



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

APOSTILA DE RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS SOBRE GASES

São Mateus/ES

2020

EXERCÍCIOS SOBRE GASES

1. (Exer. 30. Lista de exercícios sobre gases, UFES. DCN, 2014/1) Calcule o volume máximo de CO_2 a 750 torr e $28^\circ C$ que pode ser produzido reagindo-se 500 mL de CO a 760 torr e $15^\circ C$ com 500 mL de O_2 a 770 torr e $0^\circ C$. ($R = 62,36 \text{ L. mmHg.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$)

2. (Exer. 11. Lista de exercícios sobre gases, UFES. DCN, 2014/1) Uma mistura de N_2 e O_2 tem volume de 100 mL a uma temperatura de $50^\circ C$ e uma pressão de 800 torr. Ela foi preparada pela adição de 50 mL de O_2 a $60^\circ C$ e 400 torr a X mL de N_2 a $40^\circ C$ e 400 torr. Qual é o volume X? ($R = 0,082 \text{ atm. L. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$)

3. (Exer. 16. Lista de exercícios sobre gases, UFES. DCN, 2014/1) Uma amostra de 125 mL de O_2 e N_2 foi coletada sobre a água a $25^\circ C$ e a uma pressão total de 708 torr. (Pv da água a $25^\circ C$ é 23,8 torr) . Calcule:
 - a) A pressão parcial de O_2 .
 - b) A fração molar de O_2 . ($R = 0,082 \text{ atm. L. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$)
 - c) A massa de O_2 coletado, em gramas.

4. (Exer. 10. Lista de exercícios sobre gases, UFES. DCN, 2014/1) Uma mistura de gases consistem de 56g de N_2 , 16g de CH_4 e 48g de O_2 . Se a pressão total da mistura é 850 torr, qual a fração molar e a pressão parcial de cada gás?

5. (Exer. 89. Cap. 10, BROWN, 2005, p. 373) Suponha que um cilindro de motor de automóvel tenha volume de 524 cm^3 . ($R = 0,082 \text{ atm. L. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$)
 - a) Se o cilindro está cheia de ar a $74^\circ C$ e 0,980 atm, qual a quantidade de matéria de O_2 presente? (A fração em quantidade de matéria de O_2 no ar seco é 0,2095.)
 - b) Quantos gramas de C_8H_{18} poderiam ser queimados por essa quantidade de O_2 , supondo a combustão completa com formação de CO_2 e H_2O ?

RESOLUÇÕES COMENTADAS DOS EXERCÍCIOS DE GASES

1) Calcule o volume máximo de CO_2 a 750 torr e $28^\circ C$ que pode ser produzido reagindo-se 500 mL de CO a 760 torr e $15^\circ C$ com 500 mL de O_2 a 770 torr e $0^\circ C$. ($R = 62,36 L \cdot mmHg \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$)

Conhecimentos prévios exigidos pela questão: balanceamento químico, cálculo estequiométrico, conversão de unidades de medida e lei dos gases ideais.

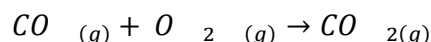
Para começar a resolução do exercício é importante entender o que se pede e analisar como as informações dadas pelo exercício podem ser utilizadas para se chegar no resultado da questão.

- O que a questão pede: O volume máximo de CO_2 produzido a 750 torr e $28^\circ C$.
- Informações fornecidas pela questão (Tabela 1):

Tabela 1: Condições de pressão e temperatura do CO e do O_2 .

	CO	O_2
Volume	500 mL	500 mL
Temperatura	$15^\circ C$	$0^\circ C$
Pressão	760 torr	770 torr

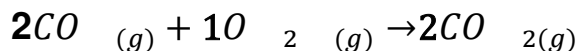
Para começar a resolução da questão é necessário escrever a equação química da reação entre CO e O_2 para produzir o CO_2 :



É sempre importante avaliar se a equação está balanceada, e nesse caso a reação não está. Sendo assim, deve-se primeiro balanceá-la antes de iniciar os cálculos:



Não podemos esquecer de fazer o balanceamento!!!




Se houver dúvidas, o assunto sobre balanceamento de reações químicas pode ser revisado no conteúdo de Estequiometria!

Na página deste projeto está disponível uma apostila sobre o conteúdo teórico de Estequiometria e você pode usá-lo para fazer esta revisão!!!

