

# Gases

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



## Sumário

1	As misturas de gases	1
1.1	A pressão parcial	1
2	As reações de gases	3
2.1	A estequiometria dos gases em reações	3
2.2	As predições volume a volume	3
2.3	As predições pressão a pressão	4
3	O movimento das moléculas	4
3.1	A difusão e a efusão	4
3.2	O modelo cinético dos gases	5
3.3	A distribuição das velocidades de Maxwell	6
4	Os gases reais	6
4.1	Os desvios da idealidade	6
4.2	As equações de estado dos gases reais	7
4.3	A liquefação dos gases	7

## 1 As misturas de gases

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 (Tabela 1). Muitos anestésicos gasosos são misturas cuidadosamente controladas. A descrição de um gás ideal precisa ser estendida para as misturas de gases.

### 1.1 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

**TABELA 1** Composição do ar seco ao nível do mar

Constituinte	$x_i$	$P_i/\text{atm}$
N <sub>2</sub>	78%	0,78
O <sub>2</sub>	21%	0,21
Ar	1%	0,01

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  $P_A, P_B, \dots$  e a pressão total da mistura como  $P$ , então a lei de Dalton pode ser escrita como:

$$P = P_A + P_B + \dots \quad (1)$$

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:

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

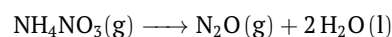
Em um recipiente fechado, que é uma boa aproximação para um pulmão, a água se vaporiza até que sua pressão parcial alcance certo valor, chamado de pressão de vapor. A pressão parcial da água na temperatura normal do corpo é 47 Torr. Portanto, a pressão parcial do ar em seus pulmões é:

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

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  $760 \text{ Torr} - 47 \text{ Torr} = 713 \text{ Torr}$ .

### EXEMPLO 1 Cálculo da pressão de gás coletado sobre água

O gás óxido nitroso,  $\text{N}_2\text{O}$ , gerado na decomposição térmica do nitrato de amônio, foi coletado sobre água.



O gás úmido ocupou 126 mL em  $21^\circ\text{C}$ , quando a pressão era 755 Torr.

A pressão de vapor da água é 19 Torr em  $21^\circ\text{C}$ .

- a. **Calcule** a pressão parcial do  $N_2O$  coletado.
- b. **Calcule** o volume que a mesma quantidade de óxido nítrico seco ocuparia se ele fosse coletado sob 755 Torr e  $21^\circ C$ .

**Etapa 1.** Calcule a pressão parcial do  $N_2O$ .

$$De P = P_{N_2O} + P_{H_2O}$$

$$P_{N_2O} = 755 \text{ Torr} - 19 \text{ Torr} = \boxed{736 \text{ Torr}}$$

**Etapa 2.** Use a lei dos gases ideais.

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

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

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

logo,

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

#### 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  $A, B, \dots$ , 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 (dois componentes) 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.

#### COMO ISSO É FEITO?

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

$$P_A = x_A P \quad (2)$$

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,

$$P_A + P_B = x_A P + x_B P = P \quad (3)$$

#### EXEMPLO 2 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.

$P_A = x_A P$

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

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

**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:  $P_A = x_A P$ .**

## 2 As reações de gases

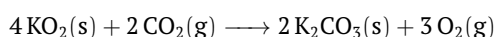
Muitas reações químicas têm gases como reagentes ou produtos. Conhecer a lei dos gases ideais permite acompanhar as quantidades de gás produzidas ou consumidas ao monitorar sua temperatura, sua pressão e seu volume. Esses cálculos podem ser usados independentemente de o gás ser um componente de uma mistura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

### 2.1 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.

#### EXEMPLO 3 Cálculo do volume de gás que pode ser obtido de uma dada massa de reagente

O superóxido de potássio,  $\text{KO}_2$ , pode ser usado como purificador de ar, porque esse composto reage com o dióxido de carbono e libera oxigênio



**Calcule** a massa de  $\text{KO}_2$  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  $22,4 \text{ L mol}^{-1}$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{168 \text{ L}}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = 7,5 \text{ mol}$$

**Etapa 2.** Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de  $\text{O}_2$  na quantidade de  $\text{KO}_2$ .

$$n_{\text{KO}_2} = 7,5 \text{ mol} \times \frac{4}{3} = 10 \text{ mol}$$

**Etapa 3.** Converta a quantidade de  $\text{KO}_2$  em massa utilizando sua massa molar.

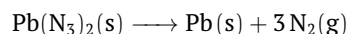
De  $m = nM$

$$m_{\text{KO}_2} = 10 \text{ mol} \times 71 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \boxed{710 \text{ g}}$$

Quando líquidos ou sólidos reagem para formar um gás, o volume pode aumentar de forma considerável. Os volumes molares dos gases estão próximos de  $25 \text{ L mol}^{-1}$  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  $18 \text{ mL mol}^{-1}$  a  $25^\circ\text{C}$ . Em outras palavras, 1 mol de moléculas de gás em  $25^\circ\text{C}$  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  $\text{CO}$  e  $\text{CO}_2$  a partir de um combustível sólido. A azida de chumbo(II),  $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ , 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,  $\text{NaN}_3$ , é usada nos airbags de automóveis. A liberação explosiva de nitrogênio é detonada eletricamente quando o veículo desacelera abruptamente durante uma colisão.

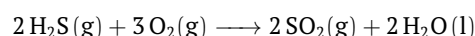
*O volume molar (na temperatura e pressão especificadas) é usado para converter a quantidade de um reagente ou produto de uma reação química em um volume de gás.*

### 2.2 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.

#### EXEMPLO 4 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.

	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{O}_2$	$\text{SO}_2$
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.

$$\text{De } V_{\text{total}} = V_{\text{H}_2\text{S}} + V_{\text{O}_2} + V_{\text{SO}_2}$$

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

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

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

$$V = \boxed{8 \text{ L}}$$

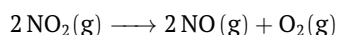
*Em um cálculo volume a volume, elabore uma tabela de reação dos volumes, aplicando relação estequiométrica para obter a quantidade desejada.*

## 2.3 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.

### EXEMPLO 5 Cálculo da pressão total de produtos obtida de uma dada pressão de reagente

O dióxido de nitrogênio,  $\text{NO}_2$ , sofre decomposição quando aquecido, formando óxido nítrico,  $\text{NO}$ , e oxigênio:



Um cilindro contendo 5 atm de  $\text{NO}_2$  e 1 atm de argônio, um gás inerte, é aquecido e parte do  $\text{NO}_2$  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.

