



COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS

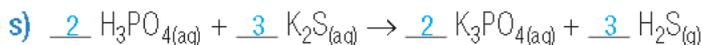
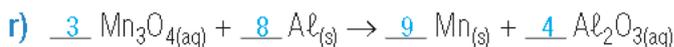
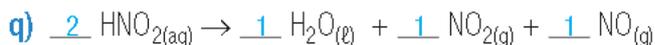
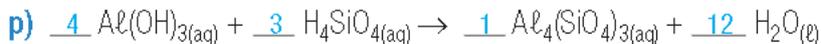
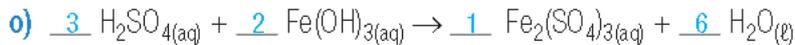
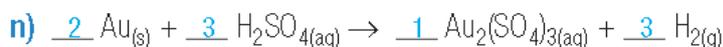
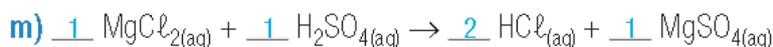
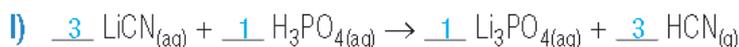
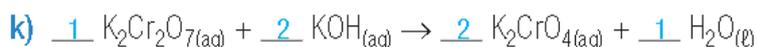
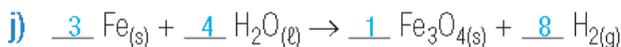
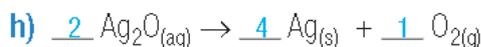
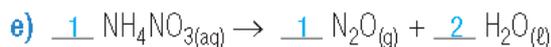
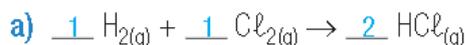
Data: ____/____/____

Professora: Thamis Cid

Aluno: _____

Volume 3 – página 48

1. Por tentativa, faça o acerto os coeficientes estequiométricos das seguintes equações.





COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS

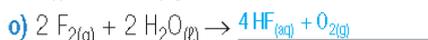
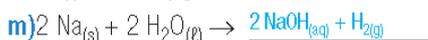
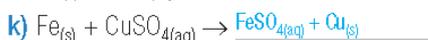
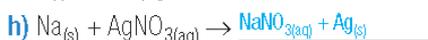
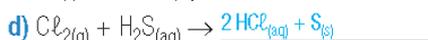
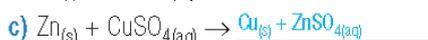
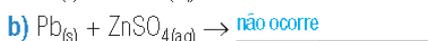
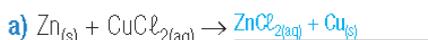
Data: ____/____/____

Professora: Thamiris Cid

Aluno: _____

Volume 3 – página 57

3. Consulte as filas de reatividade para indicar os produtos das equações, quando houver ocorrência da reação.



• mais volátil.

Identifique, para cada equação representada no exercício anterior, qual é a condição que justifica a sua ocorrência e a qual produto está relacionada.

a) Formação de um produto menos solúvel: $AgCl_{(s)}$

b) Formação de um produto menos ionizado e mais volátil: $H_2CO_{3(aq)}$

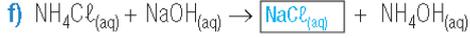
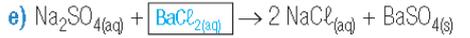
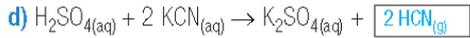
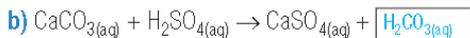
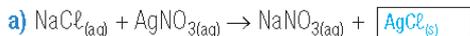
c) Formação de um produto menos ionizado: $H_2O_{(l)}$

d) Formação de um produto menos ionizado e mais volátil: $HCN_{(g)}$

e) Formação de um produto menos solúvel: $BaSO_{4(s)}$

f) Formação de um produto mais volátil e mais fraco: $NH_4OH_{(aq)}$

4. Complete as lacunas das reações de dupla-troca.



5. Para que as reações de dupla-troca ocorram, é necessário que pelo menos um dos produtos, quando comparado aos reagentes, seja:

- menos solúvel;
- mais fraco (menos ionizado ou dissociado);



COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS

Data: ____/____/____

Professora: Thamiris Cid

Aluno: _____

Volume 4 – página 11

1. A massa atômica do elemento magnésio é 24,305. Forneça uma explicação para o fato de esse número não ser inteiro.

O magnésio é encontrado na natureza em uma mistura de isótopos. Com isso, a massa atômica do elemento é calculada pela massa e proporção de cada isótopo existente.

