



2C.1 A natureza dos gases	1
2C.1a A observação dos gases	1
2C.1b A pressão	1
2C.1c A lei dos gases ideais	1
2C.1d O volume molar e a densidade dos gases	2
2C.2 Os gases em misturas e reações	3
2C.2a A pressão parcial	3
2C.2b As reações de gases	4
2C.2c A estequiometria dos gases em reações	4
2C.2d As predições volume a volume	5
2C.2e As predições pressão a pressão	5
2C.3 O movimento das moléculas	6
2C.3a O modelo cinético dos gases	6
2C.3b A difusão e a efusão	7
2C.3c A distribuição das velocidades de Maxwell	7

2C.1 A natureza dos gases

O gás mais importante do planeta é a atmosfera, uma camada fina de gases presa pela gravidade à superfície da Terra. Se estivessemos longe, no espaço, em um ponto onde a Terra ficasse do tamanho de uma bola de futebol, a atmosfera pareceria ter apenas 1 mm de espessura. No entanto, essa camada fina e delicada é essencial para a vida: ela nos protege da radiação de alta energia e fornece substâncias necessárias à vida, como o oxigênio, o nitrogênio, o dióxido de carbono e a água.

Onze elementos são gases à temperatura e pressão ambientes. Muitos compostos com massa molar baixa, como o dióxido de carbono, o cloreto de hidrogênio e o metano, CH_4 , também são gases. Todas as substâncias que são gases nas temperaturas normais são moleculares, exceto os seis gases nobres, que são monoatômicos (isto é, suas moléculas são formadas por um só átomo).

2C.1a A observação dos gases

As amostras de gases suficientemente grandes para serem estudadas são exemplos de **matéria em grosso** (*bulk*), isto é, matéria formada por um número muito grande de moléculas. Suas propriedades são consequência do comportamento coletivo dessas partículas. No caso de um gás, por exemplo, quando você pressiona o êmbolo de uma bomba para encher o pneu de sua bicicleta, você sente que o ar é **compressível** — isto é, que ele pode ser confinado em um volume menor do que o inicial. O ato de reduzir o volume de uma amostra de gás é chamado de **compressão**. A observação de que os gases são mais compressíveis do que os sólidos e líquidos sugere que existe muito espaço livre entre as moléculas dos gases.

O fato de os gases serem facilmente compressíveis e preencherem o espaço disponível sugere que suas moléculas estão muito afastadas umas das outras e em movimento aleatório incessante.

2C.1b A pressão

Se você já encheu um pneu de bicicleta ou apertou um balão cheio de ar, experimentou uma força oposta vinda do ar confinado. A **pressão**, P , é a força F exercida pelo gás, dividida pela área A , sobre a qual a força é exercida:

$$P = \frac{F}{A} \quad (2C.1)$$

A pressão que um gás exerce nas paredes de um recipiente resulta das colisões de suas moléculas com elas. Quanto mais forte for a *tempestade* das moléculas sobre a superfície, maior será a força e, conseqüentemente, a pressão. Qualquer objeto na superfície da Terra é atingido continuamente por uma tempestade invisível de moléculas e que exerce uma força sobre ele. Até em um dia aparentemente tranquilo, estamos no meio de uma tempestade de moléculas.

UNIDADES

- A unidade SI de pressão é o pascal: $1 \text{ Pa} = 1 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-2}$.
- A atmosfera exerce, ao nível do mar, uma pressão de $P_{\text{atm}} = 1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa} \approx 1,01 \times 10^5 \text{ Pa}$
- A pressão padrão para a listagem de dados é definida como: $P^\circ = 1 \text{ bar} = 1 \times 10^5 \text{ Pa}$
- O uso de barômetros de mercúrio no passado levou ao uso da altura da coluna de mercúrio (em milímetros) para expressar pressão em **milímetros de mercúrio**. Essa unidade está sendo substituída pelo torr, de magnitude semelhante e definida pela relação exata: $760 \text{ Torr} = 1 \text{ atm}$

A pressão de um gás, a força que o gás exerce dividida pela área em que ela se aplica, surge dos impactos entre suas moléculas.

2C.1c A lei dos gases ideais

Para qualquer gás ideal vale a **lei dos gases ideais**:

$$PV = nRT$$

A constante R é chamada de **constante dos gases** e é *universal*, já que tem o mesmo valor para todos os gases. Em unidades SI (pressão em pascals, volume em metros cúbicos, temperatura em kelvins e quantidade em mols), R é obtido em joules por kelvin por mol:

$$R = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

para valores de volume e pressão expressos em outras unidades:

$$R = 0,0821 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} = 62,3 \frac{\text{Torr L}}{\text{K mol}}$$

A lei dos gases ideais é um exemplo de **equação de estado**, isto é, uma expressão que mostra como a pressão de uma substância se relaciona com a temperatura, o volume e a quantidade de substância na amostra.

ATENÇÃO

- Um gás hipotético que obedece à lei dos gases ideais sob todas as condições é chamado de **gás ideal**.
- Todos os gases reais obedecem à equação com precisão crescente à medida que a pressão é reduzida até chegar a zero
- A lei dos gases ideais é um exemplo de uma **lei-limite**, isto é, uma lei que só é válida dentro de certos limites, neste caso, quando $P \rightarrow 0$.
- Embora a lei dos gases ideais seja uma lei-limite, ela é, na realidade, razoavelmente correta em pressões normais, logo, podemos usá-la para descrever o comportamento de muitos gases nas condições normais.

EX. 2C.1 Cálculo da pressão de uma amostra

Uma tela de plasma possui células de $0,03 \text{ mm}^3$ contendo 10 ng de gás neônio a 34 °C .

Calcule a pressão no interior das células.

Etapa 1. Calcule a quantidade de gás neônio.

De $n = m/M$

$$n = \frac{10 \times 10^{-9} \text{ g}}{20 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5 \times 10^{-10} \text{ mol}$$

Etapa 2. Use a lei dos gases ideais.

De $PV = nRT$,

$$P = \frac{nRT}{V}$$

logo, selecionando um valor de R expresso em atm e litros,

$$P = \frac{(5 \times 10^{-10} \text{ mol}) \times (0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}) \times (307 \text{ K})}{(3 \times 10^{-8} \text{ L})}$$

$$= 0,4 \text{ atm}$$

As leis dos gases podem ser usadas, separadamente, nos cálculos em que uma só variável é alterada, como o aquecimento de uma quantidade fixa de gás sob volume constante. A lei dos gases ideais permite predições quando duas ou mais variáveis são alteradas simultaneamente.

$$\underbrace{\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1}}_{\text{condições iniciais}} = \underbrace{\frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}}_{\text{condições finais}}$$

Esta expressão é denominada **lei dos gases combinada**. Ela é uma consequência direta da lei dos gases ideais, não uma nova lei.

A lei dos gases ideais resume as relações entre a pressão, o volume, a temperatura e a quantidade de moléculas de um gás ideal e é usada para avaliar o efeito das mudanças nestas propriedades. Ela é um exemplo de lei-limite.