Visite: <https://proensinoquimica.wixsite.com/ceunes/materiais-de-apoio>.

Agora que temos a equação já balanceada é preciso relacioná-la as informações dadas pela questão e para tanto utilizaremos a equação de

estado dos gases ideais →  $P.V = n.R.T$, em que:

P é pressão

V é volume

n é o número de mols

R é a constante universal dos gases ideais

T é a temperatura



$P.V = n.R.T$ é a equação de estado dos gases ideais!!!

Veja que a questão dá a informação referente ao volume, a temperatura e a pressão dos reagentes (Tabela 1), o que pode ser utilizado na equação de estado dos gases ideais para calcular o número de mols de cada reagente, pois a partir desses pode-se determinar o número de mols de CO_2 produzido para então possibilitar que seja encontrado seu volume final. Contudo é importante converter as unidades de medida das variáveis antes de efetuar os cálculos na equação de estado dos gases ideais, pois elas precisam ser as mesmas da constante dos gases ideais, conforme apresentado na Tabela 2:

Tabela 2: Constante dos gases ideais.

Valor de R	Unidades
0,082	atm. L. K ⁻¹ .mol ⁻¹
62,36	mmHg. L. K ⁻¹ . mol ⁻¹
8,314	KPa. L. K ⁻¹ . mol ⁻¹

Sendo assim, ao se escolher $R = 62,36 \text{ L. mmHg. K}^{-1}. \text{mol}^{-1}$ é preciso atualizar a Tabela 1 com as devidas conversões de unidade de medida conforme mostrado na Tabela 3:



Fique sempre atento quanto a conversão de unidades de medidas!

Tabela 3: Condições de pressão e temperatura do CO e do CO₂ (com unidades de medida convertidas).

	CO	O ₂
Volume	0,5 L	0,5 L
Temperatura	288,15 K	273,15 K
Pressão	760 mmHg	770 mmHg

Se houver dúvidas procure saber mais sobre conversão de unidades de medidas!

Agora o cálculo do número de mols pode ser efetuado a partir da equação dos gases ideais:

CO)

$$P \times V = n \times R \times T$$

$$760 \text{ (mmHg)} \times 0,5 \text{ (L)} = n \times 62,36 \text{ (mmhg. L. K}^{-1}. \text{mol}^{-1}) \times 288,15 \text{ (K)}$$

$$n = 0,0212 \text{ mols de CO}$$

O₂)

$$P \times V = n \times R \times T$$

$$770 \text{ (mmHg)} \times 0,5 \text{ (L)} = n \times 62,36 \text{ (mmhg. L. K}^{-1}. \text{mol}^{-1}) \times 273,15 \text{ (K)}$$

$$n = 0,0226 \text{ mols de O}_2$$

Como temos essas devidas quantidades de mols de cada reagente é preciso escolher qual desses será usado para o cálculo estequiométrico para encontrar o número de mols de CO₂ produzido. Para tanto é preciso identificar o reagente em excesso e o reagente limitante, pois precisamos desta informação para continuarmos com os cálculos. E para minimizar o número de cálculos que devem ser realizados, uma vez identificado o reagente limitante, devemos utilizar os dados deste para os cálculos

estequiométricos, a medida que este limita a quantidade de produto que pode ser produzido na reação.

Para se determinar o reagente limitante deve-se estabelecer uma regra de 3 relacionando o número de mols de CO e O_2 com base na proporção dada pelos coeficientes estequiométricos da reação química balanceada:

$$\begin{array}{r} CO - O_2 \\ \\ 2 \text{ mol de } CO - 1 \text{ mol de } O_2 \\ 0,0212 \text{ mol de } CO - X \text{ mol de } O_2 \\ \\ 2 \text{ mol de } CO \times X \text{ mol de } O_2 = 0,0212 \text{ mol de } CO \times 1 \text{ mol de } O_2 \\ X = 0,0106 \text{ mol de } O_2 \end{array}$$

A partir desse resultado conclui-se que 0,0212 mols de CO reagem com 0,0106 mols de O_2 . Sendo assim, uma vez que há 0,0226 mol de O_2 no sistema, sabemos que apenas 0,0106 mols de O_2 vão reagir, ou seja: o O_2 é o reagente em excesso e o CO é o reagente limitante.

