

EXERCÍCIOS

LISTA 08

GASES E A TEORIA CINÉTICO-MOLECULAR

Gases and the
Kinetic–Molecular
Theory

12



IDEIAS BÁSICAS

001. Defina pressão. Dê uma definição científica precisa – uma que pode ser entendido por alguém sem qualquer conhecimento científico.

002. Indique se cada propriedade é característica de todos os gases, alguns gases, ou nenhum gás: (a) transparente à luz; (b) incolor; (c) incapaz de passar pelo papel de filtro; (d) mais difícil de comprimir do que a água líquida; (e) inodoro; (f) possui forma definida.

003. Descreva o barômetro de mercúrio. Como funciona?

004. O que é um manômetro? Como funciona?

005. Expresse uma pressão de 685 torr nas seguintes unidades: (a) mm Hg; (b) atm; (c) Pa; (d) kPa.

006. Uma leitura típica de pressão atmosférica de laboratório é 755 torr. Converta este valor para (a) psi, (b) cm Hg, (c) polegadas Hg, (d) kPa, (e) atm, e (f) ft H₂O.

007. Preencha a tabela a seguir.

	atm	torr	Pa	kPa
Atmosfera padrão	<hr/>			
	1	<hr/>		
Pressão parcial do nitrogênio na atmosfera	<hr/>			
	593			<hr/>
Um tanque de hidrogênio comprimido	<hr/>			
	1.61 × 10 ⁵			<hr/>
Pressão atmosférica no topo do monte Everest	<hr/>			
				33.7

008. Indique se cada uma das seguintes amostras de matéria é um gás. Se as informações forem insuficientes para você decidir, escreva "informações insuficientes".

- (a) Um material está em um tanque de aço a 100 atm de pressão. Quando o tanque é aberto para a atmosfera, o material imediatamente se expande, aumentando seu volume muitas vezes.
- (b) Um material, ao ser emitido de uma chaminé, sobe cerca de 10 m no ar. Visto contra um céu claro, tem uma aparência branca.
- (c) 1,0 mL de material pesa 8,2 g.
- (d) Quando um material é liberado de um ponto 30 pés abaixo do nível de um lago ao nível do mar (equivalente em pressão a cerca de 76 cm de mercúrio), sobe rapidamente à superfície, ao mesmo tempo dobrando seu volume.
- (e) Um material é transparente e de cor verde pálida.
- (f) Um metro cúbico de um material contém tantas moléculas como 1 m³ de ar na mesma temperatura e pressão

009. As densidades de mercúrio e óleo de milho são 13,5 g/mL e 0,92 g/mL, respectivamente. Se o óleo de milho fosse usado em um barômetro, qual seria a altura da coluna, em metros, à pressão atmosférica padrão? (A pressão de vapor de o óleo é insignificante.)

010. Os tanques de aço para armazenamento de gases são capazes de suportar pressões superiores a 125 atm. Expresse essa pressão em psi.

011. Pneus de automóveis são normalmente inflados a uma pressão de 28 psi medido por um medidor de pneus. (a) Expresse essa pressão em atmosferas. (b) Assumindo a pressão atmosférica padrão, calcule a pressão interna do pneu.

LEI DE BOYLE: A RELAÇÃO PRESSÃO-VOLUME

012. (a) Em que tipos de observações (medições) é baseada a Lei de Boyle? Declare a lei. (b) Use a afirmação da Lei de Boyle para derivar uma expressão matemática simples para a Lei de Boyle.

013. A expressão “um número fixo de moles” poderia ser substituída por “uma massa definida” na declaração da Lei de Boyle? Explique.

014. Uma amostra de gás contida em um cilindro equipado com um pistão móvel ocupou 300 mL a uma pressão de 2,00 atm. Qual seria a pressão final se o volume aumentasse para 500 mL com a temperatura constante?

015. Um balão que contém 1,50 litros de ar a 1,00 atm é mergulhado na água até uma profundidade na qual a pressão é 3,00 atm. Calcule o novo volume do balão. Presumir que a temperatura permaneça constante.

016. Uma amostra de 50 L de gás coletada na atmosfera superior a uma pressão de 18,3 torr é comprimido em um recipiente de 150 mL na mesma temperatura. (a) Qual é a nova pressão, em atmosferas? (b) A que volume a amostra original teve que ser comprimida para exercer uma pressão de 10,0 atm?

017. Uma amostra de gás criptônio ocupa 75,0 mL a 0,400 atm. Se a temperatura permanecesse constante, qual seria o volume que o criptônio ocupa em (a) 4,00 atm, (b) 0,00400 atm, (c) 765 torr, (d) 4,00 torr e (e) $3,5 \times 10^{-2}$ torr?

018. Um cilindro contendo 15 L de gás hélio a uma pressão de 165 atm deve ser usado para encher balões de brinquedo a uma pressão de 1,1 atm. Cada balão inflado tem um volume de 2,0 L. Qual é o número máximo de balões que podem ser inflados? (Lembre-se de que 15 L de hélio a 1,1 atm permanecem no cilindro "esgotado".)