	$\text{NO}_2$	$\text{NO}$	$\text{O}_2$
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  $\text{NO}_2$  que reagiu,  $P$ , igualando a pressão total a 8 atm.

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

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

**Etapa 4.** Divida a pressão de  $\text{NO}_2$  que reagiu,  $P$ , pela pressão inicial de  $\text{NO}_2$ , 5 atm, para calcular a fração de dióxido de nitrogênio que reagiu.

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

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

**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.*

## 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.

### 3.1 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 (sinais químicos que os animais trocam entre si) 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.

O químico escocês Thomas Graham, no século XIX, fez uma série de experiências sobre a velocidade de efusão dos gases. Ele descobriu que quando a temperatura é constante, a velocidade de efusão de um gás é inversamente proporcional à raiz quadrada de sua massa molar:

$$\text{velocidade de efusão} \propto \frac{1}{\sqrt{M}} \quad (4a)$$

Essa observação é hoje conhecida como a **lei da efusão de Graham**. A velocidade de efusão (em termos dos números ou das quantidades de moléculas) 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

$$\text{velocidade média} \propto \frac{1}{\sqrt{M}} \quad (4b)$$

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

$$\frac{\text{velocidade de efusão de A}}{\text{velocidade de efusão de B}} = \sqrt{\frac{1/M_A}{1/M_B}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \quad (5a)$$

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 Equação 5a:

$$\frac{\text{tempo de efusão de A}}{\text{tempo de efusão de B}} = \sqrt{\frac{M_A}{M_B}} \quad (5b)$$

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.

#### PONTO PARA PENSAR

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

#### EXEMPLO 6 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.

**Etapas 1.** Use a lei de Graham.

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

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

logo,

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

A Equação 4b mostra que a velocidade média das moléculas de um gás é inversamente proporcional à raiz quadrada da massa molar. Nos experimentos com efusão realizados em diferentes temperaturas, a velocidade de efusão aumenta com a raiz quadrada da temperatura:

$$\frac{\text{velocidade de efusão em } T_2}{\text{velocidade de efusão em } T_1} = \sqrt{\frac{T_2}{T_1}} \quad (6a)$$

Como a velocidade de efusão é diretamente proporcional à velocidade média das moléculas, pode-se deduzir que a velocidade média das moléculas de um gás é proporcional à raiz quadrada da temperatura,

$$\text{velocidade média} \propto \sqrt{T} \quad (6b)$$

Essa relação muito importante começa a revelar o significado de um dos conceitos mais difíceis de compreender em ciência: a natureza da temperatura. Quando nos referimos a um gás, a temperatura é uma indicação da velocidade média das moléculas: quanto mais alta for a temperatura, maior será a velocidade média.

As Equações 1 e 3 podem ser combinadas. Como a velocidade média das moléculas de um gás é proporcional à raiz quadrada da temperatura (Equação 6b) e inversamente proporcional à raiz quadrada da massa molar (Equação 4b), segue-se que:

$$\text{velocidade média} \propto \sqrt{\frac{T}{M}} \quad (7)$$

Isto é, quanto mais alta é a temperatura e menor é a massa molar, maior é a velocidade média das moléculas de um gás.

**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.**

### 3.2 O modelo cinético dos gases

O **modelo cinético**, também chamado de *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.

$$PV = \frac{1}{3} n M v_{rms}^2 \quad (7)$$

em que  $n$  é a quantidade (em mols) de moléculas de gás,  $M$  é sua massa molar e é a raiz  $v_{rms}$  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

$$v_{rms} = \sqrt{\frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2}{N}} \quad (8)$$

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

$$v_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad (9a)$$

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.

$$T = \frac{M v_{rms}^2}{3R} \quad (9b)$$

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



**EXEMPLO 7** 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.

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

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

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

*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.*

### 3.3 A distribuição das velocidades de Maxwell

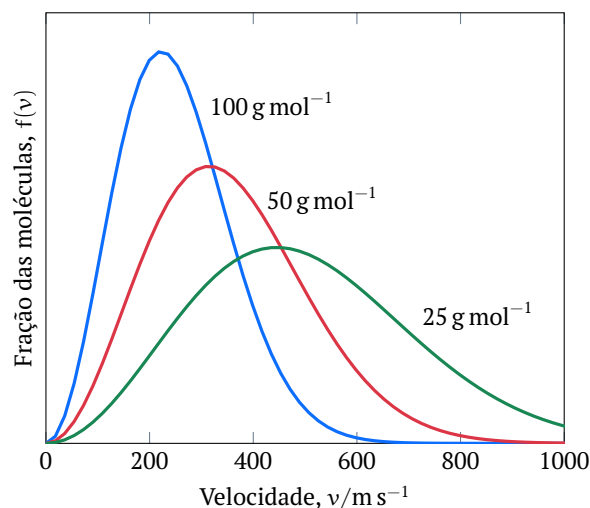
Embora muito útil, a Equação 7a dá somente a raiz quadrada da velocidade quadrática média das moléculas de um gás. Como os automóveis no trânsito, as moléculas têm velocidades que podem variar muito. Além disso, como um automóvel que se envolve em uma colisão frontal, uma molécula pode quase parar quando colide com outra. No instante seguinte (mas agora diferentemente de um automóvel que colidiu), ela pode 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**.

A Figura 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  $100 \text{ g mol}^{-1}$ , por exemplo) viajam com velocidades próximas de seus valores médios. As moléculas leves ( $20 \text{ g mol}^{-1}$ , 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 (Figura 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.