2C.1d O volume molar e a densidade dos gases

A lei dos gases ideais também pode ser usada para calcular o volume molar de um gás ideal sob qualquer condição de temperatura e pressão

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{nRT/P}{n} = \frac{RT}{P}$$

Em **condições normais de temperatura e pressão** (CNTP), isto é, exatamente 0 °C (273 K) e 1 atm , o volume molar de um gás ideal é $22,4 \text{ L mol}^{-1}$. A 25 °C (298 K) e 1 atm , as condições normalmente usadas para relatar dados químicos, o volume molar de um gás ideal é $24,5 \text{ L mol}^{-1}$.

A densidade de massa, d , do gás, ou simplesmente **densidade**, como em qualquer outra substância, é a massa da amostra dividida por seu volume, $d = m/V$. De modo geral, a densidade dos gases é expressa em gramas por litro. Por exemplo, a densidade do ar é aproximadamente $1,6 \text{ g L}^{-1}$ nas CNTP. A densidade é inversamente proporcional ao volume molar e, em determinada temperatura, é proporcional à pressão.

$$d = \frac{m}{V} = \frac{nM}{nV_m} = \frac{M}{V_m} = \frac{PM}{RT}$$

O QUE ESTA EQUAÇÃO REVELA?

- Em determinados valores de pressão e temperatura, quanto maior for a massa molar do gás, maior é a densidade.
- Quando a temperatura é constante, a densidade de um gás aumenta com a pressão (a pressão aumenta devido à adição de material ou à redução do volume).
- O aquecimento de um gás livre para se expandir sob pressão constante aumenta o volume ocupado pelo gás e, portanto, reduz sua densidade.

EX. 2C.2 Cálculo da massa molar de um gás a partir de sua densidade

O composto orgânico volátil geraniol é um componente do óleo de rosas. A densidade de seu vapor a 260 °C e 103 Torr é $0,48 \text{ g L}^{-1}$.

Calcule a massa molar do geraniol.

Etapa 1. Calcule a massa molar a partir da densidade.

De $d = PM/RT$

$$M = \frac{dRT}{P}$$

logo, selecionando um valor de R expresso em torr e litros,

$$M = \frac{(0,48 \frac{\text{g}}{\text{L}}) \times (62,4 \frac{\text{Torr L}}{\text{K mol}}) \times (533 \text{ K})}{(103 \text{ Torr})}$$

$$= 155 \text{ g mol}^{-1}$$

As condições normais de temperatura e pressão são 273 K e 1 atm . As concentrações molares e as densidades dos gases aumentam quando eles são comprimidos, mas diminuem quando eles são aquecidos. A densidade de um gás depende de sua massa molar.

TAB. 2C.1 Composição do ar seco ao nível do mar

Constituinte	x_j	P_j/atm
N ₂	78%	0,78
O ₂	21%	0,21
Ar	1%	0,01

2C.2 Os gases em misturas e reações

Muitos dos gases que conhecemos no dia a dia, e nos laboratórios de química, são misturas. A atmosfera, por exemplo, é uma mistura de nitrogênio, oxigênio, argônio, dióxido de carbono e muitos outros gases (Tab. 2C.1). Muitos anestésicos gasosos são misturas cuidadosamente controladas. A descrição de um gás ideal precisa ser estendida para as misturas de gases.

2C.2a A pressão parcial

Em pressões baixas, todos os gases respondem da mesma maneira a mudanças de pressão, volume e temperatura. Por isso, nos cálculos comuns sobre as propriedades físicas dos gases, não é essencial que todas as moléculas de uma amostra sejam iguais:

- Uma mistura de gases que não reagem entre si comporta-se como um único gás puro.

John Dalton foi o primeiro a mostrar como calcular a pressão de uma mistura de gases. Para entender seu raciocínio, imagine determinada quantidade de oxigênio em um recipiente na pressão de 0,6 atm. O oxigênio é, então, evacuado. Depois disso, uma quantidade de gás nitrogênio suficiente para chegar à pressão de 0,4 atm é introduzida no recipiente, na mesma temperatura. Dalton queria saber qual seria a pressão total se as mesmas quantidades dos dois gases estivessem simultaneamente no recipiente. Ele fez algumas medidas pouco precisas e concluiu que a pressão total exercida pelos dois gases no mesmo recipiente era 1,0 atm, a soma das pressões individuais.

Dalton descreveu suas observações em termos do que chamou de **pressão parcial** de cada gás, isto é, a pressão que o gás exerceria se somente ele ocupasse o recipiente. Em nosso exemplo, as pressões parciais de oxigênio e nitrogênio na mistura são 0,6 atm e 0,4 atm, respectivamente, porque essas são as pressões que os gases exercem quando cada um está sozinho no recipiente. Dalton resumiu suas observações na **lei das pressões parciais**: A pressão total de uma mistura de gases é a soma das pressões parciais de seus componentes.

Se escrevemos as pressões parciais dos gases A, B, ... como P_A , P_B , ... e a pressão total da mistura como P , então a lei de Dalton pode ser escrita como:

$$P = P_A + P_B + \dots \quad (2C.2)$$

A lei das pressões parciais só é exata para gases de comportamento ideal, mas é uma boa aproximação para quase todos os gases em condições normais.

A pressão total de um gás é o resultado do choque das moléculas contra as paredes do recipiente. Os choques ocorrem com todas as moléculas da mistura. As moléculas do gás A colidem com as paredes, assim como as do gás B. Mas se essas colisões são independentes umas das outras, então a pressão resultante final é a soma das pressões individuais, como diz a lei de Dalton.

As pressões parciais servem para descrever a composição de um gás úmido. Por exemplo, a pressão parcial do ar úmido em seus pulmões é:

$$P = P_{\text{ar seco}} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Em um recipiente fechado, que é uma boa aproximação para um pulmão, a água se vaporiza até que sua pressão parcial alcance certo valor, chamado de pressão de vapor. A pressão parcial da água na temperatura normal do corpo é 47 Torr. Portanto, a pressão parcial do ar em seus pulmões é:

$$P_{\text{ar seco}} = P - P_{\text{H}_2\text{O}} = P - 47 \text{ Torr}$$

Em um dia típico, a pressão total ao nível do mar é 760 Torr. Logo, a pressão nos seus pulmões devida a todos os gases, exceto o vapor de água, é 760 Torr – 47 Torr = 713 Torr.

EX. 2C.3 Cálculo da pressão de gás coletado sobre água

O gás óxido nitroso, N₂O, gerado na decomposição térmica do nitrato de amônio, foi coletado sobre água.



O gás úmido ocupou 126 mL em 21 °C, quando a pressão era 755 Torr.

A pressão de vapor da água é 19 Torr em 21 °C.

- Calcule a pressão parcial do N₂O coletado.
- Calcule o volume que a mesma quantidade de N₂O seco ocuparia se fosse coletado sob 755 Torr e 21 °C.

Etapa 1. Calcule a pressão parcial do N₂O.