019. (a) Uma escala de temperatura absoluta baseada em Fahrenheit em vez de graus Celsius pode ser desenvolvida? Porquê? (b) Uma escala de temperatura absoluta baseada em um "grau" duas vezes maior que um grau Celsius pode ser desenvolvida? Porquê?

020. (a) O que significa "escala de temperatura absoluta"? (b) Descreva os experimentos que levaram à evolução da escala de temperatura absoluta. Qual é a relação entre as escalas de temperatura Celsius e Kelvin? (c) O que significa "zero absoluto"?

021. Complete a tabela fazendo as conversões necessárias de temperatura. Preste atenção aos Algarismos Significativos.

	TEMPERATURA	
	K	°C
Ponto de ebulição normal da água		100
Referência para dados termodinâmicos	298.15	
Gelo seco se torna gás em pressão atmosférica		-78.5
O centro do sol (estimado)	1.53×10^7	

Lei de Charles: A Relação Volume-Temperatura

022. (a) Por que um gráfico de volume versus temperatura em pressão constante é uma linha reta (veja a Figura 12-5)? (b) Em que tipo de observações (medidas) é baseada a lei de Charles? Declare a lei.

023. Um gás ocupa um volume de 31,0 L a 17,0°C. Se a temperatura do gás sobe para 34,0°C a pressão constante, (a) você esperaria que o volume dobrasse para 62,0 L? Explique. Calcule o novo volume (b) a 34,0°C, (c) a 400. K, e (d) a 0,00°C.

024. Vários balões são inflados com hélio até um volume de 0,75 L a 27°C. Um dos balões foi encontrado várias horas mais tarde; e a temperatura caiu para 22°C. Qual seria o volume do balão quando ele foi encontrado, se não escapou nenhum hélio?

025. Quais das seguintes afirmações são verdadeiras? Quais são falsas? Por que cada uma é verdadeiro ou falso? Assuma pressão constante em cada caso.

(a) Se uma amostra de gás for aquecida de 100°C a 200°C, o volume dobrará.

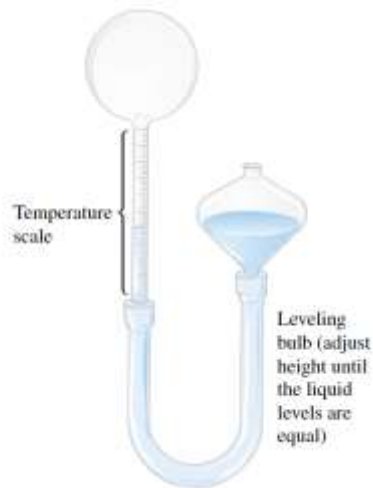
(b) Se uma amostra de gás for aquecida de 0 °C a 273°C, o volume dobrará.

(c) Se uma amostra de gás for resfriada de 1273°C a 500°C , o volume diminuirá por um fator de 2.

(d) Se uma amostra de gás for resfriada de 1000°C a 200°C , o volume diminuirá por um fator de 5.

(e) Se uma amostra de gás for aquecida de 473°C a 1219°C , o volume aumentará por um fator de 2.

026. O dispositivo mostrado aqui é um termômetro de gás. (a) No ponto de gelo, o volume de gás é 1.400 L. Qual seria o novo volume se a temperatura do gás fosse aumentada do ponto de gelo para $8,0^{\circ}\text{C}$? (b) Assuma a área da seção transversal do braço graduado é $1,0\text{ cm}^2$. Qual seria a diferença em altura se a temperatura do gás mudou de 0°C a $8,0^{\circ}\text{C}$? (c) Que modificações podem ser feitas para aumentar a sensibilidade do termômetro?



027. Um balão meteorológico é cheio até o volume de 150. L em um dia quando a temperatura é de 19°C . Se nenhum gás escapar, qual seria o volume do balão meteorológico depois dele subir a uma altitude onde a temperatura é -8°C ?

028. Calcule o volume de um gás ideal nas temperaturas de gelo seco ($-78,5^{\circ}\text{C}$), N_2 líquido ($-195,8^{\circ}\text{C}$) e He líquido ($-268,9^{\circ}\text{C}$) se ele ocupa 5,00 L a $25,0^{\circ}\text{C}$. Presumir pressão constante. Plote seus resultados e extrapole para volume nulo. A que temperatura o volume zero seria teoricamente alcançado?

A Lei do Gás Combinado

029. Classifique a relação entre as variáveis (a) P e V, (b) V e T, e (c) P e T como (i) diretamente proporcional ou (ii) inversamente proporcional.

030. Prepare esboços de gráficos de (a) P vs. V , (b) P vs. $1/V$, (c) V vs. T , e (d) P vs. T para um gás ideal.

031. Uma amostra de gás ocupa 400 mL nas CNTP. Debaixo de quê pressão esta amostra ocuparia 200, mL se a temperatura foi aumentadas para 819°C ?

032. Uma amostra de 280 mL de neon exerce uma pressão de 660. torr a 26°C . A que temperatura em $^{\circ}\text{C}$ ele exerceria uma pressão de 940. torr em um volume de 440. mL?