Sabendo disso, deve-se estabelecer uma regra de 3 relacionando o número de mols de CO e CO_2 com base na proporção dada pelos coeficientes estequiométricos da reação química balanceada:

$$\begin{array}{r} CO - CO_2 \\ \\ 2 \text{ mol de } CO - 2 \text{ mol de } CO_2 \\ 0,0212 \text{ mol de } CO - X \text{ mol de } CO_2 \\ \\ 2 \text{ mol de } CO \times X \text{ mol de } CO_2 = 0,0212 \text{ mol de } CO \times 2 \text{ mol de } CO_2 \\ X = 0,0212 \text{ mol de } CO_2 \end{array}$$

Então, a partir do número de mols de CO_2 produzido e as condições de temperatura e pressão sob as quais este gás se encontra (750 torr e 28°C)

podemos utilizar a equação de estado dos gases ideais para calcular o volume por ele ocupado:

$$P = 750 \text{ torr} \rightarrow 750 \text{ mmHg}$$

$$T = 28 \text{ }^\circ\text{C} \rightarrow 301,15 \text{ K}$$

$$n = 0,0212 \text{ mol de } CO_2$$

$$R = 62,36 \text{ L. mmHg. K}^{-1}. \text{ mol}^{-1}$$

$$V = ???$$

$$P \times V = n \times R \times T$$
$$750 \text{ (mmHg)} \times V = 0,0212 \text{ (mol)} \times 62,36 \text{ (mmhg. L. K}^{-1}. \text{ mol}^{-1}) \times 301,15 \text{ (K)}$$
$$V = 0,531 \text{ litros de } CO_2$$

2) Uma mistura de N_2 e O_2 tem volume de 100 mL a uma temperatura de 50°C e uma pressão de 800 torr. Ela foi preparada pela adição de 50 mL de O_2 a 60°C e 400 torr a X mL de N_2 a 40°C e 400 torr. Qual é o volume X?

($R = 0,082 \text{ atm. L. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$)

Conhecimentos prévios exigidos pela questão:
conversão de unidades de medida e lei dos gases ideais.

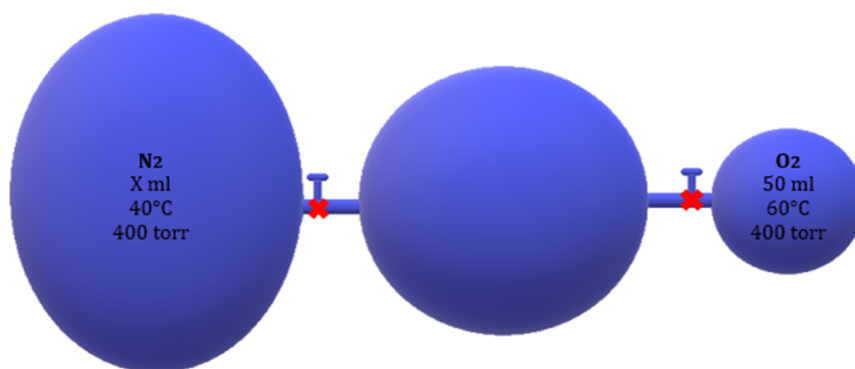
- O que a questão pede: O volume de N_2 a 40°C e a 400 torr que foi adicionada ao O_2 para produzir a mistura de N_2 e O_2 .
- Informações trazidas pela questão (Tabela 4):