2. Na natureza, são encontradas 2 formas isotópicas para o átomo de cobre, sendo 75% dos átomos com massa atômica 63 u e 25% de massa 65 u. Sabendo-se que esses 2 isótopos estão presentes em qualquer amostra de cobre, determine a massa desse elemento.

$$MA = \frac{(63 \cdot 75) + (65 \cdot 25)}{100} = 63,5 \text{ u}$$

3. A cada 8 átomos de cloro na natureza, 2 têm massa igual a 37 e o restante apresenta massa atômica 35 u. Com base nesses dados, determine a massa do elemento cloro, expressa em unidade de massa atômica (u)

$$MA = \frac{(6 \cdot 35) + (2 \cdot 37)}{8} = 35,5 \text{ u}$$

4. A molécula de nitrogênio é uma substância simples formada por 2 átomos de nitrogênio e compõe a maior porcentagem na composição do ar atmosférico (aproximadamente

78%). O primeiro cientista a reconhecer que o nitrogênio se tratava de um elemento químico independente foi Antonie Lavoisier. Ao identificá-lo em alguns compostos minerais, Lavoisier o batizou de azoto – do grego a, “sem”, e zoe, “vida” – em razão de sua incapacidade para manter a vida e alimentar a combustão. Determine o volume ocupado por 560 g de nitrogênio nas CNTP.

$$\begin{array}{rcl} M(N_2) = 28 \text{ g/mol} & & \\ 28 \text{ g} & \text{---} & 22,4 \text{ L} \\ 560 \text{ g} & \text{---} & x \\ x = 448 \text{ L de } N_2 & & \end{array}$$

5. Ao comparar massas iguais para moléculas de glicose ($C_6H_{12}O_6$), etanol (C_2H_6O), butano (C_4H_{10}) e ácido sulfúrico (H_2SO_4), qual delas apresenta maior número de átomos? Justifique.

Considerando a mesma massa para todas as substâncias, por exemplo, 10 g, determina-se o número de átomos presentes em cada uma.

$$\begin{array}{rcl} M(C_6H_{12}O_6) = 180 \text{ g/mol} & & \\ 180 \text{ g} & \text{---} & 24 (6,02 \cdot 10^{23}) \text{ átomos} \\ 10 \text{ g} & \text{---} & x \\ x \cong 8,03 \cdot 10^{23} \text{ átomos} & & \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} M(C_2H_5OH) = 46 \text{ g/mol} & & \\ 46 \text{ g} & \text{---} & 9 (6,02 \cdot 10^{23}) \text{ átomos} \\ 10 \text{ g} & \text{---} & y \\ y \cong 1,18 \cdot 10^{24} \text{ átomos} & & \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} M(C_4H_{10}) = 58 \text{ g/mol} & & \\ 58 \text{ g} & \text{---} & 14 (6,02 \cdot 10^{23}) \text{ átomos} \\ 10 \text{ g} & \text{---} & z \\ z \cong 1,45 \cdot 10^{24} \text{ átomos} & & \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} M(H_2SO_4) = 98 \text{ g/mol} & & \\ 98 \text{ g} & \text{---} & 7 (6,02 \cdot 10^{23}) \text{ átomos} \\ 10 \text{ g} & \text{---} & w \\ w = 4,3 \cdot 10^{23} \text{ átomos} & & \end{array}$$

A substância que apresenta o maior número de átomos, para uma mesma massa, é o butano (C_4H_{10}).