De $P = P_{\text{N}_2\text{O}} + P_{\text{H}_2\text{O}}$

$$P_{\text{N}_2\text{O}} = 755 \text{ Torr} - 19 \text{ Torr} = 736 \text{ Torr}$$

Etapa 2. Use a lei dos gases ideais.

A mesma quantidade de gás seco é coletada sob a mesma temperatura.

De $PV = nRT$, para os mesmos T e n

$$P_{\text{úmido}} V_{\text{úmido}} = P_{\text{seco}} V_{\text{seco}}$$

logo,

$$V_{\text{seco}} = \frac{(736 \text{ Torr}) \times (126 \text{ mL})}{(755 \text{ Torr})} = 123 \text{ mL}$$

PONTO PARA PENSAR

O ar úmido é mais denso ou menos denso do que o ar seco nas mesmas condições?

Um modo útil de expressar a relação entre a pressão total de uma mistura e as pressões parciais de seus componentes é usar a **fração molar**, x , de cada componente A, B, ..., isto é, a fração do número total de mols de moléculas da amostra. Se a quantidade total de moléculas de gás presentes é n e a quantidade de moléculas de cada gás A, B, etc. presente é n_A , n_B , e assim sucessivamente, a fração molar é:

$$x_A = \frac{n_A}{n} = \frac{n_A}{n_A + n_B + \dots}$$

O mesmo acontece com as frações molares dos demais componentes. Em uma mistura binária dos gases A e B,

$$x_A + x_B = \frac{n_A}{n_A + n_B} + \frac{n_B}{n_A + n_B} = \frac{n_A + n_B}{n_A + n_B} = 1$$

Quando $x_A = 1$, a mistura é de A puro e, quando $x_B = 1$, de B puro. Quando $x_A = x_B = 0,5$, metade das moléculas é do gás A e metade do gás B. Estas definições e a lei dos gases ideais podem ser usadas para expressar a pressão parcial de um gás em termos de sua fração molar em uma mistura.

DEM. 2C.1 Relação entre pressão parcial e fração molar

Para expressar a relação entre a pressão parcial de um gás A em uma mistura e sua fração molar, utilize a lei dos gases ideais para expressar a pressão parcial, P_A , do gás em termos da quantidade de moléculas de A presentes, n_A , do volume, V , ocupado pela mistura e da temperatura, T :

$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

Como $n_A = n x_A$ (em que n é a quantidade total de todos os gases) e $P = nRT/V$,

$$P_A = \frac{n_A RT}{V} = x_A \frac{nRT}{V} = x_A P$$

O resultado é

$$P_A = x_A P \quad (2C.3)$$

em que P é a pressão total e x_A é a fração molar de A na mistura.

Um fator importante mas sutil é que, enquanto Dalton definiu pressão parcial como a pressão que um gás exerceria sozinho no interior de um recipiente, a abordagem moderna consiste em usar a equação $P_A = x_A P$ como definição da pressão parcial de *gases ideais e reais*. Por exemplo, para uma mistura binária de qualquer gás,

$$P_A + P_B = x_A P + x_B P = P \quad (2C.4)$$

EX. 2C.4 Cálculo da pressão parcial

Uma amostra de 1 g de ar seco compõe-se quase completamente de 0,78 g de nitrogênio e 0,22 g de oxigênio. A pressão total é 5 atm

Calcule as pressões parciais de nitrogênio e oxigênio.

Etapa 1. Converta as massas em quantidade usando a massa molar.

De $n = m/M$

$$n_{N_2} = \frac{0,78 \text{ g}}{28 \text{ g mol}^{-1}} = 28 \text{ mmol}$$

$$n_{O_2} = \frac{0,22 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}} = 7 \text{ mmol}$$

Etapa 2. Calcule a quantidade total de moléculas de gás.

De $n = n_{N_2} + n_{O_2}$

$$n = 28 \text{ mmol} + 7 \text{ mmol} = 35 \text{ mmol}$$

Etapa 3. Calcule as frações molares

De $x_A = n_A/n$

$$x_{N_2} = \frac{28 \text{ mmol}}{35 \text{ mmol}} = 0,8$$

$$x_{O_2} = \frac{7 \text{ mmol}}{35 \text{ mmol}} = 0,2$$

Etapa 4. Calcule a pressão parcial usando a pressão total e a fração molar.

$P_A = x_A P$

$$P_{N_2} = 0,8 \times 5 \text{ atm} = 4 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = 0,2 \times 5 \text{ atm} = 1 \text{ atm}$$

A pressão parcial de um gás é a pressão que ele exerceria se ocupasse sozinho o recipiente. A pressão total de uma mistura de gases é a soma das pressões parciais de seus componentes. A pressão parcial de um gás está relacionada à pressão total pela fração molar: $P_A = x_A P$.

2C.2b As reações de gases

Muitas reações químicas têm gases como reagentes ou produtos. Conhecer a lei dos gases ideais permite acompanhar as quantidades de gás produzidas ou consumidas ao monitorar sua temperatura, sua pressão e seu volume. Esses cálculos podem ser usados independentemente de o gás ser um componente de uma mistura gasosa ou o único gás no recipiente.

2C.2c A estequiometria dos gases em reações

Suponha que você precise conhecer o volume de dióxido de carbono produzido quando um combustível queima ou o volume de oxigênio necessário para reagir com uma determinada massa de hemoglobina nos glóbulos vermelhos do sangue. Para responder a esse tipo de pergunta, você pode combinar os cálculos de mol a mol com a conversão de mols de moléculas de gás ao volume que elas ocupam.

EX. 2C.5 Cálculo do volume de gás que pode ser obtido de uma dada massa de reagente

O superóxido de potássio, KO_2 , pode ser usado como purificador de ar, porque esse composto reage com o dióxido de carbono e libera oxigênio



Calcule a massa de KO_2 necessária para a obtenção de 168 L de oxigênio em CNTP.

Etapa 1. Converta o volume de oxigênio em quantidade utilizando o volume molar.

O volume molar em CNTP é $22,4 \text{ L mol}^{-1}$

$$n_{O_2} = \frac{168 \text{ L}}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = 7,5 \text{ mol}$$

Etapa 2. Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de O_2 na quantidade de KO_2 .

$$n_{KO_2} = 7,5 \text{ mol} \times \frac{4}{3} = 10 \text{ mol}$$

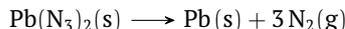
Etapa 3. Converta a quantidade de KO_2 em massa utilizando sua massa molar.

De $m = nM$

$$m_{KO_2} = 10 \text{ mol} \times 71 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 710 \text{ g}$$

Quando líquidos ou sólidos reagem para formar um gás, o volume pode aumentar de forma considerável. Os volumes molares dos gases estão próximos de 25 L mol^{-1} nas condições ambiente, ao passo que os líquidos e os sólidos só ocupam algumas dezenas de mililitros por mol. O volume molar da água líquida, por exemplo, é somente 18 mL mol^{-1} a 25°C . Em outras palavras, 1 mol de moléculas de gás em 25°C e 1 atm ocupa um volume aproximadamente mil vezes maior do que 1 mol de moléculas de um líquido ou sólido típico.