033. Uma amostra de 247 mL de um gás exerce uma pressão de 3,13 atm a $16,0^{\circ}\text{C}$. Que volume ocuparia a 100°C e 1,00 atm?

034. Mostre como as leis dos gases de Boyle e Charles podem ser obtidas da equação da lei dos gases combinados.

STP, Volume Molar Padrão e Densidades de Gás

035. Quantas moléculas de um gás ideal estão contidas em um frasco de 2,00 L em STP?

036. (a) O que é a Lei de Avogadro? O que isso significa? (b) O que significa "volume molar padrão"? (Cuidado existem outras condições além de STP em que 1 mol de um gás ideal ocuparia 22,4 L? Explique.

037. O vapor de sódio foi detectado recentemente como um componente importante da fina atmosfera de Mercúrio usando um telescópio terrestre e um espectrômetro. Sua concentração é estimado em cerca de $1,0 \times 10^5$ átomos por cm^3 . (a) Expresse isso em mols por litro. (b) A temperatura máxima da atmosfera foi medido pela Mariner 10 como sendo cerca de $970.^{\circ}\text{C}$. Qual é a pressão parcial aproximada de vapor de sódio a essa temperatura?

038. O limite de sensibilidade para análise de monóxido de carbono, CO, no ar é de 1 ppb (ppb partes por bilhão) por volume. Qual é o menor número de moléculas de CO que pode ser detectado em 10. L de ar em STP?

039. Um instrutor de laboratório pediu a um aluno que calculasse o número de mols de gás contidos em um bulbo de 320 mL no

laboratório. O aluno determinou que a pressão e temperatura do gás eram 732 torr e 23,3°C. o aluno calculou o seguinte:

$$\underline{? \text{ mol}} = 0.320 \text{ L} \times \frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ L}} = 0.0143 \text{ mol}$$

O aluno estava certo? Por quê?

040. O dibrometo de etileno (EDB) foi usado anteriormente como fumigante para frutas e grãos, mas agora é proibido porque é um perigo potencial para a saúde. EDB é um líquido que ferve a 109°C. Seu peso molecular é de 188 g/mol. Calcular a densidade de seu vapor a 180°C e 1,00 atm.

041. Um frasco de 503 mL contém 0,0243 mol de um gás ideal a uma dada temperatura e pressão. Outro frasco contém 0,0388 mol do gás à mesma temperatura e pressão. Qual é o volume do segundo frasco?

042. Um técnico de laboratório esqueceu o código de cores alguns cilindros comerciais de gás significavam, mas lembrava que cada um dos dois tanques específicos continha um dos seguintes gases: He, Ne, Ar ou Kr. Medições em STP feito em amostras dos gases dos dois cilindros mostraram que as densidades do gás eram 3,74 g/L e 0,178 g/L. (a) Determine por cálculo qual desses gases estava presente em cada tanque. (b) Essa determinação poderia ser feito se as densidades estivessem a uma temperatura e pressão diferente de STP?

A equação do gás ideal

043. Calcule R em L atm/mol K, em kPa dm³/mol K, em J/mol K, e em kJ/mol K.

044. (a) O que é um gás ideal? (b) Qual é a equação do gás ideal? (c) Descreva a lógica usada para obter o gás ideal equação. (d) O que é R? Como é obtido?

045. (a) Um químico está se preparando para realizar uma reação em alta pressão que requer 36,0 mol de gás hidrogênio. O químico bombeia o hidrogênio em um recipiente de aço rígido de 12,3 L a 25°C. A que pressão (em atmosferas) deve o hidrogênio ser comprimido? (b) Qual seria a densidade do hidrogênio de alta pressão?

046. Calcule a pressão necessária para conter 2,44 mol de um gás ideal a 45°C em um volume de 3,70 L.

047. (a) Quantas moléculas existem em um recipiente de 1,00 L de oxigênio gasoso se a pressão for 2,50 $\times 10^9$ torr e a temperatura for 1225 K? (b) Quantos gramas de oxigênio estão no recipiente?

048. Uma barcaça contendo 580 toneladas de cloro líquido foi envolvido em um acidente. (a) Que volume esta quantidade de cloro ocuparia se tudo fosse convertido em gás a 750. torr e 18°C? (b) Suponha que o cloro está confinado a uma largura de 0,500 milhas e uma profundidade média de 60 pés. Qual seria o comprimento, em pés, dessa "nuvem" de cloro?

Pesos Moleculares e Fórmulas para Compostos Gasosos

049. A análise de um líquido volátil mostra que ele contém 37,23% carbono, 7,81% de hidrogênio e 54,96% de cloro em massa. A 150°C e 1,00 atm, 500, mL do vapor tem massa de 0,922g. (a) Qual é o peso molecular do composto? (b) Qual é a sua fórmula molecular?

050. Um estudante recebeu um recipiente contendo etano, C₂H₆, que tinha sido encerrado em STP. Fazendo as devidas medições, o estudante descobriu que a massa da amostra de etano foi de 0,244 g e o volume do recipiente foi 185ml. Use os dados do aluno para calcular o peso molecular do etano. Qual o erro percentual obtido? Sugira algumas possíveis fontes do erro.