*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.*



**FIGURA 1** 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.

## 4 Os gases reais

Sob algumas condições, a lei dos gases ideais falha. Na indústria e em muitos laboratórios de pesquisa, é necessário usar gases em pressões elevadas, mas a lei dos gases ideais é uma lei limitante, válida apenas quando  $P \rightarrow 0$ . Os gases comuns, que são chamados de gases reais, têm propriedades diferentes das previstas pela lei dos gases ideais. Estas diferenças podem ser usadas para sugerir modificações na descrição de um gás ideal de modo que sejam aplicadas em pressões mais elevadas.

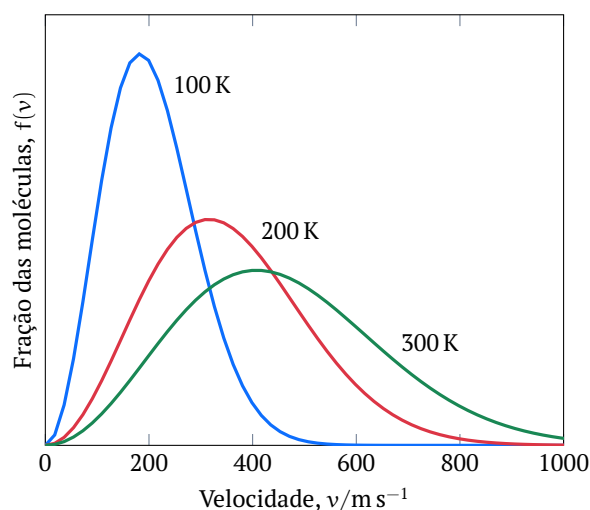
### 4.1 Os desvios da idealidade

O efeito das forças intermoleculares pode ser avaliado quantitativamente comparando o comportamento dos gases reais ao esperado de um gás ideal. Uma das melhores maneiras de mostrar esses desvios é medir o **fator de compressão**,  $Z$ , a razão entre o volume molar do gás real e o volume molar de um gás ideal nas mesmas condições:

$$Z = \frac{V_m}{V_{m,ideal}}$$

O fator de compressão de um gás ideal é 1, assim, desvios do valor  $Z = 1$  significam não idealidade. A Figura 3 mostra a variação experimental de  $Z$  para vários gases. Pode-se ver que todos os gases desviam do valor  $Z = 1$  quando a pressão aumenta. Um modelo refinado dos gases ideais precisa explicar este comportamento.

Os desvios do comportamento ideal estão relacionados à existência de **forças intermoleculares**, isto é, atrações e repulsões entre moléculas. O Tópico 1F descreve a origem das forças intermoleculares. Aqui, tudo o que você precisa lembrar é que todas as moléculas se atraem mutuamente quando estão separadas por distâncias da ordem de alguns poucos diâmetros moleculares, mas (desde que não reajam) se repelem assim que suas nuvens de elétrons entram em contato. A Figura 4 mostra como a energia potencial de uma molécula varia com sua distância até uma segunda molécula. Quando a separação não é muito grande, sua energia potencial é mais baixa do que quando elas estão infinitamente separadas: a atração sempre reduz a energia potencial de um objeto. Quando as moléculas entram em contato e se repelem,



**FIGURA 2** 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 energia potencial começa a subir, porque a repulsão sempre aumenta a energia potencial de um objeto.

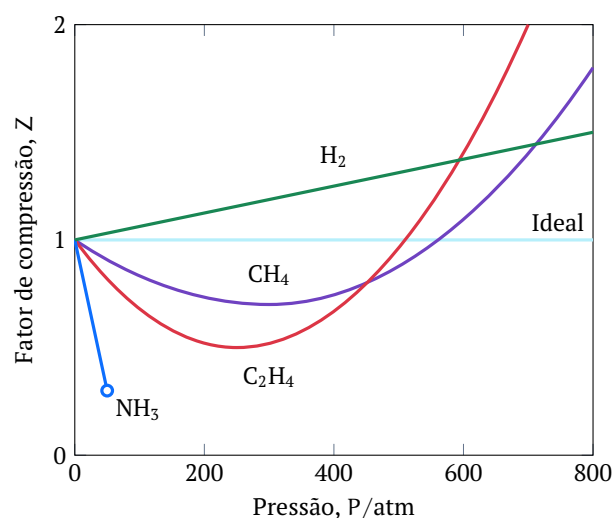
A existência de forças intermoleculares atrativas explica a observação de que, em temperaturas suficientemente baixas, os gases condensam a líquidos quando são comprimidos. A compressão aproxima as moléculas, e as moléculas vizinhas podem então ser capturadas pela atração mútua, desde que suas velocidades sejam suficientemente baixas (isto é, que a amostra esteja fria o suficiente). A baixa compressibilidade dos líquidos e sólidos é coerente com a presença de forças repulsivas intensas que agem quando as moléculas entram em contato. Outra maneira de descrever as forças repulsivas é dizer que as moléculas têm volumes definidos. Quando você toca um objeto sólido, sente seu tamanho e forma porque seus dedos não podem penetrar no objeto. A resistência à compressão oferecida pelo sólido se deve às forças de repulsão exercidas pelos seus átomos sobre os átomos dos dedos.

As forças intermoleculares também explicam a variação do fator de compressão. Assim, nos gases que estão sob condições de pressão e temperatura tais que  $Z > 1$ , as repulsões são mais importantes do que as atrações. Seus volumes molares são maiores do que o esperado para um gás ideal porque as repulsões tendem a manter as moléculas mais afastadas. Por exemplo, uma molécula de hidrogênio tem um número tão pequeno de elétrons que a atração entre suas moléculas é muito fraca. Nos gases que estão sob condições de pressão e temperatura tais que  $Z < 1$ , as atrações são mais importantes do que as repulsões e os volumes molares são menores do que o esperado para um gás ideal, porque as atrações tendem a manter as moléculas mais próximas. Para melhorar o modelo cinético de um gás, os efeitos das forças atrativas e repulsivas que as moléculas de um gás real exercem umas sobre as outras precisam ser incluídos.