O aumento do volume durante a formação de produtos gasosos em uma reação química é ainda maior se várias moléculas de gás são produzidas por molécula de reagente, como no caso da formação de CO e CO_2 a partir de um combustível sólido. A azida de chumbo(II), $Pb(N_3)_2$, um detonador para explosivos, libera um volume grande de gás nitrogênio quando sofre um golpe mecânico, produzindo a reação:



Uma explosão do mesmo tipo, com azida de sódio, NaN_3 , é usada nos airbags de automóveis. A liberação explosiva de nitrogênio é detonada eletricamente quando o veículo desacelera abruptamente durante uma colisão.

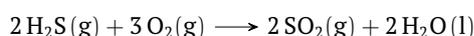
O volume molar (na temperatura e pressão especificadas) é usado para converter a quantidade de um reagente ou produto de uma reação química em um volume de gás.

2C.2d As previsões volume a volume

Como o volume é proporcional à quantidade, os cálculos estequiométricos podem ser feitos diretamente com o volume quando os reagentes e produtos estão nas mesmas condições de temperatura e pressão.

EX. 2C.6 Cálculo do volume de reagente necessário para gerar um dado volume total de produtos

Um volume de oxigênio e um volume de ácido sulfídrico, ambos nas mesmas condições de temperatura e pressão e totalizando 22 L, são misturados. Ocorre a reação:



Após a reação completa, os produtos da reação, quando nas condições iniciais de pressão e temperatura, ocupam um volume de 10 L.

Calcule volume inicial de ácido sulfídrico.

Etapa 1. Elabore uma tabela de reação.

	H_2S	O_2	SO_2
início	V	$22 - V$	0
reação	$-V$	$-\frac{3}{2}V$	$+V$
final	0	$22 - \frac{5}{2}V$	V

Etapa 2. Insira os valores da tabela na expressão do volume total.

$$\text{De } V_{\text{total}} = V_{H_2S} + V_{O_2} + V_{SO_2}$$

$$V_{\text{total}} = \left(22L - \frac{5}{2}V\right) + V = 22L - \frac{3}{2}V$$

Etapa 3. Calcule o volume inicial de ácido sulfídrico igualando o volume total a 10 L.

$$\text{De } V_{\text{total}} = 22L - \frac{3}{2}V = 10L$$

$$V = 8L$$

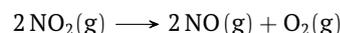
Em um cálculo volume a volume, elabore uma tabela de reação dos volumes, aplicando relação estequiométrica para obter a quantidade desejada.

2C.2e As previsões pressão a pressão

Assim como nas previsões volume a volume, como a pressão também é proporcional à quantidade, os cálculos estequiométricos podem ser feitos diretamente com a pressão quando os reagentes e produtos estão no mesmo volume e na mesma temperatura.

EX. 2C.7 Cálculo da pressão total de produtos obtida de uma dada pressão de reagente

O dióxido de nitrogênio, NO_2 , sofre decomposição quando aquecido, formando óxido nítrico, NO , e oxigênio:



Um cilindro contendo 5 atm de NO_2 e 1 atm de argônio, um gás inerte, é aquecido e parte do NO_2 se decompõe. A pressão final no cilindro é 8 atm.

Calcule a fração de dióxido de nitrogênio que reagiu.

Etapa 1. Elabore uma tabela de reação.

	NO_2	NO	O_2
início	5	0	0
reação	$-P$	$+P$	$+\frac{1}{2}P$
final	$5 - P$	P	$\frac{1}{2}P$

Etapa 2. Insira os valores da tabela e do gás inerte na expressão da pressão total.

$$\text{De } P_{\text{total}} = P_{\text{NO}_2} + P_{\text{NO}} + P_{\text{O}_2} + P_{\text{Ar}}$$

$$P_{\text{total}} = (5 \text{ atm} - P) + P + \frac{1}{2}P + 1 \text{ atm} = 6 \text{ atm} + \frac{1}{2}P$$

Etapa 3. Calcule a pressão de NO_2 que reagiu, P , igualando a pressão total a 8 atm.

$$\text{De } P_{\text{total}} = 6 \text{ atm} + \frac{1}{2}P = 8 \text{ atm}$$

$$P = 4 \text{ atm}$$

Etapa 4. Divida a pressão de NO_2 que reagiu, P , pela pressão inicial de NO_2 , 5 atm, para calcular a fração de dióxido de nitrogênio que reagiu.

$$\text{De } f = P/P_{\text{NO}_2, \text{inicial}}$$

$$f = \frac{1 \text{ atm}}{5 \text{ atm}} = 80\%$$

ATENÇÃO

Nos cálculos de pressão a pressão, é importante lembrar de considerar a contribuição de gases inertes à reação na pressão total.

Em um cálculo pressão a pressão, elabore uma tabela de reação das pressões, aplicando relação estequiométrica para obter a quantidade desejada.

2C.3 O movimento das moléculas

Os resultados empíricos resumidos pelas leis dos gases sugerem um modelo em que um gás ideal é formado por moléculas muito espaçadas, que não interagem entre si e que estão em movimento incessante e aleatório, com velocidades médias que aumentam com a temperatura. Este modelo é detalhado em duas etapas neste tópico. Primeiramente, as medidas experimentais da velocidade com que os gases viajam de uma região para outra são usadas para obter informações sobre as velocidades médias das moléculas. Em seguida, essas informações são empregadas para expressar quantitativamente o modelo.

2C.3a O modelo cinético dos gases

O **modelo cinético**, ou *teoria cinética molecular*, é um modelo de gás ideal que explica as leis dos gases e o comportamento da efusão e pode ser usado para fazer previsões numéricas. Ele é baseado nas seguintes suposições:

1. Um gás é uma coleção de moléculas em movimento aleatório contínuo.
2. As moléculas de um gás são pontos muito pequenos.
3. As partículas se movem em linha reta até colidirem.
4. As moléculas não influenciam umas às outras, exceto durante as colisões.
5. As colisões são elásticas.

A quarta hipótese significa que o modelo exige que não existam forças de atração ou repulsão entre as moléculas do gás ideal, exceto durante as colisões instantâneas. Uma colisão é *elástica* se a energia cinética total das moléculas em colisão permanece invariável durante o fenômeno.