051. Calcule o peso molecular de um elemento gasoso se 0,480 g do gás ocupa 367 mL a 365 torr e 45°C. Sugira a identidade do elemento.

052. Um cilindro foi encontrado em um almoxarifado de uma fábrica. A etiqueta do cilindro sumiu e ninguém lembrou-se do que o cilindro continha. Uma amostra de 0,00500 gramas ocupava 4,13 mL a 23°C e 745 torr. A amostra também foi analisada e descobriu-se que era composta apenas por carbono e hidrogênio. Identifique o gás.

053. Uma amostra de rocha porosa foi trazida de volta do planeta Farout do outro lado da galáxia. Preso na rocha tinha um gás composto por carbono-oxigênio. O gás desconhecido foi extraído e

avaliado. Um volume de 3,70 mL do gás foi recolhido nas condições de STP. A massa de a amostra de gás foi determinada como sendo 0,00726 gramas. Análises adicionais provaram que havia apenas um composto presente na amostra. Qual foi a identidade mais provável do gás com base nessas análises?

054. Um líquido altamente volátil foi deixado evaporar completamente em um frasco de 250 mL imerso em água fervente. A partir dos dados a seguir, calcule o peso molecular (em amu por molécula) do líquido. Massa do frasco vazio = 65,347 g; massa de frasco cheio de água na temperatura ambiente = 327,4 g; massa do frasco e do líquido condensado = 65,739 g; pressão atmosférica = 743,3 torr; temperatura de ebulição da água = 99,8°C; densidade da água à temperatura ambiente = 0,997 g/mL.

055. Um gás puro contém 85,63% de carbono e 14,37% de hidrogênio por massa. Sua densidade é de 2,50 g/L em STP. Qual é a sua fórmula molecular?

Misturas de gases e Lei de Dalton

056. (a) Quais são as pressões parciais dos gases? (b) Qual é a Lei de Dalton?. Expresse-a simbolicamente.

057. Uma amostra de oxigênio de massa 30,0 g está confinada em um recipiente a 0°C e 1000. torr. Então 8,00 g de hidrogênio são bombeado para o recipiente a temperatura constante. Qual será a pressão final no vaso (assumindo apenas a mistura sem reação)?

058. Uma mistura gasosa contém 5,23 g de clorofórmio, CHCl_3 , e 1,66 g de metano, CH_4 . Que pressão é exercida pela mistura dentro de um recipiente de metal de 50,0 mL a 275°C? Que pressão é contribuída pelo CHCl_3 ?

059. Uma mistura de ciclopropano-oxigênio pode ser usada como anestésico. Se as pressões parciais do ciclopropano e do oxigênio são 140 torr e 560 torr, respectivamente, qual é a razão do número de moles de ciclopropano para o número de moles de oxigênio nesta mistura? Qual é o correspondente proporção de moléculas?

060. Qual é a fração molar de cada gás em uma mistura com as pressões parciais de 0,267 atm de He, 0,317 atm de Ar e 0,277 atm de Xe?

061. Suponha que o ar não poluído tenha a composição mostrada na Tabela 12-2. (a) Calcule o número de moléculas de N_2 , de O_2 e de Ar em 1,00 L de ar a $21^\circ C$ e 1,00 atm. (b) Calcule as frações molares de N_2 , O_2 e Ar no ar.

062. Amostras individuais de O_2 , N_2 e He estão presentes em três frascos de 2,25 L. Cada um exerce uma pressão de 1,50 atm. (a) Se todos os três gases são forçados para o mesmo recipiente de 1,00 L sem mudança de temperatura, qual será a pressão resultante? (b) Qual é a pressão parcial de O_2 na mistura? (c) Quais são as pressões parciais de N_2 e He?

063. O hidrogênio foi recolhido sobre água a $20^\circ C$ e 755 torr. O volume desta amostra de gás foi de 45,3 mL. Que volume o hidrogênio seco ocuparia em STP?

064. Uma amostra de nitrogênio ocupa 447 mL nas CNTP. Se o mesmo amostra foi coletada sobre água a $25^\circ C$ e 750. torr, qual seria o volume da amostra de gás?

065. Um estudo com alpinistas que chegaram ao cume do Monte Everest sem oxigênio suplementar revelou que a pressões de O_2 e CO_2 em seus pulmões eram 35 torr e 7,5 torr, respectivamente. A pressão barométrica no cume era 253 torr. Suponha que os gases pulmonares estejam saturados com umidade a uma temperatura corporal de $37^\circ C$. Calcular a pressão parcial de gás inerte (principalmente nitrogênio) no pulmões dos alpinistas.

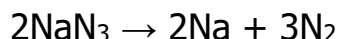
066. Um frasco de 4,00 L contendo He a 6,00 atm é conectado a um frasco de 3,00 L contendo N_2 a 3,00 atm e os gases são misturados. (a) Encontre as pressões parciais de cada gás depois de serem misturados. (b) Encontre a pressão total da mistura. (c) Qual é a fração molar de hélio?