*Os gases reais são formados por átomos ou moléculas sujeitos a atrações e repulsões intermoleculares. As atrações têm um alcance maior do que as repulsões. O fator de compressão é uma medida da intensidade e do tipo de forças intermoleculares. Quando  $Z > 1$ , as repulsões intermoleculares são dominantes e quando  $Z < 1$ , as atrações dominam.*

## 4.2 As equações de estado dos gases reais

O comportamento dos gases reais que não obedecem à lei dos gases ideais precisa ser descrito matematicamente para permitir



**FIGURA 3** Gráfico do fator de compressão,  $Z$ , de alguns gases em função da pressão. Para um gás ideal,  $Z = 1$  em todas as pressões. Para a maior parte dos gases, as forças atrativas dominam em pressões baixas e  $Z < 1$ . Em pressões altas, as forças repulsivas dominam e  $Z > 1$  para todos os gases. Para alguns gases reais nos quais as atrações intermoleculares são muito fracas, como  $H_2$ ,  $Z$  é sempre maior do que 1.

predições mais precisas. Uma equação foi proposta pelo cientista holandês Johannes van der Waals. A equação de van der Waals é

$$\left(P + a \frac{n^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT \quad (10)$$

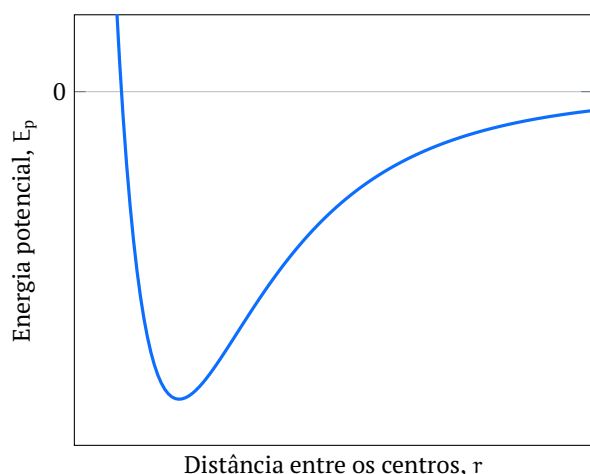
Os **parâmetros de van der Waals** independentes da temperatura,  $a$  e  $b$ , são característicos de cada gás e são determinados experimentalmente. O parâmetro  $a$  representa o papel das atrações e, por isso, é relativamente grande para moléculas que se atraem fortemente e para moléculas grandes com muitos elétrons. Os valores de  $a$  para gases com moléculas polares, como a água e a amônia, são maiores do que aqueles para moléculas não polares e átomos com massas molares semelhantes ou maiores, como o neônio e o oxigênio. O parâmetro  $b$  representa o papel das repulsões. Pode-se imaginar que ele represente o volume de uma molécula (mais precisamente, o volume por mol de moléculas), porque são as forças repulsivas entre moléculas que impedem que uma molécula ocupe o espaço já ocupado por outra.

*A equação de van der Waals é uma equação de estado aproximada de um gás real. O parâmetro  $a$  representa o papel das forças atrativas, e o parâmetro  $b$ , o papel das forças repulsivas.*

## 4.3 A liquefação dos gases

As moléculas de um gás movem-se tão lentamente em temperaturas baixas que, se for um gás real, as atrações intermoleculares podem levar à captura de uma molécula pela atração de outras e a sua aderência a elas, cessando o movimento livre. Quando a temperatura cai abaixo do ponto de ebulição da substância, o gás se condensa em um líquido.

Os gases também podem ser liquefeitos aproveitando a relação entre a temperatura e a velocidade molecular. Como velocidades médias baixas correspondem a temperaturas baixas, reduzir a velocidade das moléculas equivale a esfriar o gás. As moléculas de um gás real podem ter a velocidade reduzida aproveitando as atrações entre elas e permitindo que o gás se expanda, isto é, as moléculas têm de se separar, trabalhando contra as forças



**FIGURA 4** Variação da energia potencial de uma molécula que se aproxima de outra molécula. A energia potencial aumenta rapidamente assim que as duas moléculas entram em contato.

atrativas. Assim, quando se permite que o gás ocupe um volume maior, e, conseqüentemente, que a separação média das moléculas aumente, elas passam a ter velocidade média mais baixa. Em outras palavras, contanto que os efeitos de atração sejam dominantes, um gás real esfria ao se expandir. Esse comportamento é chamado de **efeito Joule-Thomson** em homenagem aos cientistas que primeiro o estudaram, James Joule e William Thomson (que mais tarde se tornou Lord Kelvin), o inventor da escala de temperatura absoluta.

O efeito Joule-Thomson é usado em alguns refrigeradores comerciais para liquefazer gases. O gás a ser liquefeito é comprimido e depois sofre expansão ao passar por um orifício pequeno, chamado de regulador. O gás esfria quando se expande e circula pelo gás que entra em alta pressão. Esse contato esfria o gás que entra antes que ele se expanda e se esfrie ainda mais. Como o gás é comprimido continuamente e recirculado, a sua temperatura cai progressivamente até que ele finalmente condensa a líquido. Se o gás é uma mistura, como o ar, então o líquido que se forma pode ser destilado posteriormente para a separação de seus componentes. Essa técnica é usada para obter nitrogênio, oxigênio, neônio, argônio, criptônio e xenônio da atmosfera.

*Muitos gases podem ser liquefeitos aproveitando o efeito Joule-Thomson, o resfriamento induzido pela expansão.*

## Problemas

### PROBLEMA 1

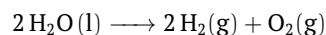
Uma amostra de oxigênio foi coletada sobre água em 24 °C e 745 Torr e fica saturada com vapor d'água. Nesta temperatura, a pressão de vapor da água é 24 Torr.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da pressão parcial do oxigênio.

- |                    |                    |                    |
|--------------------|--------------------|--------------------|
| <b>A</b> 720 Torr  | <b>B</b> 1300 Torr | <b>C</b> 2300 Torr |
| <b>D</b> 4000 Torr | <b>E</b> 7100 Torr |                    |

### PROBLEMA 2

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.