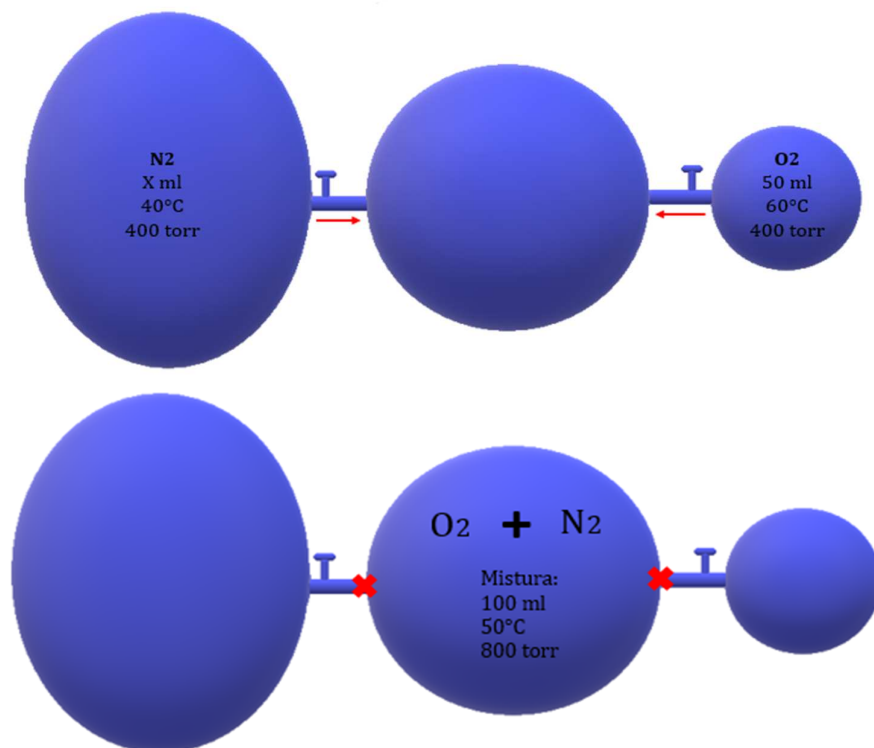
Tabela 4: Informações trazidas pela questão.

	N_2	O_2	Mistura
Volume	???	50 mL	100 mL
Temperatura	40°C	60°C	50°C
Pressão	400 torr	400 torr	800 torr

É importante imaginar um possível sistema do passo a passo de mistura entre os gases para facilitar a compreensão da questão, veja na Figura 1:

Figura 1. Sistema esquemático de mistura entre os gases.





Fonte: Elaborada pelo autor.

Em seguida, a chave para o desenvolvimento da questão é a equação de estado dos gases ideais, uma vez que esta relaciona as variáveis dadas pela questão e podemos descobrir o número total de mols da mistura, o número de mols de O_2 e a partir destes descobrir o número de mols de N_2 . Por fim, será possível utilizar novamente a equação de estado dos gases ideais, 💡 $P.V = n.R.T$, para descobrir o volume inicial do gás N_2 .

Vamos por partes:



Fique sempre atento quanto a conversão de unidades de medidas!

- Calculando o número total de mols da mistura:

$$P = 800 \text{ torr} \rightarrow 1,053 \text{ atm}$$

$$T = 50 \text{ }^\circ\text{C} \rightarrow 323,15 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V = 100 \text{ mL} \rightarrow 0,1 \text{ L}$$

$n = ???$

$$P \times V = n \times R \times T$$
$$1,053 \text{ (atm)} \times 0,1 \text{ (L)} = n \times 0,082 \text{ (atm. L. K}^{-1} \text{. mol}^{-1}) \times 323,15 \text{ (K)}$$
$$n = 0,00397 \text{ mols na mistura}$$

- Calculando o número de mols de O_2 :

$P = 400 \text{ torr} \rightarrow 0,5263 \text{ atm}$

$T = 60 \text{ }^\circ\text{C} \rightarrow 333,15 \text{ K}$

$R = 0,082 \text{ atm. L. K}^{-1} \text{. mol}^{-1}$

$V = 50 \text{ mL} \rightarrow 0,05 \text{ L}$

$n = ???$

$$P \times V = n \times R \times T$$
$$0,5263 \text{ (atm)} \times 0,05 \text{ (L)} = n \times 0,082 \text{ (atm. L. K}^{-1} \text{. mol}^{-1}) \times 333,15 \text{ (K)}$$
$$n = 0,00096 \text{ mols de } O_2$$

- Calculando o número de mols de N_2 :

Sabendo que o número de mols total da mistura é igual ao número de mols de O_2 + o número de mols de N_2 , então:

$n(\text{mistura}) = 0,00397$

$n(O_2) = 0,00096$

$n(N_2) = ???$

$$n(\text{mistura}) = n(O_2) + n(N_2)$$
$$0,00397 = 0,00096 + n(N_2)$$
$$n(N_2) = 0,00301 \text{ mols}$$