067. Uma amostra de 3,46 litros de um gás foi coletada sobre água em um dia quando a temperatura era de $21^\circ C$ e o valor barométrico pressão foi de 718 torr. A amostra seca de gás tinha uma massa de

4,20 g. Qual é o peso molecular do gás? A 21°C a pressão de vapor da água é 18,65 torr.

Estequiometria em Reações Envolvendo Gases

068. Durante uma colisão, os airbags do automóvel são inflados pelo gás N_2 formado pela decomposição explosiva da azida de sódio, NaN_3 .



Que massa de azida de sódio seria necessária para inflar um saco de 30,0 L a uma pressão de 1,40 atm a 25°C?

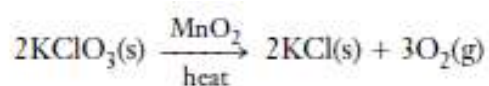
069. Assumindo que os volumes de todos os gases na reação são medidos à mesma temperatura e pressão, calcule o volume de vapor de água obtido pela reação explosiva de uma mistura de 440, mL de gás hidrogênio e 325 mL de gás oxigênio.

070. Um litro de vapor de enxofre, $S_8(g)$, a 600°C e 1,00 atm é queimado em excesso de oxigênio puro para dar gás dióxido de enxofre, SO_2 , medido na mesma temperatura e pressão. Que massa de gás SO_2 é obtida?

071. Calcule o volume de metano, CH_4 , medido em 300 K e 815 torr, que podem ser produzidos pela decomposição por bactéria de 1,00 kg de um açúcar simples.



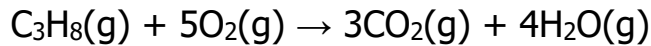
072. Uma obtenção comum de oxigênio no laboratório é:



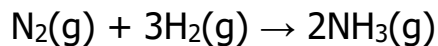
Se você estivesse projetando um experimento para gerar quatro garrafas (cada uma contendo 250, mL) de O_2 a 25°C e 755 torr e permitindo um desperdício de 25%, que massa de clorato de potássio seria necessário?

073. Muitos campistas usam pequenos fogões de propano para cozinhar as refeições. Que volume de ar (consulte a Tabela 12-2) será

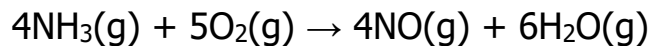
necessário para queimar 11,5 L de propano, C_3H_8 ? Considere todos os volumes de gás são medidos à mesma temperatura e pressão.



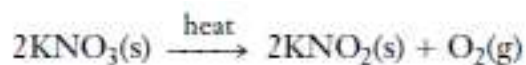
074. Se 2,00 L de nitrogênio e 5,00 L de hidrogênio reagissem, quantos litros de $NH_3(g)$ poderiam se formar? Presumir que todos os gases estão à mesma temperatura e pressão, e que o reagente limitante está esgotado.



075. Queimamos 15,00 L de amônia em 20,00 L de oxigênio a $500.^{\circ}C$. Que volume de óxido nítrico, $NO(g)$ se forma? Que volume de vapor, $H_2O(g)$, é formado? Assumir que todos os gases estão à mesma temperatura e pressão, e que o reagente limitante está esgotado.



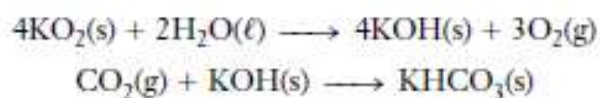
076. Que massa de KNO_3 teria que ser decomposta para produzir 21,1 L de oxigênio medido em STP?



077. Consulte o Exercício 76. Uma amostra impura de KNO_3 que tinha uma massa de 50,3 g foi aquecido até que todo o KNO_3 havia se decomposto. O oxigênio liberado ocupou 4,22 L em STP. Que porcentagem da amostra era KNO_3 ? Suponha que nenhuma impureza se decompõe para produzir oxigênio.

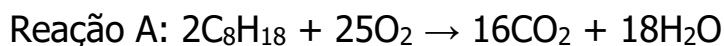
078. Aquecendo uma amostra de 5,913 g de um minério contendo um sulfeto metálico, na presença de excesso de oxigênio, produz 1,177 L de SO_2 seco, medido a $35,0^{\circ}C$ e 755 torr. Calcular a porcentagem em massa de enxofre no minério.

079. As seguintes reações ocorrem em uma máscara de gás (num aparelho respiratório) às vezes usado por mineiros. O H_2O e o CO_2 provêm do ar exalado e O_2 é inalado à medida que é produzido. KO_2 é o superóxido potássio. O CO_2 é convertido no sal sólido $KHCO_3$, hidrogenocarbonato de potássio, de modo que o CO_2 não é inalado em quantidades significativas.

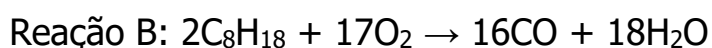


(a) Que volume de O_2 , medido nas CNTP, é produzido pela reação completa de 1,00 g de KO_2 ? (b) Qual é este volume na temperatura corporal, 37°C e 1,00 atm? (c) Que massa de KOH é produzida na parte (a)? (d) Que volume de CO_2 , medido nas CNTP, reagirá com a massa de KOH da parte (c)? (e) Qual é o volume de CO_2 na parte (d) medida a 37°C e 1,00 atm?