- |                   |                   |                   |
|-------------------|-------------------|-------------------|
| <b>A</b> 53 Torr  | <b>B</b> 92 Torr  | <b>C</b> 160 Torr |
| <b>D</b> 280 Torr | <b>E</b> 480 Torr |                   |

### PROBLEMA 3

Um bebê, acometido de infecção brônquica severa, está com problemas respiratórios. O anestesista administra uma mistura de hélio e oxigênio, com 92,3% de  $\text{O}_2$  em massa. A pressão atmosférica é 730 Torr.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da pressão parcial do oxigênio na mistura que está sendo administrada no bebê.

- |                    |                    |                    |
|--------------------|--------------------|--------------------|
| <b>A</b> 440 Torr  | <b>B</b> 760 Torr  | <b>C</b> 1300 Torr |
| <b>D</b> 2300 Torr | <b>E</b> 3900 Torr |                    |

### PROBLEMA 4

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.

- |                  |                 |                 |
|------------------|-----------------|-----------------|
| <b>A</b> 7,8 atm | <b>B</b> 11 atm | <b>C</b> 15 atm |
| <b>D</b> 22 atm  | <b>E</b> 31 atm |                 |

### PROBLEMA 5

Uma mistura de gases usada para simular a atmosfera de outro planeta contém 376 mg de metano, 154 mg de argônio e 252 mg de nitrogênio. A pressão parcial do nitrogênio em 300 K é 21,3 kPa.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume da amostra.

- |                 |                |                |
|-----------------|----------------|----------------|
| <b>A</b> 0,83 L | <b>B</b> 1,0 L | <b>C</b> 1,2 L |
| <b>D</b> 1,4 L  | <b>E</b> 1,7 L |                |

### PROBLEMA 6

Um recipiente de volume 22,4 L contém 2 mol de  $\text{H}_2$  e 1 mol de  $\text{N}_2$  em 0 °C.

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

- |                  |                  |                  |
|------------------|------------------|------------------|
| <b>A</b> 1,8 atm | <b>B</b> 2,3 atm | <b>C</b> 3,0 atm |
| <b>D</b> 3,9 atm | <b>E</b> 5,0 atm |                  |



## PROBLEMA 7

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** 32 kPa      **B** 55 kPa      **C** 92 kPa  
**D** 150 kPa      **E** 260 kPa

## PROBLEMA 8

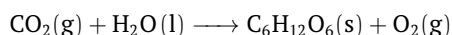
Um balão de 1 L é preenchido com gás nitrogênio em 15 °C e 0,5 bar. Então, 0,1 mol de O<sub>2</sub> são adicionados ao balão e os gases se misturam. Em seguida, uma torneira se abre para permitir a saída de 0,02 mol de moléculas.

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

- A** 2,0 bar      **B** 2,5 bar      **C** 3,2 bar  
**D** 4,0 bar      **E** 5,0 bar

## PROBLEMA 9

Por meio de uma série de etapas enzimáticas do processo de fotossíntese, o dióxido de carbono e a água produzem glicose e oxigênio de acordo com a equação:

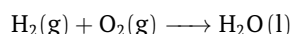


**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume de dióxido de carbono, ajustado para 25 °C e 1 para produzir 1 g de glicose por fotossíntese.

- A** 810 mL      **B** 1400 mL      **C** 2600 mL  
**D** 4600 mL      **E** 8200 mL

## PROBLEMA 10

A reação entre os gases H<sub>2</sub> e O<sub>2</sub> para produzir água líquida é usada em células a combustível de naves espaciais para o fornecimento de eletricidade:



**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de água produzida na reação de 100 L de oxigênio armazenado em 25 °C e 1 atm.

- A** 34 g      **B** 56 g      **C** 92 g      **D** 150 g      **E** 250 g

## PROBLEMA 11

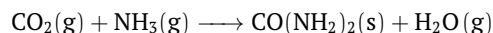
O processo de Haber de síntese da amônia é um dos processos industriais mais importantes para o bem-estar da humanidade. Ele é muito usado na produção de fertilizantes, polímeros e outros produtos.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume de hidrogênio, em 15 atm e 350 °C que deve ser usado para produzir 1 ton de NH<sub>3</sub>.

- A**  $5,7 \times 10^4$  L      **B**  $1,3 \times 10^5$  L      **C**  $3,0 \times 10^5$  L  
**D**  $6,9 \times 10^5$  L      **E**  $1,6 \times 10^6$  L

## PROBLEMA 12

O composto natural ureia, CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>, foi primeiramente sintetizado por Friedrich Wöhler na Alemanha, em 1828, pelo aquecimento de cianeto de amônio. Essa síntese foi um evento importante, porque pela primeira vez um composto orgânico foi produzido a partir de uma substância inorgânica. A ureia também pode ser produzida pela reação entre dióxido de carbono e amônia:



**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume de amônia, em 160 atm e 440 °C que deve ser usado para produzir 1,5 kg de ureia.

- A** 8,5 L      **B** 12 L      **C** 18 L      **D** 26 L      **E** 38 L

## PROBLEMA 13

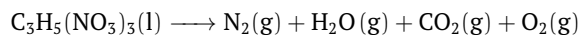
Os *airbags* de automóveis contém cristais de azida de sódio, NaN<sub>3</sub>, que, durante uma colisão, decompõem-se rapidamente para dar gás nitrogênio e o metal sódio. O gás nitrogênio liberado no processo infla instantaneamente o *airbag*.

**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** 20 g      **B** 32 g      **C** 53 g      **D** 86 g      **E** 140 g

## PROBLEMA 14

A nitroglicerina é um líquido sensível ao choque, que detona pela reação:



**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** 64 L      **B** 110 L      **C** 200 L      **D** 350 L      **E** 610 L

## PROBLEMA 15

Uma amostra de 1 L de gás eteno, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, em 1 atm e 298 K, é queimada junto com 4 L do gás oxigênio, na mesma pressão e temperatura, para formar o gás dióxido de carbono e água líquida.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume final da mistura de reação em 1 atm e 298 K.

