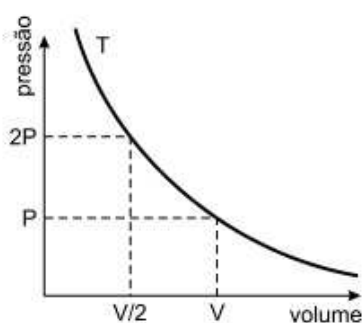


RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS PROPOSTOS  
AULA 05 – TURMA ANUAL

1

[B]

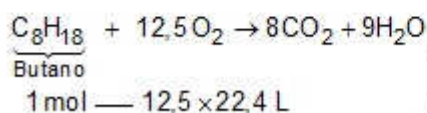
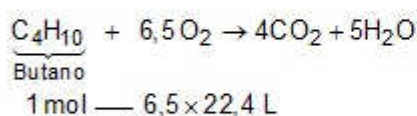
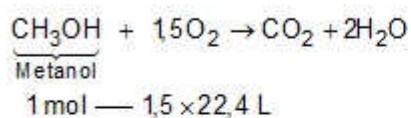
O físico irlandês, Robert Boyle (1627-1691) foi o primeiro a constatar que a temperatura de um ser humano permanece constante. Observou que a relação entre a pressão e o volume de um gás, quando a massa e a temperatura são mantidas constantes, é inversamente proporcional, ou seja, são grandezas inversamente 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:

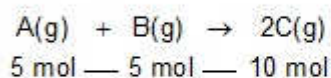


$$1,5 : 6,5 : 12,5 (\times 2) \Rightarrow 3 : 13 : 25$$

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:

$$\frac{P_a \times V_a}{T_a} = \frac{P_d \times V_d}{T_d} \Rightarrow \frac{1,5 \times 0,1}{300} = \frac{P_d \times 0,1}{400}$$

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

5

$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2} \quad \text{.....} \quad 1 \text{ atm} \times 22,7 \text{ L} = P_2 \times 2,0 \text{ L} \quad \text{.....} \quad P_2 = 11,35 \text{ atm}$$

6

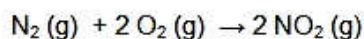
[A]

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

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

7

[C]



Início	V	2V	0
Fim	0	0	2V

O volume final de NO<sub>2</sub> é igual ao volume inicial de O<sub>2</sub> que havia na mistura. Se 3V = 24L, então V = 8L e o volume final de NO<sub>2</sub> 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]

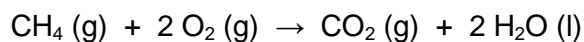
$$PV = nRT$$

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

10

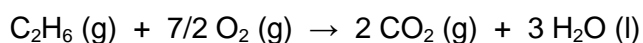
[C]

As reações de combustão correspondentes são



V

V



X

2X

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

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

Com isso têm-se

$$150 \text{ cm}^3 \text{ ----- } 100\%$$

$$100 \text{ cm}^3 \text{ ----- } P(\text{CH}_4)$$

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

11

Os gases são CH<sub>4</sub> (16g/mol), Cl<sub>2</sub> (71g/mol), C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> (26g/mol), H<sub>2</sub>S (34g/mol) e CO<sub>2</sub> (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

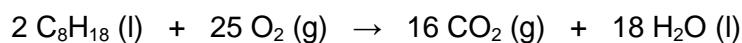
$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2} \quad \text{.....} \quad \frac{1 \text{ atm} \times 6 \text{ L}}{295 \text{ K}} = \frac{0,45 \text{ atm} \times V}{252 \text{ K}}$$

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

14

(114 g/mol)

(22,4 L/mol)



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

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

15

Os gases H<sub>2</sub> (2g/mol), He (4g/mol), O<sub>2</sub> (32g/mol), N<sub>2</sub> (28g/mol) e H<sub>2</sub>O (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<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, He e H<sub>2</sub>, como mostrado no item A.

16

[B]

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

[A]

Primeiramente, descobriremos o volume do cilindro.

$$D = 20\text{cm} \quad V = A \times b \times h$$

$$R = 10\text{cm} \quad V = \pi \times R^2 \times h$$

$$V = 3,14 \times 10^2 \times 20$$

$$V = 6280\text{cm}^3$$

$$V = 6,28\text{L}$$

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

$$P.V = n.R.T$$

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

18

[D]

A reação balanceada é  $2 \text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g}) + 13 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 8 \text{CO}_2 (\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ .

$$174,0 \text{ g C}_4\text{H}_{10} (\text{g}) \times \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} (\text{g})}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10} (\text{g})} \times \frac{8 \text{ mol CO}_2 (\text{g})}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} (\text{g})} \times \frac{24,5 \text{ L CO}_2 (\text{g})}{1 \text{ mol CO}_2 (\text{g})} = \mathbf{294,0 \text{ L CO}_2 (\text{g})}$$