6. Pesquisas recentes indicam que o diesel produz 7 vezes mais poluentes do que a gasolina. Assim, com o propósito de diminuir a emissão de dióxido de nitrogênio, alguns países limitaram a aquisição de veículos com motores a diesel.

a) Identifique 2 medidas governamentais que poderiam ser tomadas para amenizar a emissão de gases indesejáveis por veículos automotores, como no caso do NO_2 .

Pessoal.

b) Determine o número de átomos e de moléculas presentes em 448 L de dióxido de nitrogênio, considerando as condições normais de temperatura e pressão.

$$\begin{array}{l} 22,4 \text{ L} \quad \text{---} \quad 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 448 \text{ L} \quad \text{---} \quad x \\ x = 1,204 \cdot 10^{25} \text{ moléculas} \\ \\ 1 \text{ molécula de } \text{NO}_2 \quad \text{---} \quad 3 \text{ átomos} \\ 1,204 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de } \text{NO}_2 \quad \text{---} \quad y \\ y = 3,612 \cdot 10^{25} \text{ átomos} \end{array}$$

7. Sequestro de carbono salvará o ‘carvão limpo’?

Extrair o dióxido de carbono do sistema de exaustão de usinas termelétricas e armazená-lo no subsolo pode ser a única esperança para evitar mudança climática catastrófica causada pela queima de combustíveis fósseis. [...] Usar dióxido de carbono para recuperar mais combustível fóssil – e armazenar permanentemente o gás durante o processo – pode parecer contraproducente para evitar as mudanças climáticas, uma vez que esse combustível, quando queimado, libera mais CO_2 na atmosfera. Mas a operação, de fato, reduz no mínimo 24% do total de emissões, calcula Ronald Evans, vice-presidente sênior de engenharia de reservatório da

Denbury: cada barril de petróleo recuperado emite, no final, 0,42 tonelada de CO_2 na atmosfera, mas de 0,52 a 0,64 tonelada é injetada no subsolo durante o processo de extração. Na verdade, [...] estima que o uso da recuperação avançada de petróleo nos Estados Unidos poderia reduzir as emissões de CO_2 em 4%, se feito corretamente. O grande temor geralmente associado ao sequestro de carbono é que o CO_2 aprisionado possa escapar repentinamente para a superfície, com consequências letais [...].

BIELLO, David. Sequestro de carbono salvará o ‘carvão limpo’? Scientific American Brasil, n. 6, p. 20-28, 2011.

Com as informações e os dados do texto, calcule:

a) a massa molecular e a massa molar do dióxido de carbono.

$$\begin{array}{l} \text{C} = 1 \cdot 12 = 12 \text{ u} \\ \text{O} = 2 \cdot 16 = 32 \text{ u} \\ \text{MM}(\text{CO}_2) = 44 \text{ u} \\ \text{M}(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol} \end{array}$$

b) a massa, em kg, de CO_2 emitido na atmosfera por cada barril de petróleo recuperado.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ barril de petróleo emite } 0,42 \text{ tonelada de } \text{CO}_2. \text{ Portanto,} \\ 1 \text{ tonelada de } \text{CO}_2 \quad \text{---} \quad 1000 \text{ kg} \\ 0,42 \text{ tonelada de } \text{CO}_2 \quad \text{---} \quad x \\ x = 420 \text{ kg de } \text{CO}_2 \end{array}$$

c) a quantidade de matéria de CO_2 relacionada a cada barril de petróleo recuperado.

$$\begin{array}{l} \text{M}(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol} \\ 1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \quad \text{---} \quad 44 \text{ g} \\ x \quad \text{---} \quad 420 \cdot 10^3 \text{ g} \\ x \cong 9,54 \cdot 10^3 \text{ mols de } \text{CO}_2 \end{array}$$



COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS

Data: ____/____/____

Professora: Thamiris Cid

Aluno: _____

Volume 4 – página 20

1. Ao realizar determinado experimento no laboratório, um aluno observou que um pedaço de palha de aço, após alguns dias exposto ao ar, teve sua massa aumentada. Ao contrário, uma vela acesa diminuiu após alguns minutos de queima. Como é possível explicar essas observações?