- A** 1,4 L      **B** 1,8 L      **C** 2,3 L      **D** 3,0 L      **E** 3,9 L

## PROBLEMA 16

Uma amostra de 1,26 g de nitropenta, C<sub>5</sub>H<sub>8</sub>N<sub>4</sub>O<sub>12</sub>, 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 do vaso.

- A** 2 atm      **B** 2,5 atm      **C** 3,2 atm  
**D** 4,0 atm      **E** 5,0 atm

## PROBLEMA 17

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume de ar necessário para a combustão completa de 15 g de glicose,  $C_6H_{12}O_6$ , em  $0^\circ\text{C}$  e 1 atm.

- A** 56 L    **B** 87 L    **C** 130 L    **D** 210 L    **E** 320 L

## PROBLEMA 18

A nitrotriazolona, NTO,  $C_2H_2N_4O_5$ , 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  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm.

- A** 3,0 L    **B** 4,2 L    **C** 6,0 L    **D** 8,5 L    **E** 12 L

## PROBLEMA 19

Certa quantidade de átomos de hélio leva 10 s para efundir por uma barreira porosa.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do tempo que a mesma quantidade de moléculas de metano,  $CH_4$ , levaria para efundir pela mesma barreira nas mesmas condições.

- A** 4,4 s    **B** 6,4 s    **C** 9,4 s    **D** 14 s    **E** 20 s

## PROBLEMA 20

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**  $1,2\text{ kg mol}^{-1}$     **B**  $1,5\text{ kg mol}^{-1}$     **C**  $1,8\text{ kg mol}^{-1}$   
**D**  $2,2\text{ kg mol}^{-1}$     **E**  $2,6\text{ kg mol}^{-1}$

## PROBLEMA 21

Um composto de fórmula empírica  $CH$  difunde 1,24 vez mais lentamente do que o criptônio na mesma temperatura e pressão.

**Assinale** a alternativa com a fórmula molecular do composto.

- A**  $C_6H_6$     **B**  $C_8H_8$     **C**  $C_{10}H_{10}$   
**D**  $C_{12}H_{12}$     **E**  $C_{14}H_{14}$

## PROBLEMA 22

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**  $C_{12}H_{18}$   
**D**  $C_{16}H_{24}$     **E**  $C_{20}H_{30}$

## PROBLEMA 23

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da raiz quadrada da velocidade quadrática média das moléculas de água no vapor que está em equilíbrio com água em ebulição em  $100^\circ\text{C}$ .

- A**  $720\text{ m s}^{-1}$     **B**  $1300\text{ m s}^{-1}$     **C**  $2300\text{ m s}^{-1}$   
**D**  $4000\text{ m s}^{-1}$     **E**  $7100\text{ m s}^{-1}$

## PROBLEMA 24

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da raiz quadrada da velocidade quadrática média das moléculas de metano,  $CH_4$ , em  $25^\circ\text{C}$ .

- A**  $680\text{ m s}^{-1}$     **B**  $1200\text{ m s}^{-1}$     **C**  $2100\text{ m s}^{-1}$   
**D**  $3700\text{ m s}^{-1}$     **E**  $6600\text{ m s}^{-1}$

## PROBLEMA 25

Uma sonda atmosférica registrou que a raiz quadrada das velocidades quadráticas médias das moléculas do ozônio,  $O_3$ , na estratosfera sobre as Ilhas Fiji era  $375\text{ m s}^{-1}$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da temperatura dessa região da estratosfera.

- A** 270 K    **B** 460 K    **C** 770 K  
**D** 1300 K    **E** 2200 K

## PROBLEMA 26

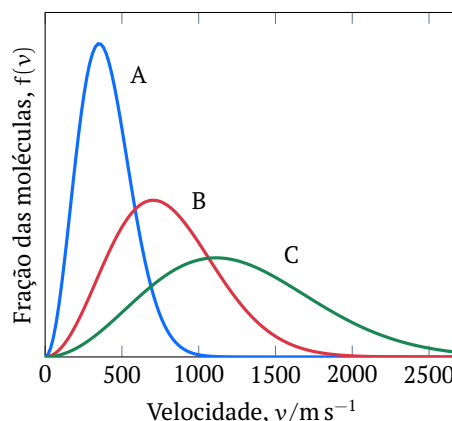
Em um estudo sobre a turbulência causada pelas turbinas de aviões a jato, a raiz quadrada das velocidades quadráticas médias das moléculas de nitrogênio em um túnel de vento era  $495\text{ m s}^{-1}$ .

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

- A** 95 K    **B** 160 K    **C** 270 K    **D** 460 K    **E** 770 K

## PROBLEMA 27

Considere a distribuição de velocidade dos gases He, Ne e Ar.

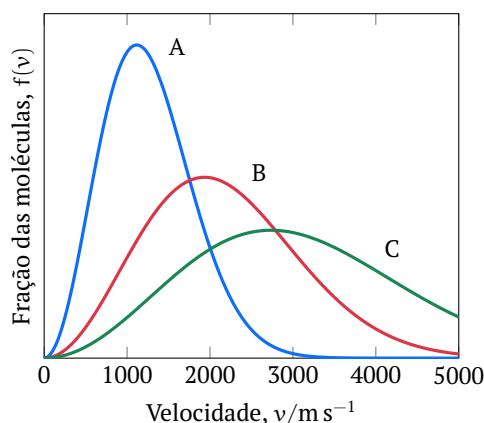


**Assinale** a alternativa com os gases A, B, C, respectivamente.

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

## PROBLEMA 28

Considere a distribuição de velocidade 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** 900 K; 1800 K; 300 K.      **B** 900 K; 300 K; 1800 K.  
**C** 300 K; 900 K; 1800 K.      **D** 1800 K; 900 K; 300 K.  
**E** 1800 K; 300 K; 900 K.

## Problemas cumulativos

## PROBLEMA 29

Durante o mergulho, a pressão exercida pela coluna de água sobre o mergulhador pode se tornar alta o bastante para induzir o rompimento dos pulmões. Por essa razão, os equipamentos de mergulho precisam ser sensíveis à pressão externa e aumentar a pressão do gás usado para a respiração até ela se igualar à pressão externa.