A partir da obtenção desse dado, somado às informações de temperatura e pressão do N_2 , previamente dadas pela questão, é possível

calcular o volume inicial do gás por meio da equação de estado dos gases ideais:

$$P = 400 \text{ torr} \rightarrow 0,5263 \text{ atm}$$

$$T = 40 \text{ }^\circ\text{C} \rightarrow 313,15 \text{ K}$$

$$n = 0,00301 \text{ mols de } N_2$$

$$R = 0,082 \text{ atm. L. K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V = ???$$

$$P \times V = n \times R \times T$$

$$0,5263 \text{ (atm)} \times V = 0,00301 \text{ (mol)} \times 0,082 \text{ (atm. L. K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \times 313,15 \text{ (K)}$$

$$V = 0,1468 \text{ litros de } N_2 = 146,8 \text{ mL de } N_2$$

3) Uma amostra de 125 mL de O_2 e N_2 foi coletada sobre a água a $25^\circ C$ e a uma pressão total de 708 torr (P_v da água a $25^\circ C$ é 23,8 torr).

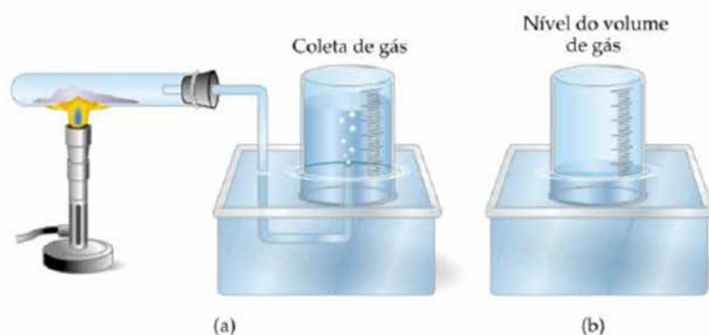
Calcule:

- A pressão parcial de O_2 .
- A fração molar de O_2 . ($R = 0,082 \text{ atm. L. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$)
- A massa de O_2 coletado, em gramas.

Conhecimentos prévios exigidos pela questão: conversão de unidades de medida, fração molar, pressão de vapor e lei dos gases ideais.


É importante ter uma noção de como é coletado o gás O_2 sobre a água para facilitar a compreensão da questão, veja na Figura 2:

Figura 2. Coletando gases sobre a água.



Fonte: A QUÍMICA A CIÊNCIA CENTRAL, BROWN, Lemay, 2005.

Você realizará esse experimento na disciplina de Química Geral Experimental!!!

É comum no laboratório coletar um gás pelo deslocamento de água. Quando o gás é coletado dessa maneira, será encontrado uma mistura de gás e vapor de água, e a pressão parcial das moléculas de água que evaporam é conhecida como pressão de vapor da água (P_v) . Além disso, quando o gás

estiver sido coletado, o béquer pode ser levantado ou abaixado de forma que as alturas de água dentro e fora do frasco de coleta fiquem iguais, uma vez que quando o nível da água dentro da proveta que coleta o gás é o mesmo que o nível do lado de fora a pressão total dos gases dentro do frasco (gás coletado + vapor d'água) é igual à pressão atmosférica.

Sabendo disso, vamos à primeira pergunta (**letra a**):

- O que a questão pede: a pressão parcial do O_2 .
- Informações trazidas pela questão:

Pressão total= 708 torr

Temperatura= 25°C

Pv d'água à 25°C= 23,8 torr

Sabendo que a **pressão total é igual a pressão parcial do gás coletado + pressão parcial do vapor d'água**, então:

$$P(\text{total}) = P(O_2) + P_v$$

$$708 = P(O_2) + 23,8$$

$$P(O_2) = 684,2 \text{ torr}$$

Agora vamos à segunda pergunta (**letra b**):

- O que a questão pede: a fração molar do O_2 .
- Informações disponíveis para o cálculo da fração molar, trazidas pela questão:

P (total) = 708 torr → 0,932 atm

$P(O_2) = 684,2 \text{ torr} \rightarrow 0,900 \text{ atm}$


Volume (total) = 125 mL → 0,125 L

Temperatura = 25°C → 298,15 K

R = 0,082 atm. L. K⁻¹.mol⁻¹



Fique sempre atento quanto a conversão de unidades de medidas!

A **fração molar do gás**  é igual à **razão entre o número de mols do gás O_2 e o número de mols total da mistura entre o gás e o vapor d'água**. Então para calculá-la precisamos calcular antes os números de mols:

Se houver dúvidas, o assunto sobre fração molar pode ser revisado no conteúdo de Soluções!