O aumento na massa do metal presente na palha de aço corresponde ao oxigênio do ar atmosférico absorvido, o qual não estava presente no início da reação. No segundo caso, a queima da vela produz substâncias gasosas que são liberadas para o ambiente durante o processo.

2. Por que as observações de Lavoisier são válidas apenas para ensaios realizados em sistemas fechados?

Experimentos realizados em sistema aberto apresentam diferenças de massas em razão da absorção ou liberação de substâncias gasosas durante a reação.

3. Diferencie a Lei da Conservação das Massas da Lei das Proporções Definidas.

A Lei da Conservação das Massas, proposta por Lavoisier por volta de 1775, afirma que em um sistema fechado a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos. A Lei das Proporções Definidas, proposta por Proust por volta de 1799, sustenta que

a proporção em massa das substâncias que reagem e que são produzidas em uma reação é fixa, constante e invariável. Ou seja, na Lei de Lavoisier, a massa se conserva após a reação e, na Lei de Proust, as substâncias de uma reação mantêm a mesma proporção.

4. Com as Leis Ponderais de Lavoisier e Proust, encontre os valores que completam a tabela referente à reação de neutralização do ácido clorídrico com o hidróxido de sódio.

ácido clorídrico	+ hidróxido de sódio	→ cloreto de sódio	+ água
73	80	117	36
7,3	8,0	11,7	3,6
36,5	40	58,5	18
146	160	234	72

5. Típico de Minas Gerais, o pão de queijo é um delicioso lanche que pode ser preparado em casa com os seguintes ingredientes:

500 g de polvilho azedo;

1 copo de água; 1 copo de leite;

1/2 xícara de óleo;

2 ovos;

100 g de queijo parmesão ralado.

Para essa quantidade, o rendimento é de 30 pãezinhos.

- a) Qual será a quantidade necessária de cada ingrediente para a produção de 120 pães de queijo?

Para preparar 120 pães de queijo, a receita deve ser aumentada em 4

vezes. De acordo com essa proporção, serão necessários: 2 kg de polvilho azedo, 4 copos de água, 4 copos de leite, 2 xícaras de óleo, 8 ovos e 400 g de queijo parmesão ralado.

- b) Qual lei ponderal está relacionada com o aumento dessa receita?

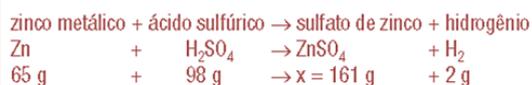
A Lei das Proporções Constantes ou Lei de Proust.

6. Durante a realização de um experimento, um aluno colocou cuidadosamente 65g de zinco metálico dentro de um erlenmeyer contendo 98 g de ácido sulfúrico. Após a reação, a qual resultou na formação de solução de sulfato de zinco e de gás hidrogênio, constatou-se uma diferença de massa.

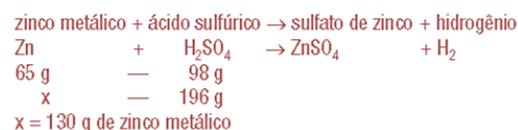
- a) Considerando as leis ponderais estudadas, explique a diferença de massa registrada ao final do experimento.

A diferença de massa, observada pelo aluno com a realização do experimento, acontece por causa do desprendimento de gás hidrogênio, que em um sistema aberto foi liberado para o ambiente.

- b) Ao realizar o mesmo experimento em um sistema fechado, foram produzidos 2g de gás. Qual a massa de sulfato de zinco formada, considerando que os reagentes foram totalmente consumidos?



- c) Para a mesma reação, qual é a massa de zinco necessária para reagir com 196g de ácido sulfúrico?

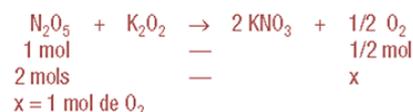


7. Segundo dados do Instituto Brasileiro de Mineração (IBRAM), o Brasil é o terceiro maior produtor do minério bauxita, matéria-prima para fabricação de alumínio. Sabendo que são necessários 100 g de bauxita para produzir 30g de alumínio, qual seria a massa desse minério para produzir uma panela de 600g desse metal?