Um mergulhador está em trabalho de exploração de um navio naufragado. Ele respira uma mistura de 36% de oxigênio e 64% de nitrogênio em massa. Na profundidade de 33 ft, a pressão sobre o mergulhador é 2 bar.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da pressão parcial de oxigênio na mistura gasosa àquela profundidade.

- A** 0,66 bar      **B** 0,82 bar      **C** 1,0 bar  
**D** 1,2 bar      **E** 1,5 bar

## PROBLEMA 30

Uma mistura gasosa é 80% de metano,  $\text{CH}_4$ , 10% de etano,  $\text{C}_2\text{H}_6$ , 5% de propano,  $\text{C}_3\text{H}_8$ , e 5% de nitrogênio em volume. Todos os átomos de carbono da mistura são convertidos em butadieno,  $\text{C}_4\text{H}_6$ .

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

- A** 51 g      **B** 80 g      **C** 130 g      **D** 200 g      **E** 320 g

## PROBLEMA 31

Um pedaço de sódio metálico foi colocado 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 massa de sódio que reagiu.

- A** 0,19 g      **B** 0,25 g      **C** 0,33 g  
**D** 0,44 g      **E** 0,58 g

## PROBLEMA 32

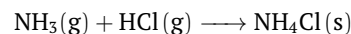
Quando 0,4 g de zinco impuro reagiu com excesso de ácido clorídrico, formaram-se 127 mL de gás hidrogênio, que foi coletado sobre água em 10 °C. A pressão externa era 738 Torr. Nesta temperatura, a pressão parcial da água é 10 Torr.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da pureza do zinco.

- A** 21 %      **B** 34 %      **C** 54 %  
**D** 85 %      **E** 130 %

## PROBLEMA 33

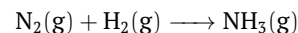
Uma amostra de 15 mL do gás amônia, em 1 Torr e 30 °C, é misturada com 25 mL do gás cloreto de hidrogênio, em 150 Torr e 25 °C. A seguinte reação ocorre:



- a. **Determine** a massa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  formada.  
b. **Determine** a pressão parcial do gás em excesso após o final da reação.

## PROBLEMA 34

Um cilindro de 15 L equipado com um pistão que se move sem atrito é carregado com 1 atm de gás nitrogênio e 1 atm de gás hidrogênio. O gases reagem segundo a reação:



- a. **Determine** a pressão parcial de amônia no cilindro após o final da reação.  
b. **Determine** o volume do cilindro após o final da reação.

## PROBLEMA 35

Uma amostra de 115 mg de eugenol, o composto responsável pelo odor do cravo-da-índia, 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. Em uma experiência de combustão 18,8 mg de eugenol produziram 50 mg de dióxido de carbono e 12,4 mg de água.

- a. **Determine** a fórmula empírica do eugenol.  
b. **Determine** a fórmula molecular do eugenol.

## PROBLEMA 36

Suponha que 0,473 g de um gás desconhecido, que ocupa 200 mL em 1,81 atm e 25 °C, foi analisado. A composição obtida foi de 0,414 g de nitrogênio e 0,0591 g de hidrogênio.

Em um experimento, 0,35 mmol de  $\text{NH}_3$  efunde por uma pequena abertura de uma aparelhagem de vidro em 15 min em 200 °C.

- a. **Determine** a fórmula molecular do composto.
- b. **Determine** a quantidade do composto que irá efundir pela mesma abertura da aparelhagem de vidro em 25 min em 200 °C.

## PROBLEMA 37

Um balão de volume 5 L foi evacuado e 43,8 g de tetróxido de dinítrógeno,  $\text{N}_2\text{O}_4$ , foram admitidos em  $-196^\circ\text{C}$  (nessa temperatura, este composto é um sólido incolor). A amostra foi aquecida até 25 °C e, no processo,  $\text{N}_2\text{O}_4$  se vaporiza e se dissocia parcialmente para formar o gás  $\text{NO}_2$ . A pressão cresce lentamente e se estabiliza em 2,96 atm.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração molar de  $\text{N}_2\text{O}_4$  quando a pressão se estabiliza.

- A** 0,46    **B** 0,57    **C** 0,71    **D** 0,89    **E** 1,1

## PROBLEMA 38

A reação de dimetilhidrazina sólida,  $(\text{CH}_3)_2\text{N}_2\text{H}_2$ , e tetróxido de dinítrógeno liquefeito,  $\text{N}_2\text{O}_4$ , foi investigada para uso como combustível de foguetes. A reação produz os gases dióxido de carbono, nitrogênio e vapor d'água, que são ejetados nos gases de exaustão.

Em um experimento controlado, dimetilhidrazina sólida reagiu com excesso de tetróxido de dinítrógeno e os gases foram coletados em um balão fechado até atingir a pressão de 2,5 atm e a temperatura de 400 K. Ao final da reação, o  $\text{CO}_2$  é removido por reação química.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da pressão parcial do nitrogênio ao final do processo.

- A** 0,38 atm    **B** 0,46 atm    **C** 0,56 atm  
**D** 0,68 atm    **E** 0,83 atm

## PROBLEMA 39

Uma amostra de gás arsano,  $\text{AsH}_3$ , em um frasco de 500 mL, em 300 Torr e 223 K é aquecida até 473 K, temperatura na qual o arsano se decompõe em arsênio sólido e gás hidrogênio. O frasco é, então, esfriado até 273 K e a pressão alcança 485 Torr.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração do arsano que se decompôs.