080. Vamos representar a gasolina como octano, C_8H_{18} . Quando o hidrocarboneto combustível queima na presença de oxigênio suficiente, o CO_2 é formado.



Mas quando o suprimento de oxigênio é limitado, o gás venenoso monóxido de carbono, CO , é formado.



Qualquer motor de automóvel, não importa quão bem ajustado, queima seu combustível por alguma combinação dessas duas reações. Suponha que um motor de automóvel está funcionando em marcha lenta em uma garagem fechada com volume de ar $97,5 \text{ m}^3$. Este motor queima 95,0% de seu combustível pela reação A, e o restante pela reação B. (a) Quantos litros de octano, densidade $0,702 \text{ g/mL}$, deve ser queimado para que o CO atinja uma concentração de $2,00 \text{ g/m}^3$? (b) Se o motor funcionando em marcha lenta queima combustível a uma taxa de $1,00 \text{ gal/h}$ ($0,0631 \text{ L/min}$), quanto tempo leva para atingir a concentração de CO em (a)?

A Teoria Cinética-Molecular e Velocidades moleculares

081. Defina a teoria cinético-molecular.

082. O raio de uma molécula típica de um gás é $2,00 \text{ \AA}$. (a) Encontre o volume de uma molécula supondo que ela seja esférica. Para uma esfera, $V = \frac{4}{3} r^3$. (b) Calcule o volume realmente ocupado por 1,00 mol dessas moléculas. (c) Se 1,0 mol deste gás ocupa $22,4 \text{ L}$, encontre a fração do volume realmente ocupado pelas moléculas. (d) Comente

a sua resposta (c) tendo em conta a resposta do exercício 081, summarize a teoria cinético-molecular de um gás ideal.

083. Como a teoria cinético-molecular explica (a) Lei de Boyle? (b) Lei de Dalton? (c) Lei de Charles?

084. As moléculas de SiH_4 são mais pesadas que as moléculas de CH_4 ; ainda de acordo com a teoria cinético-molecular, as energias cinéticas médias dos dois gases à mesma temperatura são iguais. Como isso pode ser?

085. A 22°C , as moléculas de Cl_2 têm uma velocidade rms (que não precisa calcular). A que temperatura a velocidade rms das moléculas de F_2 é a mesma?

086. (a) Como as velocidades médias das moléculas gasosas variam com temperatura? (b) Calcule a razão entre a velocidade rms de moléculas de N_2 a 100°C à velocidade rms das mesmas moléculas a $0,0^\circ\text{C}$.

087. Como as energias cinéticas médias e as velocidades médias de cada gás em uma mistura podem se comparar?

088. (a) Se você aquecer uma amostra gasosa em um recipiente de volume fixo, a pressão aumenta. Use o método da teoria cinético-molecular para explicar o aumento da pressão. (b) Se o volume de uma amostra gasosa é reduzida a temperatura constante, a pressão aumenta. Use a teoria cinético-molecular para explicar o aumento da pressão.

Gases reais e desvios da idealidade

089. O que é a equação de van der Waals? Como isso difere da equação do gás ideal?

090. Qual dos seguintes gases se espera que se comporte quase idealmente nas mesmas condições? H_2 , F_2 , HF . Qual deles seria esperado para se desviar mais do comportamento ideal? Explique as duas respostas.

091. Os efeitos da atração intermolecular nas propriedades de um gás tornam-se mais ou menos significativos se (a) o gás é comprimido a

um volume menor a uma dada temperatura? (b) mais gás é forçado no mesmo volume na mesma temperatura? (c) a temperatura do gás é elevada a pressão constante?

092. O efeito do volume molecular nas propriedades de um gás se torna mais ou menos significativo se (a) o gás é comprimido a um volume menor a temperatura constante? (b) mais gás é forçado para o mesmo volume em a mesma temperatura? (c) a temperatura do gás é elevada a pressão constante?

093. Uma amostra de gás tem um volume molar de 10,1 L a uma pressão de 745 torr e uma temperatura de 138°C. O gás comporta-se idealmente?

094. Calcule o fator de compressibilidade, $(P_{\text{real}})(V_{\text{real}})/RT$, para uma amostra de 1,00 mol de NH_3 sob as seguintes condições: em um recipiente de 500 mL a 10,0°C ele exerce uma pressão de 30,0 atm. Qual seria a pressão ideal para 1,00 mol de NH_3 a 10,0°C em um recipiente de 500, mL? Compare isso com a pressão real e considere a diferença.

095. (a) Como os gases "reais" e "ideais" diferem? (b) Sob que tipos de condições os desvios da idealidade são mais importante? Por quê?

096. Encontre a pressão de uma amostra de tetracloreto de carbono, CCl_4 , se 1,00 mol ocupa 35,0 L a 77,0°C (ligeiramente acima do seu ponto de ebulição normal). Suponha que CCl_4 obedeça (a) a lei dos gases ideais; (b) a equação de van der Waals. As constantes de van der Waals para CCl_4 são 20,39 $\text{L}^2 \text{atm/mol}^2$ e b 0,1383 L/mol.