No modelo cinético dos gases, as moléculas são consideradas sempre muito separadas e em movimento aleatório constante. Elas se deslocam sempre em linha reta, mudando de direção apenas quando colidem com a parede do recipiente ou com outra molécula. As colisões mudam a velocidade e a direção das moléculas, como bolas em um jogo de sinuca molecular tridimensional. O modelo cinético de um gás permite obter a relação quantitativa entre a pressão e as velocidades das moléculas:

$$PV = \frac{1}{3}nMv_{\text{rms}}^2$$

em que n é a quantidade (em mols) de moléculas de gás, M é sua massa molar e v_{rms} é a raiz quadrada da velocidade quadrática média das moléculas (a raiz quadrada da média dos quadrados das velocidades). Se existem N moléculas na amostra cujas velocidades são, em algum momento, v_1, v_2, \dots, v_N , a raiz quadrada da velocidade quadrática média é:

$$v_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2}{N}}$$

A lei dos gases ideais pode agora ser usada para calcular a velocidade quadrática média das moléculas de um gás.

$$v_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad (2C.5)$$

Esta equação importante serve para encontrar a raiz quadrada da velocidade quadrática média das moléculas em fase gás em qualquer temperatura. Ela também pode ser reescrita para enfatizar que, para um gás, a temperatura é uma medida da velocidade média das moléculas.

$$T = \frac{Mv_{\text{rms}}^2}{3R}$$

Isto é, a *temperatura de um gás é proporcional à velocidade média de suas moléculas*.

EX. 2C.8 Cálculo da raiz quadrada da velocidade quadrática média das moléculas de um gás

Calcule a raiz quadrada da velocidade quadrática média das moléculas de nitrogênio em 20 °C.

Etapa 1. Use a equação da raiz quadrada da velocidade quadrática média das moléculas de um gás.

$$\text{De } v_{\text{rms}} = \sqrt{3RT/M}$$

$$v_{\text{rms}} = \left(\frac{3 \times 8,3 \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \times 293 \text{ K}}{2,8 \times 10^{-2} \frac{\text{kg}}{\text{mol}}} \right)^{1/2} = 511 \text{ m s}^{-1}$$

O modelo cinético dos gases é coerente com a lei dos gases ideais e produz uma expressão para a raiz quadrada da velocidade quadrática média das moléculas. A raiz quadrada da velocidade quadrática das moléculas de um gás é proporcional à raiz quadrada da temperatura.

2C.3b A difusão e a efusão

A observação de dois processos, a difusão e a efusão, fornece resultados que mostram como as velocidades médias das moléculas dos gases se relacionam com a massa molar e a temperatura.

- A **difusão** é a dispersão gradual de uma substância em outra substância

Ocorre difusão quando, por exemplo, um cilindro de criptônio é aberto em uma atmosfera de neônio. A difusão explica a expansão dos perfumes e dos feromônios pelo ar. Ela também ajuda a manter aproximadamente uniforme a composição da atmosfera.

- A **efusão** é a fuga de um gás para o vácuo através de um orifício pequeno.

Ocorre efusão sempre que um gás está separado do vácuo por uma barreira porosa — uma barreira que contém orifícios microscópicos — ou por uma única abertura muito pequena. O gás escapa pela abertura porque ocorrem mais colisões com o orifício do lado de alta pressão do que do lado de baixa pressão e, conseqüentemente, passam mais moléculas da região de alta pressão para a região de baixa pressão do que na direção oposta. A efusão é examinada nesta seção, mas os aspectos discutidos são válidos também para a difusão.

A velocidade de efusão é proporcional à velocidade média das moléculas do gás porque ela determina a velocidade com que as moléculas se aproximam do furo. Portanto, podemos concluir que:

$$\text{velocidade de efusão} \propto v_{\text{rms}} \propto \sqrt{\frac{T}{M}} \quad (2C.6)$$

Essa observação é hoje conhecida como a **lei da efusão de Graham**:

- A velocidade de efusão de um gás é proporcional à raiz quadrada da temperatura e inversamente proporcional à raiz quadrada de sua massa molar.

PONTO PARA PENSAR

Por que as moléculas mais pesadas difundem mais lentamente do que as moléculas leves na mesma temperatura?

Se a lei de Graham fosse escrita para dois gases, A e B, com massas molares M_A e M_B e uma equação fosse então dividida pela outra, as constantes de proporcionalidade se cancelariam e o resultado seria:

$$\frac{\text{velocidade de efusão de A}}{\text{velocidade de efusão de B}} = \sqrt{\frac{T_A/M_A}{T_B/M_B}} = \sqrt{\frac{T_A}{T_B} \frac{M_B}{M_A}} \quad (2C.7)$$

Como os tempos necessários para que as mesmas quantidades (em números ou mols de moléculas) das duas substâncias efundam por uma pequena abertura são inversamente proporcionais às velocidades com que efundem, o tempo necessário para determinada substância efundir através de um orifício é diretamente proporcional à raiz quadrada de sua massa molar. Portanto, a seguinte expressão é equivalente à Eq. 2C.7:

$$\frac{\text{tempo de efusão de A}}{\text{tempo de efusão de B}} = \sqrt{\frac{T_B M_A}{T_A M_B}} \quad (2C.8)$$

Esta relação pode ser usada para estimar a massa molar de uma substância comparando o tempo necessário para a efusão da substância desconhecida com o tempo necessário para a efusão da mesma quantidade de uma substância de massa molar conhecida.

EX. 2C.9 Cálculo da massa molar por comparação de tempo de efusão

São necessários 40 s para 30 mL de argônio efundirem por uma barreira porosa. O mesmo volume de vapor de um composto volátil extraído de esponjas do Caribe leva 120 s para efundir pela mesma barreira nas mesmas condições.

Calcule a massa molar do composto.

Etapa 1. Use a lei de Graham para comparar os tempos de efusão de dois compostos diferentes na mesma temperatura.

$$\text{De } t_X/t_{\text{Ar}} = \sqrt{M_X/M_{\text{Ar}}}$$

$$M_X = M_{\text{Ar}} \left(\frac{t_X}{t_{\text{Ar}}} \right)^2$$

logo,

$$M_X = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \left(\frac{120 \text{ s}}{40 \text{ s}} \right)^2 = 360 \text{ g mol}^{-1}$$

A velocidade média das moléculas de um gás é diretamente proporcional à raiz quadrada da temperatura e inversamente proporcional à raiz quadrada da massa molar.

2C.3c A distribuição das velocidades de Maxwell

Embora muito útil, a Eq. 2C.5 dá somente a raiz quadrada da velocidade quadrática média das moléculas de um gás. As moléculas têm velocidades que podem variar muito. Além disso, uma molécula pode quase parar quando colide com outra e, no instante seguinte, ser ser golpeada por outra molécula e mover-se na velocidade do som. Uma molécula sofre vários bilhões de mudanças de velocidade e direção a cada segundo.

A fórmula usada para calcular a fração de moléculas de gás que têm uma determinada velocidade, v , em um dado momento foi originalmente derivada do modelo cinético pelo cientista escocês James Clerk Maxwell. Ele obteve a **distribuição de velocidades de Maxwell**.

