mol K}) * (273,15 \text{ K})}{22,414 \text{ L}} = 1,00 \text{ atm}$$

Na situação (2), temos:

$$P = \frac{(1,00 \text{ mol}) * (0.08206 \text{ atm L / mol K}) * (1,00 * 10^3 \text{ K})}{0,100 \text{ L}} = 820,6 \text{ atm}$$

Portanto, a pressão considerando um gás ideal na situação (1) é de 1,00 atm e na situação (2) 820,6 atm.

Passo 3: Cálculo das pressões como gases reais

Agora, é necessário substituir os valores da situação (1) e (2) na equação de Van der Waals, portanto:

$$P_t = \left(\frac{nRT}{V - nb} \right) - \left(\frac{an^2}{V^2} \right)$$

Para a situação (1), temos:

$$P_t = \left(\frac{(1,00 \text{ mol}) * (0.08206 \text{ atm L / mol K}) (273,15 \text{ K})}{22,414 \text{ L} - (1 \text{ mol}) * (0,638 \text{ L/mol})} \right) - \left(\frac{(5,562 \text{ L}^2 \text{ atm / mol}^2) (1 \text{ mol})^2}{(22,414 \text{ L})^2} \right)$$

Pt = 0,99 atm

Para a situação (2), temos:

$$P_t = \left(\frac{(1,00 \text{ mol}) * (0,08206 \text{ atm L / mol K}) (1,0 * 10^3 \text{ K})}{0,100\text{L} - (1\text{mol}) * (0,638 \text{ L/mol})} \right) - \left(\frac{(5,562\text{L}^2 \text{ atm /mol}^2) (1\text{mol})^2}{(0,100\text{L})^2} \right)$$

$$P_t = 1710,7 \text{ atm}$$

Portanto, as pressões na situação (1) e (2) considerando gás real equivale a 0,99 atm e 1710,7 atm, respectivamente.