097. Repita os cálculos do Exercício 96 usando uma amostra de gás de 3,10 mol confinada a 6,15 L a 135°C.

Exercícios mistos

098. Um estudante deve realizar um experimento de laboratório que requer a evolução e coleta de 75 mL do gás oxigênio seco a uma atmosfera e 25°C. Qual é a massa mínima de água necessária para gerar o oxigênio por eletrólise da água?

099. Um medidor de inclinação McLeod é usado para medir pressões muito baixas de gases em linhas de vácuo de vidro no laboratório. Ele

opera comprimindo um grande volume de gás a baixa pressão para um volume muito menor, de modo que a pressão é medida mais facilmente. Qual é a pressão de um gás em uma linha de vácuo se um volume de 53,3 mL do gás, quando comprimido para 0,133 mL, suporta uma coluna de 16,9 mm de mercúrio?

100. Imagine que você mora em uma cabine com volume interno de 150 m³. Em uma manhã fria, a temperatura do ar interno é de 10.°C, mas à tarde o sol aqueceu o ar da cabine a 18°C. A cabine não é selada; Portanto, a pressão interna é a mesma que a externa. Presumir que a pressão permaneça constante durante o dia. Quantos metros cúbicos de ar teriam sido forçados a sair da cabine pelo aquecimento do sol? Quantos litros?

101. Um tanque específico pode reter com segurança o gás até uma pressão de 44,3 atm. Quando o tanque contém 38,1 g de N₂ a 25°C, o gás exerce uma pressão de 10,1 atm. Qual é a temperatura mais alta à qual a amostra de gás pode ser aquecida com segurança?

102. Encontre o peso molecular do Freon-12 (um clorofluorcarbono) se 8,29 L de vapor a 200 °C e 790 torr tem uma massa de 26,8 g.

103. Um frasco de volume desconhecido foi enchido com ar a uma pressão de 3,25 atm. Este frasco foi então ligado a um balão evacuado com um volume conhecido de 5,00 L, e foi permitido que o ar se expandisse para dentro do frasco. A pressão final do ar (em ambos os frascos) foi de 2,40 atm. Calcule o volume do primeiro frasco.

104. A umidade relativa é a razão entre a pressão do vapor de água no ar seco à pressão do vapor de água no ar que está saturado com vapor de água à mesma temperatura.

Umidade Relativa

$$= \frac{\text{Pressão Parcial do Vapor de H}_2\text{O}}{\text{Pressão Parcial do Vapor de H}_2\text{O em ar Saturado}}$$

Muitas vezes essa quantidade é multiplicada por 100 para dar a porcentagem de umidade relativa. Suponha que a porcentagem de umidade relativa é de 80,0% a 91,4 °F (33,0 °C) em uma casa com um volume de 245m³. Em seguida, um ar condicionado é ligado. Devido à condensação de vapor de água nas serpentinas frias do ar condicionado, o vapor de água também é removido do ar enquanto

esfria. Depois que a temperatura do ar atingir 77,0 °F (25,0 °C), a porcentagem de umidade relativa é medida como 15,0%. (a) Que massa de água foi removido do ar da casa? (Lembrete: leve em conta a diferença na pressão de vapor de água saturada nas duas temperaturas.) (b) Que volume essa água líquida ocupa a 25°C? (Densidade da água líquida em 25,0°C 0,997 g/cm³.)

105. Um frasco de 450 ml contém 0,500 g de nitrogênio gasoso a uma pressão de 744 torr. Esses dados são suficientes para permitir que você calcule a temperatura do gás? Se não, o que está faltando? Se sim, qual é a temperatura em °C?

106. Use tanto a lei dos gases ideais quanto a equação de van der Waals para calcular a pressão exercida por um cilindro com uma amostra de amônia de 10,0 moles em um recipiente de 60,0 L a 100°C. Por qual porcentagem os dois resultados diferem?

107. Que volume de fluoreto de hidrogênio a 743 torr e 24°C será liberado pela reação de 38,3 g de difluoreto de xenônio com uma quantidade estequiométrica de água? A equação não balanceada é



Que volumes de oxigênio e xenônio serão liberados sob essas condições?

108. O cianogênio é 46,2% de carbono e 53,8% de nitrogênio em massa. A uma temperatura de 25°C e uma pressão de 750 torr, 1,00 g de gás cianogênio ocupa 0,476 L. Determine a fórmula empírica e a fórmula molecular de cianogênio.

109. As lâmpadas incandescentes contêm gases nobres, como argônio, para que o filamento dure mais. O volume aproximado de uma lâmpada de 100,0 watts é 130, cm³, e o bulbo contém 0,125 g de argônio. Quantos gramas de argônio estariam contidas em uma lâmpada de 150 watts sob a mesma condições de pressão e temperatura se o volume da lâmpada de potência maior é 180. cm³?