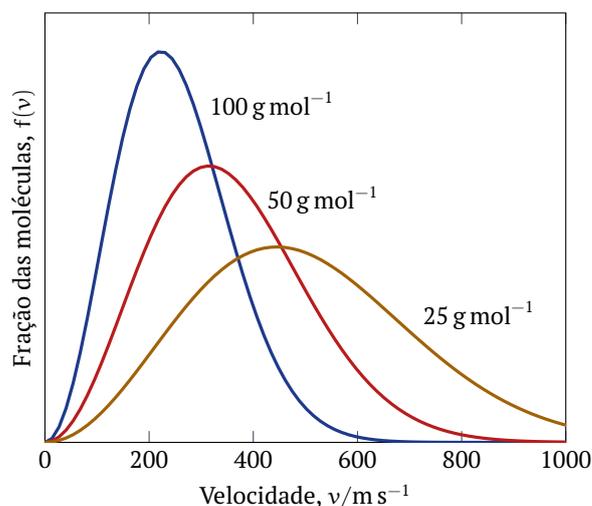


FIG. 2C.1 Distribuição de Maxwell para uma única substância em diferentes temperaturas. Quanto mais alta for a temperatura, maior será a velocidade média e mais amplo será o intervalo de velocidades.

A Fig. 2C.1 mostra um gráfico da distribuição de Maxwell em função da velocidade para vários gases. Pode-se ver que as moléculas pesadas (com massa molar 100 g mol^{-1} , por exemplo) viajam com velocidades próximas de seus valores médios. As moléculas leves (20 g mol^{-1} , por exemplo) têm não somente velocidades médias maiores, como também uma faixa maior de velocidades. Algumas moléculas de gases que têm massas molares pequenas têm velocidades tão altas que podem escapar da força gravitacional de planetas pequenos e sair para o espaço. Consequentemente, moléculas de hidrogênio e átomos de hélio, que são muito leves, são muito raros na atmosfera da Terra, mas são abundantes em planetas de massa muito grande, como Júpiter.

Um gráfico da distribuição de Maxwell para o mesmo gás em várias temperaturas mostra que a velocidade média cresce quando a temperatura aumenta (Fig. 2C.2), conforme esperado com base nas observações do comportamento de difusão e efusão, mas as curvas também mostram que a distribuição de velocidades se amplia com o aumento da temperatura. Em baixas temperaturas, a maior parte das moléculas tem velocidades próximas de sua velocidade média. Em temperaturas altas, uma grande proporção delas tem velocidades muito diferentes de suas velocidades médias. Como a energia cinética de uma molécula em um gás é proporcional ao quadrado de sua velocidade, a distribuição das energias cinéticas moleculares é semelhante.

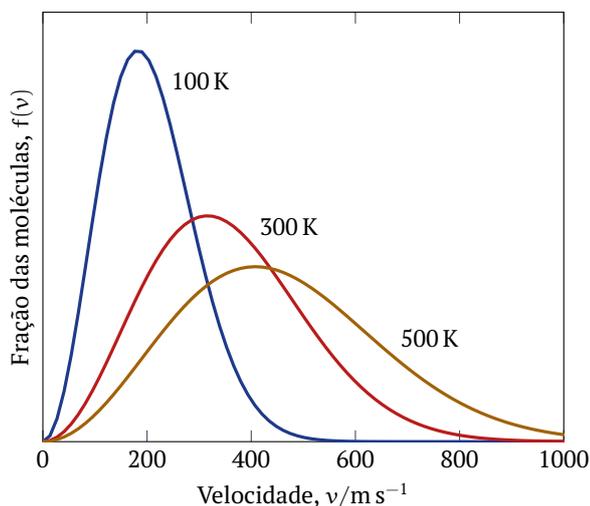


FIG. 2C.2 Faixa de velocidades das moléculas de três gases, conforme a distribuição de Maxwell. Todas as curvas correspondem à mesma temperatura. Quanto maior for a massa molar, menor será a velocidade média e mais estreito será o intervalo de velocidades.

As moléculas de todos os gases têm uma ampla faixa de velocidades. Quando a temperatura cresce, a raiz quadrada da velocidade quadrática média e a faixa de velocidades aumentam.

Nível I

2C.01 Um motor de automóvel mal regulado, em marcha lenta, pode liberar até 1 mol de CO por minuto na atmosfera.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do volume de CO emitido por minuto em 27°C e 1 atm.

- A** 17 L min^{-1} **B** 25 L min^{-1} **C** 37 L min^{-1}
D 55 L min^{-1} **E** 81 L min^{-1}

2C.02 Um balão atmosférico está cheio de gás hélio de 20°C e 1 atm. O volume do balão é 250 L. Quando o balão sobe até uma camada de ar onde a temperatura é -30°C , o volume se expande até 800 L.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão atmosférica nesse ponto.

- A** 0,086 atm **B** 0,11 atm **C** 0,15 atm
D 0,2 atm **E** 0,26 atm

2C.03 Uma amostra de gás metano, CH_4 , foi aquecida lentamente na pressão contante de 0,9 bar. O volume do gás foi medido em diferentes temperaturas e um gráfico do volume em função da temperatura foi construído.

A inclinação da reta foi $2,9 \times 10^{-4} \text{ L K}^{-1}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa da amostra de metano.

- A** 0,05 g **B** 0,073 g **C** 0,11 g
D 0,16 g **E** 0,23 g

2C.04 Um cilindro aberto de paredes rígidas contendo gás butano, C_4H_{10} , foi aquecido lentamente de 27°C até 127°C .

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de ar que saiu do recipiente.

- A** 21% **B** 25% **C** 30% **D** 75% **E** 79%

2C.05 O fármaco crisarobina foi isolado de plantas usadas pelos curandeiros da etnia *Zuni* para tratar doenças de pele. Em 210°C e 64 Torr, uma amostra do vapor de crisarobina tem densidade $0,51 \text{ g L}^{-1}$.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa molar da crisarobina.

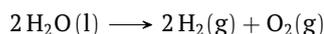
- A** 143 g mol^{-1} **B** 240 g mol^{-1} **C** 402 g mol^{-1}
D 674 g mol^{-1} **E** 1130 g mol^{-1}

2C.06 Um composto usado na fabricação de filmes de plástico é composto por 25% de C, 2% de H e 73% de Cl em massa. O armazenamento de 3,5 g do gás do composto em um recipiente de 750 mL, em 7°C , resulta em uma pressão de 1,1 atm.

Assinale a alternativa com a fórmula molecular do composto.

- A** CH_2Cl_2 **B** $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$ **C** $\text{C}_3\text{H}_8\text{Cl}_2$
D $\text{C}_5\text{H}_3\text{Cl}_5$ **E** $\text{C}_4\text{H}_4\text{Cl}_4$

2C.07 Alguns estudantes que coletavam os gases hidrogênio e oxigênio da eletrólise da água não conseguiram separar os dois gases:



A pressão total da mistura seca é 720 Torr.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão parcial de hidrogênio na mistura.

- A** 276 Torr **B** 480 Torr **C** 833 Torr
D 1450 Torr **E** 2510 Torr

2C.08 Uma amostra de oxigênio foi coletada sobre água em um balão de 1 L em 27 °C e 745 Torr e fica saturada com vapor d'água.

Nesta temperatura, a pressão de vapor da água é 25 Torr.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa de gás oxigênio coletada.