- A** 51 %    **B** 81 %    **C** 130 %  
**D** 200 %    **E** 320 %

## PROBLEMA 40

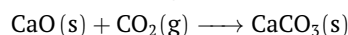
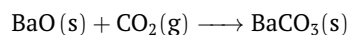
Considere um recipiente de paredes reforçadas com um dissecante granuloso no fundo. Nesse recipiente, previamente evacuado, introduz-se 0,7 atm de uma mistura de hidrogênio e argônio a 20 °C. Excesso de oxigênio é adicionado à mistura até que a pressão passe ao valor de 1 atm. A reação se completa e 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** 6,9 %    **B** 9,8 %    **C** 14 %    **D** 20 %    **E** 29 %

## PROBLEMA 41

Um químico pesou 5,14 g de uma mistura de óxido de bário,  $\text{BaO}$ , e óxido de cálcio,  $\text{CaO}$  é colocada em um recipiente de 1,5 L contendo  $\text{CO}_2$  em 30 °C e 750 Torr. As reações ocorrem:



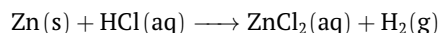
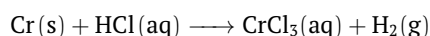
Ao final da reação, a pressão de  $\text{CO}_2$  restante no recipiente era 230 Torr.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de  $\text{CaO}$  na mistura inicial.

- A** 9,1 %    **B** 13 %    **C** 18 %    **D** 26 %    **E** 37 %

## PROBLEMA 42

Uma mistura de cromo e zinco pesando 0,362 g foi posta para reagir com excesso de ácido clorídrico, segundo as reações:



Ao final da reação, 255 mL de gás hidrogênio seco foram coletados em 26 °C e 750 Torr.

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

- A** 8,7 %    **B** 13 %    **C** 19 %    **D** 29 %    **E** 43 %

## PROBLEMA 43

Uma mistura equimolar dos gases  $\text{SO}_2$  e  $\text{O}_2$ , com certa quantidade de  $\text{He}$  é carregada em um cilindro equipado com um pistão. A densidade da mistura é  $2 \text{ g L}^{-1}$  em 0 °C e 1 atm. O  $\text{SO}_2$  reage completamente com  $\text{O}_2$  para formar  $\text{SO}_3$ .

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

- A**  $0,93 \text{ g L}^{-1}$     **B**  $1,2 \text{ g L}^{-1}$     **C**  $1,5 \text{ g L}^{-1}$   
**D**  $2,0 \text{ g L}^{-1}$     **E**  $2,5 \text{ g L}^{-1}$

## PROBLEMA 44

Uma mistura gasosa é composta de propano,  $\text{C}_3\text{H}_8$ , metano,  $\text{CH}_4$ , e monóxido de carbono,  $\text{CO}$ . A combustão, com excesso de oxigênio, de 50 mL dessa mistura forma 70 mL de dióxido de carbono.

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

- A** 4,4 %    **B** 6,4 %    **C** 9,4 %    **D** 14 %    **E** 20 %

## PROBLEMA 45

Um composto usado para preparar cloreto de polivinila (PVC) tem a composição 38,4% de C, 4,82% de H e 56,8% de Cl em massa. São necessários 7,73 min para um determinado volume do composto efundir por uma rolha porosa, mas só 6,18 min para a mesma quantidade de argônio difundir na mesma temperatura e pressão.

**Assinale** a alternativa com a fórmula molecular do composto.

- A**  $C_2H_3Cl$       **B**  $C_2H_5Cl$       **C**  $C_4H_6Cl$   
**D**  $C_4H_6Cl_2$       **E**  $C_6H_9Cl_3$

## PROBLEMA 46

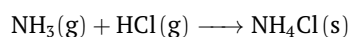
Quando uma amostra de 2,36 g de fósforo foi queimada em cloro, produziram-se 10,5 g de um cloreto de fósforo. Seu vapor levou 1,77 vez mais tempo para efundir do que o mesmo número de mols de  $CO_2$  nas mesmas condições de temperatura e pressão.

**Assinale** a alternativa com a fórmula molecular do cloreto de fósforo.

- A**  $PCl_2$       **B**  $PCl_3$       **C**  $PCl_4$       **D**  $PCl_5$       **E**  $PCl_6$

## PROBLEMA 47

Considere um tubo de 3 m 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** 1,4 m      **B** 1,8 m      **C** 2,3 m      **D** 2,8 m      **E** 3,5 m

## PROBLEMA 48

Nos extremos de um corredor de 2,4 m de um laboratório são abertos, no mesmo instante, dois frascos, um dos frascos contém etanoato de metila,  $C_3H_6O_2$ , enquanto o outro contém éter metílico,  $C_2H_6O$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da distância do frasco de etanoato de etila em que sente-se o cheiro dos compostos ao mesmo tempo.

- A** 0,69 m      **B** 0,83 m      **C** 1,0 m  
**D** 1,2 m      **E** 1,4 m

## Problemas cumulativos

29. **A**  
 30. **B**  
 31. **B**  
 32. **D**  
 33. a. 4,2 mg  
 b. 0,076 atm  
 34. a. 1 atm  
 b. 10 L  
 35. a.  $C_5H_6O$   
 b.  $C_{10}H_{12}O_2$   
 36. a.  $N_2H_4$   
 b. 0,42 mmol  
 37. **B**  
 38. **E**  
 39. **B**  
 40. **C**  
 41. **B**  
 42. **D**  
 43. **E**  
 44. **E**  
 45. **A**  
 46. **B**  
 47. **B**  
 48. **C**

## Gabarito

## Problemas

- |              |              |              |              |              |              |
|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1. <b>A</b>  | 2. <b>E</b>  | 3. <b>A</b>  | 4. <b>B</b>  | 5. <b>B</b>  | 6. <b>C</b>  |
| 7. <b>E</b>  | 8. <b>A</b>  | 9. <b>A</b>  | 10. <b>D</b> | 11. <b>C</b> | 12. <b>C</b> |
| 13. <b>E</b> | 14. <b>E</b> | 15. <b>D</b> | 16. <b>A</b> | 17. <b>A</b> | 18. <b>E</b> |
| 19. <b>E</b> | 20. <b>A</b> | 21. <b>C</b> | 22. <b>B</b> | 23. <b>A</b> | 24. <b>A</b> |
| 25. <b>A</b> | 26. <b>C</b> | 27. <b>D</b> | 28. <b>C</b> |              |              |