EXERCÍCIOS CONCEITUAIS

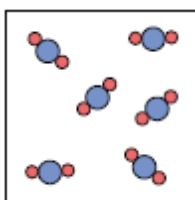
110. Foi feita uma tentativa de coletar dióxido de carbono, isolado da decomposição de um mineral contendo carbonato, borbulhando primeiro o gás através do ácido acético líquido puro. O experimento rendeu 500, mL de uma mistura gasosa de ácido acético e dióxido de carbono a 1,00 atm e 16,0°C. A pressão de vapor do ácido acético puro a 16,0°C é 400 torr. Qual deve ser a massa total do material coletado na amostra?

111. A equação do gás ideal lida com um conjunto de volume, temperatura, e condições de pressão; a lei dos gases combinados equação lida com dois conjuntos de condições. Derive a equação da lei dos gases combinados da equação dos gases ideais.

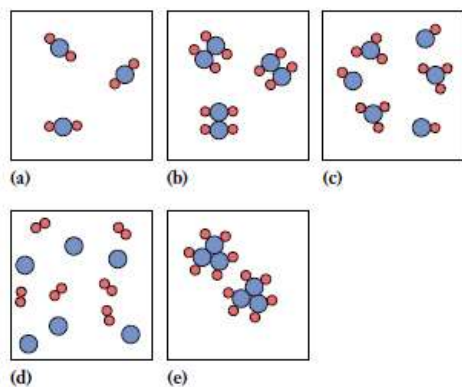
112. Redesenhe a Figura 12-12 para que ela não apenas represente a diminuição do espaço entre as moléculas à medida que o sistema é resfriado de 600 K a 300 K, mas também enfatize a variação da energia cinética.

113. Suponha que lhe pedissem para fornecer uma determinada massa de um gás especificado em um recipiente de volume fixo em uma determinada pressão e temperatura. É provável que você possa cumprir o pedido? Explique.

114. As moléculas de gás na caixa sofrem uma reação em constante temperatura e pressão.



Se o volume inicial for 1,8 L e o volume final for 0,9 L, quais das seguintes caixas podem ser produtos da reação? Explique seu raciocínio.



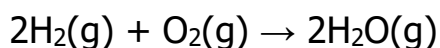
115. Use a Lei das Pressões Parciais de Dalton para ilustrar as mudanças que ocorrem na pressão parcial do composto A e a pressão total como gás B é bombeado para um sistema fechado contendo A.

116. A fração molar é uma das poucas quantidades expressas como fração. Frequentemente, por cento é usado em vez disso. Cite um exemplo anterior neste livro onde a porcentagem foi usada em vez de uma fração. Escreva uma equação que relacione fração molar e porcentagem molar.

117. Explique por que gases em alta pressão ou baixa temperatura não agem como gases ideais.

CONSTRUINDO SEU CONHECIMENTO

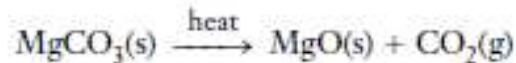
118. Um recipiente de reação de 5,00 L contém hidrogênio a uma pressão de 0,588 atm e gás oxigênio a uma pressão parcial de 0,302 atm. Qual elemento é o reagente limitante na reação a seguir?



119. Suponha que a mistura de gases do Exercício 118 seja inflamada e a reação produz o rendimento teórico do produto. Qual seria a pressão parcial de cada substância presente na mistura final?

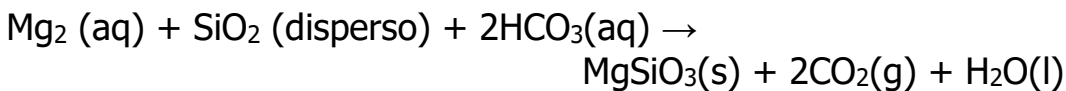
120. Uma amostra de 0,422 g de pentano, C_5H_{12} , é colocada em um frasco de reação de 4,00 L com excesso de O_2 . A mistura é então inflamada e a amostra queima com combustão completa. Quais serão as pressões parciais de CO_2 e de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ no frasco de reação se a temperatura final for 300°C ?

*121. Quando o carbonato de magnésio, MgCO_3 , é aquecido a uma alta temperatura, ele se decompõe.



Uma amostra de 20,29 gramas de carbonato de magnésio impuro é completamente decomposto a $1000.^\circ\text{C}$ em um recipiente previamente evacuado de 2,00 L. Depois que a reação foi completa, o resíduo sólido (constituído apenas por MgO e as impurezas originais) tinha uma massa de 15,90 gramas. Suponha que nenhum outro constituinte da amostra tenha produzido gás e que o volume de qualquer sólido era desprezível comparado com o volume de gás. (a) Quantos gramas de CO_2 foi produzido? (b) Qual era a pressão do CO_2 produzido? (c) Que porcentagem da amostra original era carbonato de magnésio?

122. Uma fonte natural de dióxido de carbono atmosférico são as reações de precipitação como a precipitação de silicatos nos oceanos.



Quantos gramas de silicato de magnésio seriam precipitados durante a formação de 100 L de dióxido de carbono a 30°C e 775 torr?

123. A Tabela 12-2 indica que o ar seco é 20,94% (em volume) de oxigênio. Qual é a pressão parcial de oxigênio sob as condições de STP? Dica: Para amostras gasosas, as relações molares são iguais às relações de volume.