Na página deste projeto está disponível uma apostila sobre o conteúdo teórico de Soluções e você pode usá-lo para fazer esta revisão!!!

Visite: <https://proensinoquimica.wixsite.com/ceunes/materiais-de-apoio>.

Nº de mols total:

$$P \times V = n \times R \times T$$
$$0,932 \text{ (atm)} \times 0,125 \text{ (L)} = n(\text{total}) \times 0,082 \text{ (atm. L. K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \times 298,15 \text{ (K)}$$
$$n(\text{total}) = 0,004765 \text{ mols}$$

Nº de mols do O_2 :

$$P \times V = n \times R \times T$$
$$0,900 \text{ (atm)} \times 0,125 \text{ (L)} = n(O_2) \times 0,082 \text{ (atm. L. K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \times 298,15 \text{ (K)}$$
$$n(O_2) = 0,004602 \text{ mols de } O_2$$

A partir desses dados é possível calcular a fração molar do gás O_2 :

$$\text{Fração molar do } O_2 = n(O_2) \div n(\text{total})$$
$$\text{Fração molar do } O_2 = 0,004602 \text{ (mol)} \div 0,004765 \text{ (mol)}$$
$$\text{Fração molar do } O_2 = 0,966$$



A fração molar é um número adimensional (sem unidade de grandeza)!

Por fim, vamos à terceira pergunta (**letra c**):

- O que a questão pede: a massa de O_2 coletado em gramas.

- Informações disponíveis para o cálculo da massa de O_2 coletado em gramas:

-

$$n(O_2) = 0,004602 \text{ mols (valor calculado na letra b da questão)}$$

$$MM(O_2) = 32 \text{ g. mol}^{-1}$$

Sabendo que o número de mols é igual a razão entre a massa do produto e a sua respectiva massa molar:



$n^\circ \text{ de mol} = \text{massa do produto} \div \text{Massa Molar.}$

$$n(O_2) = m(O_2) \div MM(O_2)$$

$$0,004602(\text{mol}) = m(O_2) \div 32 \text{ (g/mol)}$$

$$m(O_2) = 0,147 \text{ g de } O_2$$


4) Uma mistura de gases consiste de 56g de N_2 , 16g de CH_4 e 48g de O_2 . Se a pressão total da mistura é 850 torr, qual a fração molar e a pressão parcial de cada gás?

Conhecimentos prévios exigidos pela questão:
fração molar e pressão parcial.

- O que a questão pede: a fração molar e a pressão parcial de cada gás (N_2 , CH_4 e O_2).
- O que é preciso saber previamente para efetuar os cálculos:

$$\text{Fração molar} = \frac{\text{número de mols do gás}}{\text{número de mols total}}$$

$$\text{Pressão Parcial do gás} = \text{Fração molar do gás} \times \text{Pressão total do gás}$$

Iniciaremos a questão calculando as frações molares , para tanto é necessário o número de mols de cada gás e o número de mols total da mistura:



Nº de mol = massa do produto ÷ Massa Molar.

Nº de mols total da mistura $\rightarrow n(\text{total}) = n(N_2) + n(CH_4) + n(O_2)$

N_2

$m = 56\text{g}$

$MM = 28\text{ g. mol}^{-1}$

$$n(N_2) = m(N_2) \div MM(N_2)$$

$$n(N_2) = 56\text{ (g)} \div 28\text{ (g/mol)}$$

$$n(N_2) = 2\text{ mols de } N_2$$

CH_4)

$m = 16g$

$MM = 16 g \cdot mol^{-1}$

$$n(CH_4) = m(CH_4) \div MM(CH_4)$$

$$n(CH_4) = 16 (g) \div 16 (g/mol)$$

$$n(CH_4) = 1 \text{ mol de } CH_4$$

O_2)

$m = 48g$

$MM = 32 g \cdot mol^{-1}$

$$n(O_2) = m(O_2) \div MM(O_2)$$

$$n(O_2) = 48 (g) \div 32 (g/mol)$$

$$n(O_2) = 1,5 \text{ mols de } O_2$$

Sendo assim:

$$n(\text{total}) = n(N_2) + n(CH_4) + n(O_2)$$

$$n(\text{total}) = 2 + 1 + 1,5$$

$$n(\text{total}) = 4,5 \text{ mols}$$

Tendo, portanto, os dados necessários para calcular as frações molares:



Fração molar = número de mols do gás ÷ número de mols total.