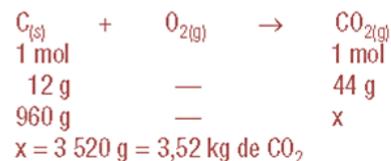


Página 26

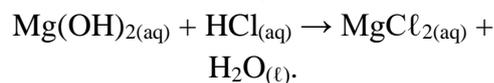
1. (FGV – SP) Quantos mols de O₂ são obtidos a partir de 2,0 mols de pentóxido de dinitrogênio, de acordo com a equação: N₂O₅ + K₂O₂ → 2KNO₃ + 1/2 O₂?

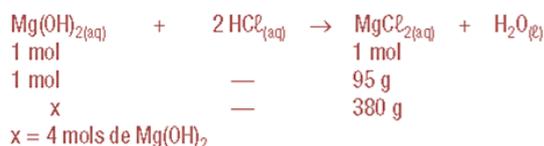


2. Determine a massa, em kg, de gás carbônico (CO₂) que pode ser obtida pela queima completa de 960 g de carbono puro, conforme a reação C_(s) + O_{2(g)} → CO_{2(g)}?



3. Calcule a quantidade de matéria do hidróxido de magnésio necessária para produzir 380 g de cloreto de magnésio, de acordo com a reação:



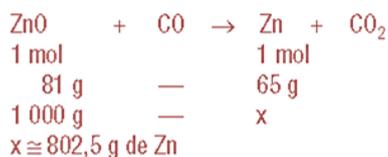


4. (UNICAMP – SP) Na metalurgia do zinco, uma das etapas é a reação do óxido de zinco com o monóxido de carbono, produzindo zinco elementar e dióxido de carbono.

a) Escreva a equação química correspondente.



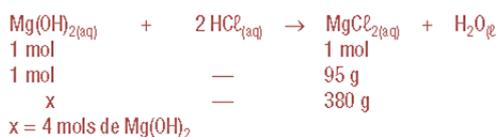
- b) Para cada 1000g de óxido de zinco que reage, qual a massa de metal obtida? (Zn = 65; O = 16)



5. O bicarbonato de sódio (NaHCO_3) é um sal presente em nosso cotidiano e pode ser utilizado em fermentos, extintores de incêndio, antiácido estomacal e em uma série de outras aplicações. O processo de obtenção dessa substância utiliza como matéria-prima o carbonato de sódio e o gás carbônico.

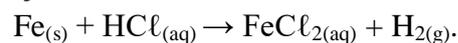


Determine o número de moléculas de bicarbonato produzidas em uma reação que consome 360g de água.

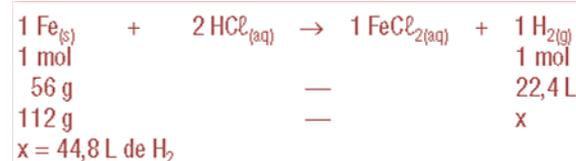


6. Um dos primeiros processos para obtenção de gás hidrogênio foi por meio de uma reação de um metal com uma solução ácida. Ao mergulharmos

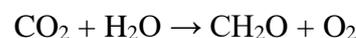
Lista de Exercícios da Apostila – Semana 31
uma placa de ferro metálico em uma solução de ácido clorídrico, ocorre a reação:



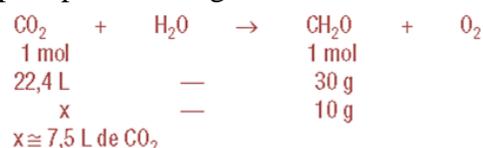
Com base nessa equação, determine o volume de gás hidrogênio produzido pela reação completa de 112g de ferro.



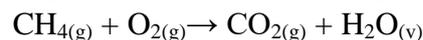
7. (FUVEST – SP) A produção de carboidratos (fórmula mínima CH_2O) pelas plantas verdes obedece à equação geral da fotossíntese:



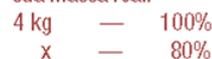
Quantos litros de gás carbônico, medido nas CNTP, serão necessários para produzir 10g de carboidrato?