- A** 29 mg **B** 47 mg **C** 76 mg
D 123 mg **E** 199 mg

2C.09 Alguns mergulhadores estão explorando um naufrágio e desejam evitar a narcose associada à respiração de nitrogênio sob alta pressão. Eles passaram a usar uma mistura de neônio-oxigênio que contém 141 g de oxigênio e 335 g de neônio. A pressão nos tanques de gás é 50 atm.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão parcial de oxigênio nos tanques.

- A** 2,8 atm **B** 3,9 atm **C** 5,5 atm
D 7,8 atm **E** 11 atm

2C.10 Um aparelho inclui um frasco de 4 L, que contém gás nitrogênio em 25 °C e 803 kPa, unido por uma válvula a um frasco de 10 L que contém gás argônio em 25 °C e 47,2 kPa. Quando a válvula é aberta, os gases misturam-se.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão total da mistura de gases.

- A** 154 kPa **B** 260 kPa **C** 438 kPa
D 736 kPa **E** 1240 kPa

2C.11 Um balão de 1 L é preenchido com gás nitrogênio em 15 °C e 0,5 bar. Então, 0,1 mol de O₂ são adicionados ao balão e os gases se misturam. Em seguida, uma torneira se abre para permitir a saída de 0,02 mol de moléculas.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão parcial do oxigênio na mistura final.

- A** 0,79 bar **B** 1 bar **C** 1,3 bar
D 1,6 bar **E** 2 bar

2C.12 Uma mistura gasosa é composta por 80% de metano, CH₄, 10% de etano, C₂H₆, 5% de propano, C₃H₈, e 5% de nitrogênio em volume. Todos os átomos de carbono da mistura são convertidos em butadieno, C₄H₆.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa de C₄H₆ formada a partir de 100 g da mistura gasosa.

- A** 80 g **B** 126 g **C** 200 g **D** 316 g **E** 499 g

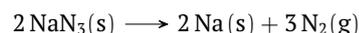
2C.13 Por meio de uma série de etapas enzimáticas do processo de fotossíntese, o dióxido de carbono e a água produzem glicose e oxigênio:



Assinale a alternativa que mais se aproxima do volume de CO₂, ajustado para 25 °C e 1 atm, para produzir 1 g de glicose.

- A** 255 mL **B** 455 mL **C** 810 mL
D 1440 mL **E** 2570 mL

2C.14 Os *airbags* de automóveis contém cristais de azida de sódio, NaN₃, que, durante uma colisão, decompõem-se rapidamente para dar gás nitrogênio e o metal sódio:

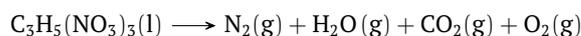


O gás nitrogênio liberado no processo infla instantaneamente o *airbag*.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa de azida de sódio necessária para gerar gás nitrogênio suficiente para encher um *airbag* de 57 L, em 1,37 atm e 25 °C.

- A** 86 g **B** 140 g **C** 228 g **D** 372 g **E** 605 g

2C.15 A nitroglicerina é um líquido sensível ao choque, que detona conforme a equação:



Assinale a alternativa que mais se aproxima do volume total de gases produzido, em 88,5 kPa e 175 °C, na detonação de 454 g de nitroglicerina.

- A** 347 L **B** 610 L **C** 1070 L
D 1880 L **E** 3310 L

2C.16 Uma amostra de 500 mg de sódio metálico foi colocada em um balão contendo água em um dia em que a pressão atmosférica era 758 Torr. O sódio reagiu completamente com a água para produzir 137 mL de uma mistura de gás hidrogênio e vapor d'água a 24 °C.

Nesta temperatura, a pressão parcial da água é 24 Torr.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pureza da amostra de sódio.

- A** 50% **B** 60% **C** 70% **D** 80% **E** 90%

2C.17 Uma amostra de 1,26 g de nitropenta, $C_5H_8N_4O_{12}$, um explosivo plástico, é detonada num vaso fechado resistente de 50 mL, pressurizado com quantidade estequiométrica de oxigênio puro a 300 K.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão inicial dos gases no vaso.

- A** 1,0 atm **B** 1,5 atm **C** 2,0 atm
D 2,5 atm **E** 3,0 atm

2C.18 A nitrotriazolona, NTO, $C_2H_2N_4O_3$, vem sendo testada como uma nova e mais segura alternativa ao TNT como material energético em sistemas de armas.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do volume de ar necessário para a combustão completa de 13 g de NTO em 25 °C e 1 atm.

- A** 3 L **B** 4,2 L **C** 6 L **D** 8,5 L **E** 12 L

2C.19 Um cilindro com 10 mL de um hidrocarboneto foi conectado a outro cilindro contendo 350 mL de ar sob as mesmas condições de temperatura e pressão. A reação de combustão foi iniciada por uma descarga elétrica.

Ao final da reação, o vapor de água foi liquefeito, diminuindo o volume de gás para 345 mL. Em seguida, a mistura foi passado por um leito de NaOH e o volume de gás diminui para 325 mL. Todo processo ocorreu em temperatura constante.

Assinale a alternativa com a fórmula empírica do hidrocarboneto.

- A** C_2H_2 **B** C_2H_3 **C** C_2H_4 **D** C_3H_3 **E** C_3H_6

2C.20 Uma mistura gasosa é composta por monóxido de carbono, CO, metano, CH_4 , e propano, C_3H_8 . Quando de 50 mL dessa mistura foram queimados com excesso de oxigênio, 70 mL de dióxido de carbono foram produzidos.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração de propano na amostra.

- A** 10% **B** 15% **C** 20% **D** 25% **E** 30%

2C.21 Um balão de 5 L foi evacuado e 44 g de N_2O_4 foram admitidos em -196 °C (nessa temperatura, este composto é um sólido incolor). A amostra foi aquecida até 25 °C e, no processo, o N_2O_4 se vaporiza e se dissocia parcialmente para formar o gás NO_2 . A pressão cresce lentamente e se estabiliza em 3 atm.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração molar de N_2O_4 quando a pressão se estabiliza.

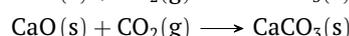
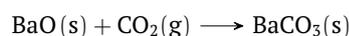
- A** 0,3 **B** 0,4 **C** 0,5 **D** 0,6 **E** 0,7

2C.22 Considere um recipiente de paredes reforçadas com um dessecante granulado no fundo. Nesse recipiente, previamente evacuado, introduz-se 0,7 atm de uma mistura de hidrogênio e argônio a 20 °C. Excesso de oxigênio é adicionado à mistura até que a pressão passe ao valor de 1 atm. A reação se completa e a mistura é resfriada até 20 °C, sendo a pressão final de 0,85 atm.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração molar de hidrogênio na mistura inicial.

- A** 7% **B** 14% **C** 21% **D** 28% **E** 35%

2C.23 Um químico pesou 5,14 g de uma mistura de óxido de bário, BaO, e óxido de cálcio, CaO é colocada em um recipiente de 1,5 L contendo CO_2 em 30 °C e 750 Torr. Ocorrem as reações:



Ao final da reação, a pressão de CO_2 no recipiente era 230 Torr.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de CaO na mistura inicial.

