



01.

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \Rightarrow 1 \text{ atm} \cdot 4,0 \text{ L} = 5 \text{ atm} \cdot V_2 \Rightarrow V_2 = 0,8 \text{ L}$$

**Resposta: E**

02. Admitindo que o ponto 2 possui volume de 20 L, temos:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{10 \text{ L}}{300 \text{ K}} = \frac{20 \text{ L}}{T_2} \Rightarrow T_2 = 600 \text{ K}$$

$$\frac{p_2}{T_2} = \frac{p_3}{T_3} \Rightarrow \frac{2 \text{ atm}}{600 \text{ K}} = \frac{p_3}{300 \text{ K}} \Rightarrow p_3 = 1 \text{ atm}$$

**Resposta: E**

03. Conforme a lei de Charles e Gay-Lussac, mantendo-se a pressão constante, o volume de uma massa fixa de gás ideal aumenta proporcionalmente com a sua temperatura absoluta. Assim, se o volume aumentar de 3/4, a temperatura absoluta aumenta na mesma proporção:

$$T_f = T_i + \frac{3}{4} T_i \Rightarrow T_f = \frac{7}{4} T_i$$

**Resposta: B**

04. A massa de gasolina no tanque é:

$$m = \frac{0,75 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \cdot 36000 \text{ mL} = 27000 \text{ g}$$

Assim, a massa de hidrogênio necessária seria de 9000 g (3 vezes menor), para produzir a mesma quantidade de energia. O volume de hidrogênio nas CNTP (0 °C e 1 atm) seria:

$$V = \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ g}} \cdot 9000 \text{ g} = 100 \cdot 800 \text{ L}$$

**Resposta: D**

05. A amônia e o dióxido de carbono são mais solúveis que o gás hélio, pois reagem com a água, conforme as equações:  $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$  e  $\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ . A amônia, gás polar, é mais solúvel que o  $\text{CO}_2$ , por ser este um gás apolar.

**Resposta: C**

06. A massa molar do  $\text{C}\ell_2$  (71 g/mol) é maior que a massa molar do  $\text{H}_2$  (2 g/mol), portanto, há menos moléculas de  $\text{C}\ell_2$  do que de  $\text{H}_2$  numa mesma massa **m**. Assim, a pressão exercida pelo  $\text{H}_2$  é maior.

- I. Incorreta.
- II. Correta.
- III. Correta.

**Resposta: E**

07. Os gases estão à mesma temperatura e mesma pressão, portanto, o número de mols é diretamente proporcional ao volume. Assim, temos:

$$n_1 = \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} \cdot 16 \text{ g} = 0,5 \text{ mol}; \quad n_2 = 2 \cdot 0,5 \text{ mol} = 1,0 \text{ mol}; \quad n_3 = 3 \cdot 0,5 \text{ mol} = 1,5 \text{ mol}$$

Conclui-se que o gás contido no recipiente 2 possui massa molar igual a 28 g/mol, podendo ser  $\text{N}_2$  ou  $\text{CO}$ . A massa de  $\text{CH}_4$  (16 g/mol) contida no recipiente 3 é:  $m = 1,5 \text{ mol} \cdot 16 \text{ g/mol} = 24 \text{ g}$ .

**Resposta: C**

08.

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1 \text{ atm} \cdot 1000 \text{ L}}{596 \text{ K}} = \frac{p_2 \cdot 25 \text{ L}}{298 \text{ K}} \Rightarrow p_2 = 20 \text{ atm}$$

Resposta: D

09.

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1 \text{ atm} \cdot 1000 \text{ L}}{596 \text{ K}} = \frac{p_2 \cdot 25 \text{ L}}{298 \text{ K}} \Rightarrow p_2 = 20 \text{ atm}$$

Resposta: A

10. O gás ocupará todo o volume disponível no cilindro, ou seja, 60 L. Para ser capaz de encher os balões, o gás no cilindro deve estar a uma pressão superior à atmosférica. Assim, no momento em que não se conseguir mais encher os balões, a pressão no cilindro estará igual à atmosférica (1 atm).

Resposta: C

11.