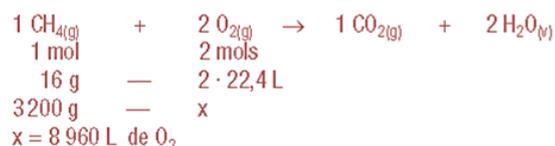
8. Calcule o volume de gás oxigênio, nas CNTP, necessário para queimar totalmente 4 kg de gás metano, com 80% de pureza.



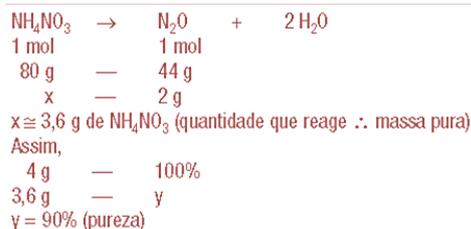
Como o metano está impuro, primeiramente, determina-se a sua massa real.



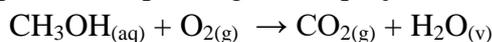
$x = 3,2 \text{ kg de metano (quantidade que reage } \therefore \text{ massa pura)}$



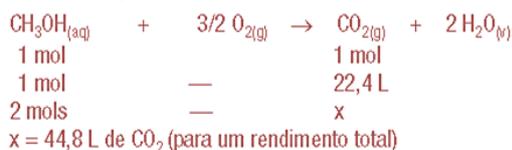
9. (UFRGS – RS) O gás hilariante (N_2O) pode ser obtido pela decomposição térmica do nitrato de amônio (NH_4NO_3). Se de 4,0g do sal obtivermos 2,0g do gás hilariante, podemos prever que a pureza do sal é da ordem de:



10. O metanol (CH_3OH) é um álcool com propriedades combustíveis e energéticas similares às do etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$), embora seja mais tóxico. O seu contato frequente, em altas concentrações, pode causar dor de cabeça, vômito, náusea, irritação nos olhos e, até mesmo, cegueira e câncer. A combustão desse álcool é representada pela seguinte equação:

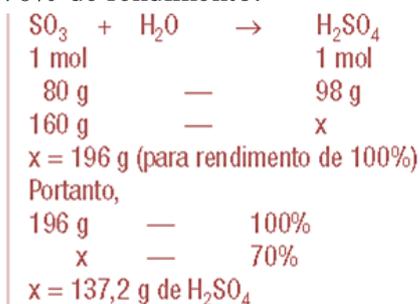


Determine o volume de gás carbônico, nas CNTP, produzido ao se utilizarem 2 mols de metanol, considerando 100% de rendimento.



11. O ácido sulfúrico tem ação altamente desidratante e corrosiva, podendo, se em contato com a pele, provocar queimaduras graves com a formação de manchas pretas causadas pela carbonização. Ao reagir 160g de trióxido de enxofre (SO_3), em condições adequadas, com água em excesso, esse ácido é produzido.

Calcule a massa obtida em uma reação com 70% de rendimento.





COLÉGIO EVANGÉLICO ALMEIDA BARROS

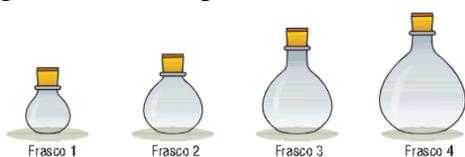
Data: ____/____/____

Professora: Thamis Cid

Aluno: _____

Volume 4 – página 47

1. Os frascos a seguir contêm o mesmo número de moléculas de uma amostra gasosa, sob temperatura constante.



Qual deles apresenta maior pressão? Justifique.

O frasco 1. Sob temperatura constante, a pressão e o volume são grandezas inversamente proporcionais. Assim, quanto menor for o frasco (menor volume), maior será a pressão exercida pela amostra gasosa.