- A** 7,8% **B** 11% **C** 15% **D** 22% **E** 31%

2C.24 Um reator fechado de 112 L contendo gás oxigênio em CNTP foi alimentado com 60 g de grafite. A reação de combustão foi iniciada e o grafite foi integralmente queimado, formando uma mistura de CO e CO_2 . A temperatura é mantida constante e a pressão aumenta em 20% ao final do processo.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão parcial de gás carbônico no reator após a reação.

- A** 0,2 atm **B** 0,4 atm **C** 0,6 atm
D 0,8 atm **E** 1,0 atm

2C.25 Um hidrocarboneto foi queimado em um reator fechado. Os gases da exaustão foram coletados em um vaso 375 K, atingindo a pressão de 1,51 atm com densidade de $1,391\text{ g L}^{-1}$.

Assinale a alternativa com a fórmula molecular do composto.

- A** CH_4 **B** C_2H_4 **C** C_2H_6 **D** C_4H_8 **E** C_4H_{12}

2C.26 Uma mistura equimolar dos gases SO_2 e O_2 , com certa quantidade de He é carregada em um cilindro equipado com um pistão. A densidade da mistura é 2 g L^{-1} em 0 °C e 1 atm. O SO_2 reage completamente com O_2 para formar SO_3 .

Assinale a alternativa que mais se aproxima da densidade da mistura gasosa ao final da reação.

- A** $1,2\text{ g L}^{-1}$ **B** $1,5\text{ g L}^{-1}$ **C** 2 g L^{-1}
D $2,5\text{ g L}^{-1}$ **E** $3,2\text{ g L}^{-1}$

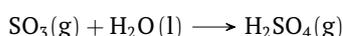
2C.27 O eugenol, composto responsável pelo odor do cravo-da-índia, foi analisado em laboratório:

- Uma amostra de 115 mg de foi colocada em um balão evacuado de volume 500 mL, em 280 °C. A pressão exercida pelo eugenol no balão, nessas condições, foi 48 Torr.
- A análise por combustão de uma amostra de 18,8 mg formou 50 mg de dióxido de carbono e 12,4 mg de água.

Determine a fórmula molecular do eugenol.

2C.28 Uma mistura gasosa é formada por oxigênio, dióxido de enxofre e trióxido de enxofre. A mistura apresenta 25% em massa e 25% em volume de dióxido de enxofre.

A mistura é passada por um leito catalítico de pentóxido de vanádio, convertendo 60% do SO_2 em SO_3 . Um cilindro contendo 1 m^3 da mistura resultante em CNTP é posto para reagir com água:



Todo trióxido de enxofre foi convertido em ácido sulfúrico.

- Determine** a fração mássica de SO_3 na mistura gasosa inicial.
- Determine** a densidade da mistura gasosa.
- Determine** a massa de ácido sulfúrico puro obtida.

2C.29 Um composto leva 2,7 vezes mais tempo para efundir por uma rolha porosa do que a mesma quantidade de XeF_2 nas mesmas condições.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa molar do composto.

- A** $0,99 \text{ kg mol}^{-1}$ **B** $1,2 \text{ kg mol}^{-1}$ **C** $1,5 \text{ kg mol}^{-1}$
D $1,8 \text{ kg mol}^{-1}$ **E** $2,2 \text{ kg mol}^{-1}$

2C.30 Um hidrocarboneto de fórmula empírica C_2H_3 levou 349 s para efundir por uma rolha porosa. Nas mesmas condições de temperatura e pressão, são necessários 210 s para que ocorra a efusão da mesma quantidade de átomos de argônio.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fórmula molecular do hidrocarboneto.

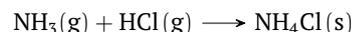
- A** C_4H_6 **B** C_8H_{12} **C** $\text{C}_{12}\text{H}_{18}$
D $\text{C}_{16}\text{H}_{24}$ **E** $\text{C}_{20}\text{H}_{30}$

2C.31 Em um estudo sobre a turbulência causada pelas turbinas de aviões a jato, a raiz quadrada das velocidades quadráticas médias das moléculas de nitrogênio em um túnel de vento era 495 m s^{-1} .

Assinale a alternativa que mais se aproxima da temperatura no interior do túnel.

- A** 95 K **B** 160 K **C** 270 K **D** 455 K **E** 768 K

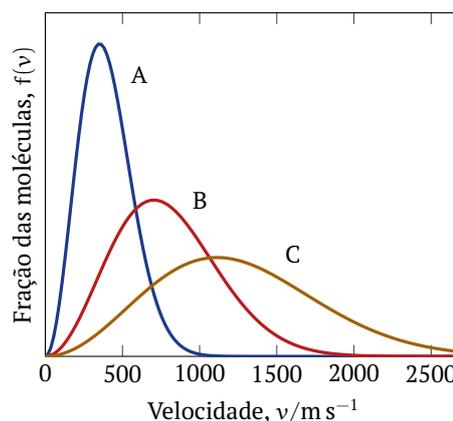
2C.32 Considere um tubo de 30 cm de comprimento onde em uma ponta é colocado um algodão com uma solução de ácido clorídrico e na outra é colocado um algodão com uma solução de hidróxido de amônio. Um aerossol branco é formado no interior do tubo segundo a reação:



Assinale a alternativa que mais se aproxima da distância entre o aerossol branco e o algodão com amônia.

- A** 12 cm **B** 18 cm **C** 26 cm **D** 38 cm **E** 55 cm

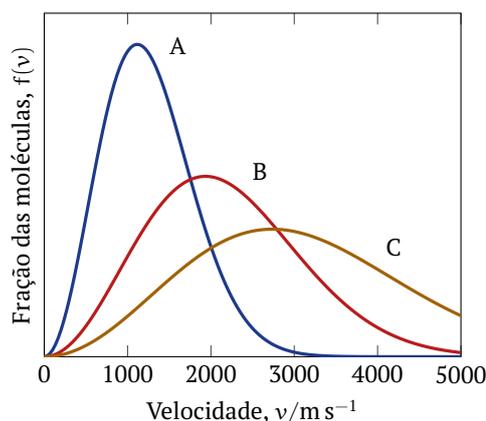
2C.33 Considere a distribuição de velocidades do He, Ne e Ar.



Assinale a alternativa com os gases A, B, C, respectivamente.

- A** Ar; He; Ne **B** Ar; Ne; He **C** He; Ar; Ne
D He; Ne; Ar **E** Ne; Ar; He

2C.34 Considere a distribuição de velocidades de três amostras de hélio em 300 K, 900 K e 1800 K.



Assinale a alternativa com a temperatura das amostras A, B, C, respectivamente.

- A** 1800 K; 900 K; 300 K **B** 300 K; 900 K; 1800 K
C 300 K; 1800 K; 900 K **D** 1800 K; 300 K; 900 K
E 900 K; 300 K; 1800 K