- (3) Transformação isocórica, isométrica ou isovolumétrica – para uma quantidade fixa de um gás ideal, a volume constante, a pressão é diretamente proporcional à temperatura.
- (2) Princípio de Avogadro ou Hipótese de Avogadro – sob as mesmas condições de temperatura e pressão, volumes iguais de dois gases ideais contêm igual número de moléculas.
- (4) Lei de Dalton das Pressões Parciais – a pressão total de uma mistura de gases ideais é igual à soma das pressões individuais (pressões parciais) de cada gás presente na mistura.
- (1) Fração Molar – é a razão entre o número de mols de um gás ideal, presente em uma mistura gasosa, e o número total de mols dos gases constituintes da mistura.
- (5) Transformação isobárica – para uma quantidade fixa de um gás ideal, à pressão constante, o volume é diretamente proporcional à temperatura.

Resposta: C

12. Admitindo que o percentual de oxigênio corresponda à ordenada, na curva VI, do ponto no qual a abscissa é 2,5 bilhões de anos, esse percentual é de aproximadamente 5%.

Resposta: E

13.

- A) Incorreta. Através da Lei de Boyle, é possível comprovar que, a uma temperatura constante, o volume ocupado por uma massa fixa de um gás é **inversamente** proporcional à pressão.
- B) Correta. De acordo com a Teoria Cinética Molecular dos gases, um gás é formado por moléculas (exceção deve ser feita aos gases monoatômicos, como os gases nobres) em constante movimento e, em um gás ideal, não há atração nem repulsão entre as moléculas.
- C) Incorreta. Pela Lei de Charles e Gay-Lussac, para transformações isobáricas, o volume de um gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta.
- D) Incorreta. Pela Lei de Charles, quando uma massa fixa de um gás ideal sofre transformação isocórica, a pressão do gás será diretamente proporcional à temperatura absoluta do sistema.
- E) Incorreta. Pela Hipótese de Avogadro, gases diferentes, nas mesmas condições de volume, de pressão e de temperatura, sempre apresentarão iguais números de moléculas.

Resposta: B

14.

- I. Correta. As forças atrativas intermoleculares no gás real acarretam diminuição do volume, aumentando a densidade, em comparação com um gás ideal.
- II. Incorreta. O ar possui baixa densidade, se comparado a líquidos e sólidos. Além disso, é uma mistura homogênea (solução gasosa).
- III. Correta. O abaixamento da temperatura diminui a pressão gasosa na tubulação, fazendo o hidrômetro girar mais lentamente.

Resposta: D

15. A combustão do octano é equacionada do seguinte modo:



A expansão ocorre tanto pelo aumento do número de moléculas gasosas como pelo calor liberado, que aumenta o volume dos gases.

Resposta: E

16. O processo é isotérmico, portanto, o volume deve variar de modo inversamente proporcional à pressão, o que é mostrado no gráfico do item (A).

**Resposta: A**

17. A inclinação da reta é dada por:

$$\operatorname{tg}\theta = \frac{\Delta(pV)}{\Delta T} = \frac{\Delta(nRT)}{\Delta T} = \frac{nR \cdot \Delta T}{\Delta T} = nR$$

Uma vez que  $n$  é conhecido, podemos obter a constante  $R$ .

**Resposta: B**

18. A velocidade quadrática média de um gás ideal é, no gráfico fornecido, a abscissa do ponto de máximo. Assim, notamos que as velocidades quadráticas médias aumentam na sequência:

$$I < II < III < IV < V$$

Essa velocidade é tanto menor quanto maior for a massa molar do gás. Assim, temos:

$$I = \text{O}_2 \text{ (32 g/mol)}, II = \text{N}_2 \text{ (28 g/mol)}, III = \text{H}_2\text{O} \text{ (18 g/mol)}, IV = \text{He} \text{ (4 g/mol)} \text{ e } V = \text{H}_2 \text{ (2 g/mol)}$$

**Resposta: B**

19. Quando a temperatura aumenta, a frequência de colisões das moléculas contra as paredes do sistema aumenta, o que acarretaria um aumento da pressão. No entanto, para manter a pressão constante, há expansão da massa gasosa, de modo a distribuir as colisões numa maior área superficial. Conclui-se que há aumento das velocidades médias das moléculas e das distâncias médias.

**Resposta: E**

20. Admitindo que num volume de 10 L haja  $x$  moléculas de cada gás, temos:

Gás	Volume	Nº de moléculas	Nº de átomos por molécula	Nº total de átomos
CO	20 L	2x	2	$2 \cdot 2x = 4x$
CO <sub>2</sub>	20 L	2x	3	$3 \cdot 2x = 6x$
O <sub>2</sub>	10 L	x	2	2x
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	10 L	x	6	6x

**Resposta: E**