2. Certa massa gasosa a 0 °C exerce pressão de 1 atm e ocupa um volume de 30 L. Calcule a pressão exercida por essa mesma quantidade de gás, sob temperatura constante, quando o volume for igual a 60 L.

$$P_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = P_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}$$

$$1 \cdot 30 = p_{\text{final}} \cdot 60$$

$$p_{\text{final}} = 0,5 \text{ atm}$$

3. Um balão com 20 m³ de ar, a 27 °C e a 1 atm, é aquecido sob pressão constante. Determine a temperatura do balão quando a amostra gasosa ocupar o volume de 40 m³.

$$\frac{V_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} = \frac{V_{\text{final}}}{T_{\text{final}}}$$

$$\frac{20}{(27+273)} = \frac{40}{T_{\text{final}}}$$

$$T_{\text{final}} = 600 \text{ K} = 327 \text{ °C}$$

4. (UEM – PR) Um balão cheio de gás propano ocupa um volume de 600 L a 27 °C. Ao ser resfriado a 7 °C, o balão sofre uma contração. Qual o volume dessa contração, em litros? (Considere que o gás não se liquefaz sob resfriamento a 7°C)

$$\frac{V_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} = \frac{V_{\text{final}}}{T_{\text{final}}}$$

$$\frac{600}{300} = \frac{V_{\text{final}}}{280}$$

$$V_{\text{final}} \cong 560 \text{ L}$$

Logo, contração = 40 L

5. Os frascos a seguir, de mesmo volume, contêm a mesma quantidade de uma amostra gasosa.



Qual deles apresenta menor pressão? Justifique.

O frasco 1. Sob volume constante, a temperatura e a pressão são grandezas diretamente proporcionais. Portanto, o frasco de temperatura mais baixa apresenta menor pressão.

6. À pressão de 6 atm e à temperatura de 900 K, certa amostra gasosa sofreu transformação isocórica, até sua temperatura se reduzir à metade. Qual a sua pressão final?

$$\frac{P_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} = \frac{P_{\text{final}}}{T_{\text{final}}}$$

$$\frac{6}{900} = \frac{P_{\text{final}}}{450}$$

$$P_{\text{final}} = 3 \text{ atm}$$

7. Em um dia de inverno, colocou-se uma amostra de ar nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP) em um recipiente. Qual será a pressão dessa amostra após ser transportada, no mesmo recipiente, para um ambiente a 60 °C?

$$\frac{P_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} = \frac{P_{\text{final}}}{T_{\text{final}}}$$

$$\frac{1}{273} = \frac{P_{\text{final}}}{(60 + 273)}$$

$$P_{\text{final}} \cong 1,22 \text{ atm}$$

8. Determinada massa de gás hélio (He) ocupa um volume de 12 L a uma pressão de 3 atm e 27 °C. Qual será o volume ocupado pela mesma massa gasosa quando a temperatura atingir 327 °C e a pressão diminuir em 2 atm?

$$\frac{P_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} = \frac{P_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}}{T_{\text{final}}}$$

$$\frac{3 \cdot 12}{300} = \frac{1 \cdot V_{\text{final}}}{600}$$

$$V_{\text{final}} = 72 \text{ L}$$

Página 49

1. As condições normais de temperatura e pressão – CNTP – são condições definidas para o estado de determinado gás, cujos valores $p = 1 \text{ atm}$ e $T = 0 \text{ °C}$ (273 K) foram estabelecidos por convenções internacionais. Porém, com a intenção de padronizar as medidas de

Lista de Exercícios da Apostila – Semana 32
 acordo com o Sistema Internacional de Unidades (SI), o valor de p foi redefinido para $p = 1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. De acordo com as informações, determine o volume molar para as duas situações. Dado: $R = 0,0821 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
 $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ (para SI)

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

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$$

$$V = \frac{1 \cdot 0,0821 \cdot 273}{1}$$

$$V \cong 22,4 \text{ L}$$

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

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$$

$$V = \frac{1 \cdot 8,31 \cdot 273}{1 \cdot 10^5}$$

$$V \cong 22,7 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 22,7 \text{ dm}^3 = 22,7 \text{ L}$$

2. Calcule a quantidade de matéria de um gás perfeito que ocupa 820 mL a 27 °C e exerce pressão de 12 atm.

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

$$12 \cdot 0,820 = n \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$n = 0,4 \text{ mol}$$