N_2)

$$\text{Fração molar do } N_2 = n(N_2) \div n(\text{total})$$

$$\text{Fração molar do } N_2 = 2 (\text{mol}) \div 4,5 (\text{mol})$$


$$\text{Fração molar do } N_2 = 0,44$$

CH₄)

$$\begin{aligned} \text{Fração molar do CH}_4 &= n(\text{CH}_4) \div n(\text{total}) \\ \text{Fração molar do CH}_4 &= 1 \text{ (mol)} \div 4,5 \text{ (mol)} \\ \text{Fração molar do CH}_4 &= 0,22 \end{aligned}$$

O₂)

$$\begin{aligned} \text{Fração molar do O}_2 &= n(\text{O}_2) \div n(\text{total}) \\ \text{Fração molar do O}_2 &= 1,5 \text{ (mol)} \div 4,5 \text{ (mol)} \\ \text{Fração molar do O}_2 &= 0,33 \end{aligned}$$

Agora vamos calcular a pressão parcial de cada gás em uma mistura a partir da fórmula \rightarrow  $P = X \times Pt$ (onde P é a pressão parcial do gás, X é a fração molar do gás e Pt é a pressão total). Já temos a fração molar de cada gás e a pressão total foi dada pelo exercício (850 torr), então:



Pressão Parcial do gás = fração molar do gás x pressão total do sistema.

N₂)

$$\begin{aligned} P(\text{N}_2) &= X(\text{N}_2) \times Pt \\ P(\text{N}_2) &= 0,44 \times 850 \text{ (torr)} \\ P(\text{N}_2) &= 374 \text{ torr} \end{aligned}$$

CH₄)

$$\begin{aligned} P(\text{CH}_4) &= X(\text{CH}_4) \times Pt \\ P(\text{CH}_4) &= 0,22 \times 850 \text{ (torr)} \\ P(\text{CH}_4) &= 187 \text{ torr} \end{aligned}$$

O₂)

$$\begin{aligned} P(\text{O}_2) &= X(\text{O}_2) \times Pt \\ P(\text{O}_2) &= 0,33 \times 850 \text{ (torr)} \\ P(\text{O}_2) &= 280,5 \text{ torr} \end{aligned}$$

5) Suponha que um cilindro de motor de automóvel tenha volume de 524 cm^3 . ($R = 0,082 \text{ atm. L. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$)

- a) Se o cilindro está cheio de ar a 74°C e $0,980 \text{ atm}$, qual a quantidade de matéria de O_2 presente? (A fração em quantidade de matéria de O_2 no ar seco é $0,2095$.)
- b) Quantos gramas de C_8H_{18} poderiam ser queimados por essa quantidade de O_2 , supondo a combustão completa com formação de CO_2 e H_2O ?

Conhecimentos prévios exigidos pela questão: fração molar, pressão parcial, conversão de unidades de medidas, reação de combustão e balanceamento de equação química.

É importante saber que o ar é a mistura de gases que compõem a atmosfera da Terra, que o gás oxigênio é um dos principais componentes e além disso é um dos elementos responsáveis pelo funcionamento do motor por meio de uma reação de combustão.

Sabendo disso, vamos à primeira pergunta (**letra a**):

- O que a questão pede: a quantidade de matéria de O_2 presente, isto é, o número de mols de O_2 .
- Informações trazidas pela questão: a questão informa que o cilindro está cheio de ar, e também:

Volume do cilindro= 524 cm^3

Temperatura= 74°C

Fração em quantidade de matéria de O_2 no ar seco= $0,2095$

Pressão total= $0,980 \text{ atm}$

Pressão do O_2 = ???

