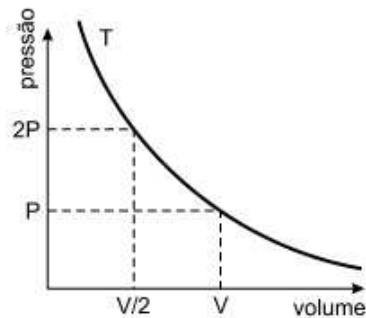


1

[B]

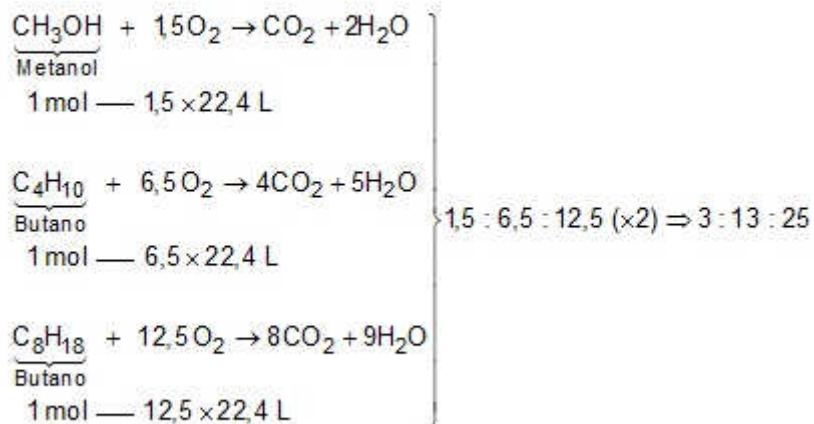
O físico irlandês, Robert Boyle (1627-1691) foi o primeiro a constatar que a temperatura de um ser humano permanece constante. Observou que a relação entre a pressão e o volume de um gás, quando a massa e a temperatura são mantidas constantes, é inversamente proporcional, ou seja, são grandezas inversamente proporcionais ($P \times V = \text{constante}$). Numa transformação gasosa entre dois estados, mantidas a massa e a temperatura constantes, teremos:



2

[C]

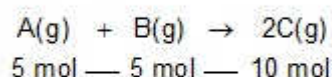
Teremos as seguintes reações de combustão:



3

[C]

Teremos:



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

$$T_K = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 273 \text{ }^\circ\text{C} = 373 \text{ K}$$

$$3 \times V = 10 \times 0,082 \times 373 = 101,95 \text{ L} \approx 100 \text{ L}$$

4

[A]

Teremos:

Antes do aquecimento:

$$P_a = 1,5 \text{ atm}$$

$$T_a = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$V_a = 100 \text{ mL (50 \% do volume da embalagem)}$$

Depois do aquecimento:

$$P_a = ? \text{ atm}$$

$$T_a = 127^\circ\text{C} + 273 = 400 \text{ K}$$

$$V_a = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L (50 \% do volume da embalagem)}$$

Aplicando a equação geral dos gases, vem:

$$\frac{P_a \times V_a}{T_a} = \frac{P_d \times V_d}{T_d} \Rightarrow \frac{15 \times 0,1}{300} = \frac{P_d \times 0,1}{400}$$

$$P_d = 2 \text{ atm}$$

5

[D]

Resolução:

A substância descrita por Faraday é o gás nitrogênio (N_2), pois, nas condições padrão, ele não pega fogo, não alimenta uma combustão e é um gás inodoro.

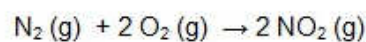
6

$$\frac{P_1 \times V}{T_1} = \frac{P_2 \times V}{T_2} \quad \dots\dots\dots \quad \frac{30}{300} = \frac{P_2}{285} \quad \dots\dots\dots \quad P_2 = 28,5 \text{ lb/pol}^2$$

$$\begin{array}{l} 15 \text{ lb/pol}^2 \text{ ----- } 1 \text{ atm} \\ 28,5 \text{ lb/pol}^2 \text{ ----- } P_2 \quad \dots\dots\dots \quad P_2 = 1,90 \text{ atm} \end{array}$$

7

[C]



Início	V	2V	0
Fim	0	0	2V

O volume final de NO_2 é igual ao volume inicial de O_2 que havia na mistura. Se $3V = 24L$, então $V = 8L$ e o volume final de NO_2 fica sendo (2V) igual a 16L.

8

[A]

1 – A 90m de profundidade a pressão é de 1 atm (superfície) + 9 atm (água) = 10 atm.

2 – A 10m de profundidade a pressão é de 1 atm (superfície) + 1 atm (água) = 2 atm.

3 – O gás teve sua pressão reduzida de 10 atm para 2 atm, portanto resta apenas 20% da pressão inicial do gás dentro do balão.