3. Em 2008, um padre que intencionava bater o recorde mundial de navegação em balões, que pertencia a dois norte-americanos, ficou suspenso por cerca de mil balões de festa cheios de gás hélio e desapareceu no litoral de Santa Catarina. Em razão da sua baixa densidade, o gás hélio é bastante utilizado em balões de festa. Calcule o volume de um balão contendo 32 g desse gás, em um dia em que a temperatura é de 32 °C e a pressão do balão 2,5 atm.

$$M(\text{He}) = 4 \text{ g/mol}$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de He} & \text{---} & 4 \text{ g} \\ n & \text{---} & 32 \text{ g} \end{array}$$

$$n = 8 \text{ mols de He}$$

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

$$V = \frac{n}{p} \cdot R \cdot T$$

$$V = \frac{8}{2,5} \cdot 0,082 \cdot 305$$

$$V \cong 80 \text{ L}$$

4. O gás metano (CH_4) é considerado o segundo maior contribuinte para o aquecimento da Terra, logo depois do dióxido de carbono (CO_2). Estima-se que 70% das emissões desse gás se originam de atividades humanas. Determine qual é o volume ocupado por 48 g de gás metano nas CNTP.

$$M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g/mol}$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de CH}_4 & \text{---} & 16 \text{ g} \\ n & \text{---} & 48 \text{ g} \end{array}$$

$$n = 3 \text{ mols de CH}_4$$

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

$$V = \frac{n}{p} \cdot R \cdot T$$

$$V = \frac{3}{1} \cdot 0,082 \cdot 298$$

$$V \cong 73 \text{ L}$$

5. A queima de combustíveis fósseis pelos automóveis libera para a atmosfera gases como o trióxido de enxofre (SO_3). Além de causar problemas respiratórios, esses gases aumentam a corrosão de metais e, entre outros malefícios à natureza, provocam a chuva ácida. Determine a temperatura de uma amostra gasosa contendo 160 g de trióxido de enxofre, em um volume de 40 L, à pressão de 1,2 atm.

$$M(\text{SO}_3) = 80 \text{ g/mol}$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de SO}_3 & \text{---} & 80 \text{ g} \\ n & \text{---} & 160 \text{ g} \end{array}$$

$$n = 2 \text{ mols de SO}_3$$

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

$$T = \frac{p \cdot V}{n \cdot R}$$

$$T = \frac{1,2 \cdot 40}{2 \cdot 0,082}$$

$$T \cong 293 \text{ K} \therefore 20 \text{ }^\circ\text{C}$$

6. Determine a massa de gás oxigênio (O_2) presente em um cilindro de mergulho de 5 dm^3 , quando a pressão é de 100 atm e a temperatura de $27 \text{ }^\circ\text{C}$.

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$$

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

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{100 \cdot 5}{0,082 \cdot 300}$$

$$n \cong 20,3 \text{ mols}$$

$$m = n \cdot M$$

$$m = 20,3 \cdot 32$$

$$m = 649,6 \text{ g}$$

7. Um recipiente fechado de 400 mL contém 0,8 g de um gás monoatômico a $127 \text{ }^\circ\text{C}$ e 1,64 atm. Sobre esse gás, responda:

- a) Qual é a sua massa molar?

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

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{1,64 \cdot 0,4}{0,082 \cdot 400}$$

$$n = 0,02 \text{ mol}$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol} & \text{---} & x \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} 0,02 \text{ mol} & \text{---} & 0,8 \text{ g} \end{array}$$

$$x = 40 \text{ g} \therefore 40 \text{ g/mol}$$

- b) Com auxílio da tabela periódica, identifique o gás correspondente a essa questão.

O argônio, pois é o único gás monoatômico que apresenta massa molar igual a $40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-2}$.

c) Qual é o número de átomos contidos no recipiente?

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ 0,02 \text{ mol} \quad \text{---} \quad x \\ x = 1,204 \cdot 10^{22} \text{ átomos de argônio} \end{array}$$