Sendo assim, é preciso identificar que falta a informação da pressão apenas do O_2 para calcular o número de mols de O_2 por meio da equação de estado dos gases ideais. Contudo, a questão traz o valor da fração em quantidade de matéria de O_2 no ar seco, o que nos dá a possibilidade de usar a fórmula de pressão parcial de um gás $\rightarrow P = X \times P_t$ (onde P é a pressão parcial do gás, X é a fração molar do gás e P_t é a pressão total). Assim, a

partir da fração molar do gás (0,2095) e a pressão total que foi dada pelo exercício (0,980 atm), calcula-se:

$$\begin{aligned}
 P(O_2) &= X(O_2) \times P_t \\
 P(O_2) &= 0,2095 \times 0,980(\text{atm}) \\
 P(O_2) &= 0,2053 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

Obtendo-se essa informação é possível calcular o número de mols de O_2 a partir da equação de estado dos gases ideais:



Fique sempre atento quanto a conversão de unidades de medidas!

$$P(O_2) = 0,2053 \text{ atm}$$

$$V = 524 \text{ cm}^3 \rightarrow 0,524 \text{ L}$$

$$T = 74 \text{ }^\circ\text{C} \rightarrow 347,15 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = ???$$

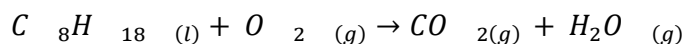
$$\begin{aligned}
 P \times V &= n \times R \times T \\
 0,2053(\text{atm}) \times 0,524 \text{ (L)} &= n \times 0,082(\text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \times 347,15(\text{K}) \\
 n &= 0,0038 \text{ mols de } O_2
 \end{aligned}$$


Agora vamos à segunda pergunta (**letra b**):

- O que a questão pede: a massa em gramas de C_8H_{18} .
- Informações disponíveis para calcular a massa em gramas de C_8H_{18} :

Número de mols de O_2 que reagem com C_8H_{18} em uma reação de combustão completa: 0,0038 mols de O_2 (valor calculado previamente na **letra a** da questão).

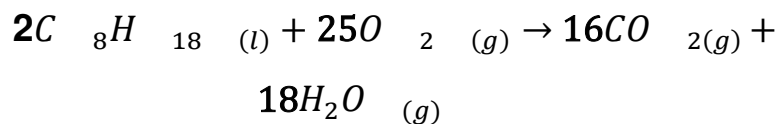
Para começar a resolução da questão é necessário escrever a equação química da reação de combustão entre C_8H_{18} e O_2 :



É sempre importante avaliar se a equação está balanceada , e nesse caso a reação não está. Sendo assim deve-se balanceá-la:



Não podemos esquecer de fazer o balanceamento!!!



Em seguida, nos utilizaremos do número de mols de O_2 para efetuar o cálculo, para tanto deve-se estabelecer uma regra de 3 relacionando o número de mols de C_8H_{18} e O_2 com base na proporção dada pelos coeficientes estequiométricos da reação:

$$\begin{array}{l} C_8H_{18} \quad - \quad O_2 \\ \\ 2 \text{ mols de } C_8H_{18} \quad - \quad 25 \text{ mols de } O_2 \\ X \text{ mols de } C_8H_{18} \quad - \quad 0,0038 \text{ mols de } O_2 \\ \\ 2 \text{ mols de } C_8H_{18} \times 0,0038 \text{ mols de } O_2 = X \text{ mols de } \\ C_8H_{18} \times 25 \text{ mols de } O_2 \\ X = 0,000304 \text{ mols de } C_8H_{18} \end{array}$$

Por fim, para responder o que a questão pede, que é a massa em gramas de C_8H_{18} , sabendo que o número de mols é igual a razão entre a massa do produto e a sua respectiva massa molar, calcula-se:

$$n(C_8H_{18}) = 0,000304 \text{ mols}$$

$$MM(C_8H_{18}) = 114 \text{ g. mol}^{-1}$$

$$\begin{array}{l} n(C_8H_{18}) = m(C_8H_{18}) \div MM(C_8H_{18}) \\ 0,000304 \text{ (mol)} = m(C_8H_{18}) \div 114 \text{ (g/mol)} \\ m(C_8H_{18}) = 0,0347 \text{ g de } C_8H_{18} \end{array}$$

FICOU COM ALGUMA DÚVIDA?

Acesse o [Fórum de Química Geral!](#)

O Fórum de Dúvidas de Química Geral é um espaço feito para que os estudantes tirem dúvidas com os monitores do projeto – é *online e de fácil acesso!*

REFERÊNCIAS

BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. **Química: a ciência central**. 9 ed. Prentice-Hall, 2005.

MENDES, A. **Lista de exercícios sobre Gases**. Espírito Santo, 2014/1. (Apostila).