9

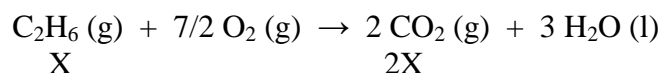
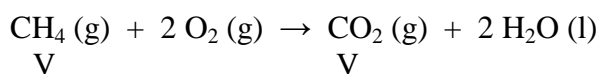
[B]

$$PV = nRT$$

$$1 \times V = 2,0 \times 10^{-4} \times 0,082 \times 300 \quad \dots\dots\dots \quad V = 49,2 \times 10^{-4} \text{ L ou } \mathbf{4,92 \text{ mL}}$$

10

As reações de combustão correspondentes são



$$V + X = 150 \quad \text{e} \quad V + 2X = 200$$

$$X = 50 \text{ cm}^3 \quad \text{e} \quad V = 100 \text{ cm}^3$$

Com isso têm-se

$$\begin{array}{l} 150 \text{ cm}^3 \text{ ----- } 100\% \\ 100 \text{ cm}^3 \text{ ----- } P(\text{CH}_4) \end{array}$$

$$P (\text{CH}_4) = 66,67\%$$

11

Os gases são CH₄ (16g/mol), Cl₂ (71g/mol), C₂H₂ (26g/mol), H₂S (34g/mol) e CO₂ (44g/mol). Quanto maior a massa molar do gás, menor será a velocidade do mesmo. Assim, a associação correta está no item A.

12

Antes do aquecimento ($T = 300\text{K}$), têm-se:

$$PV = nRT \quad \text{.....} \quad PV = nR \times 300 \quad \text{.....} \quad PV/nR = 300$$

Após o aquecimento, teremos:

$$PV = 2n/3 \times R \times T \quad \text{...} \quad PV/nR = 2T/3 \quad \text{.....} \quad 300 = 2T/3 \quad \text{.....} \quad T = 450 \text{ K}$$

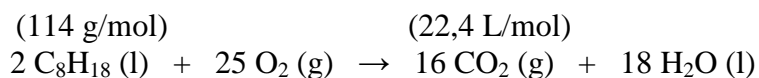
A nova temperatura será de 450 K.

13

$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2} \quad \text{.....} \quad \frac{1 \text{ atm} \times 6 \text{ L}}{295 \text{ K}} = \frac{0,45 \text{ atm} \times V}{252 \text{ K}}$$

$$V \cong 11,4 \text{ L}$$

14



$$n (\text{mol CO}_2) = 5000 \text{ mL C}_8\text{H}_{18} \times \frac{0,684 \text{ g C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ mL C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{16 \text{ mol CO}_2}{2 \times 114 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} = 240 \text{ mol CO}_2$$

$$V (\text{m}^3 \text{ CO}_2) = 240 \text{ mol} \times \frac{0,082 \text{ atm} \times \text{L}}{\text{mol} \times \text{K}} \times \frac{300 \text{ K}}{1 \text{ atm}} \times \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} = 5,90 \text{ m}^3$$

15

Os gases H_2 (2g/mol), He (4g/mol), O_2 (32g/mol), N_2 (28g/mol) e H_2O (18g/mol) apresentam a maior velocidade quando contêm a menor massa. Logo, pelas velocidades mostradas no gráfico as espécies I, II, III, IV e V são respectivamente O_2 , N_2 , H_2O , He e H_2 , como mostrado no item A.

16

Sobre a questão, as considerações iniciais são:

$$P_B = P \text{ e } P_A = 3 P \quad \text{.....} \quad V_B = V \text{ e } V_A = 2 V.$$

À temperatura constante, a mistura dos gases passa a ter volume $3V$. O cálculo da pressão parcial final de cada gás é:

$$\text{Gás A: } 3 P \times 2 V = P_A \times 3 V \quad \text{.....} \quad P_A = 2,0 P$$

$$\text{Gás B: } P \times V = P_B \times 3 V \quad \text{.....} \quad P_B = P/3$$

Pela Lei de Dalton, a pressão final do sistema é $2P + P/3 = 7P/3$, portanto $7/3$ do valor inicial da pressão do frasco B.

17

Primeiramente, descobriremos o volume do cilindro.

$$\begin{aligned} D &= 20\text{cm} & V &= A \times b \times h \\ R &= 10\text{cm} & V &= \pi \times R^2 \times h \\ & & V &= 3,14 \times 10^2 \times 20 \\ & & V &= 6280\text{cm}^3 \\ & & V &= 6,28\text{L} \end{aligned}$$

Sabendo-se o volume, utiliza-se a equação de Clapeyron para descobriremos a pressão considerando que cada molécula de água produz uma molécula de Hidrogênio.

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

$$P \times 6,28 \text{ L} = 2\text{mol} \times \frac{0,082 \text{ atm} \times \text{L} \times 300\text{K}}{\text{mol} \times \text{K}} \quad \text{.....} \quad P = 7,8\text{atm}$$

18

Os gases mais leves possuem o maior poder de difusão. A amônia é o mais leve dos gases mencionados, por isso o de maior poder de difusão. Em segundo lugar está o H_2S e por último o C_4H_{10} . A ordem então será NH_3 , H_2S e C_4H_{10}