

# 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	2
2.1	A estequiometria dos gases em reações	2
2.2	As predições volume a volume	3
2.3	As predições pressão a pressão	3
3	O movimento das moléculas	3
3.1	A difusão e a efusão	3
3.2	O modelo cinético dos gases	3
3.3	A distribuição das velocidades de Maxwell	4

## 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.

### 1.1 A pressão parcial

Constituinte	Fração mássica
N <sub>2</sub>	78%
O <sub>2</sub>	21%
Ar	1%

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

$$P = P_A + P_B + \dots$$

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.

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 (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  $P = nRT/V$ ,

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

O resultado é

$$P_A = x_A P$$

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,

$$P_A + P_B = x_A P + x_B P = P$$

### EXEMPLO 1 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.

**Etapas 1.** Converta as massas em quantidade usando a massa molar ( $n = m/M$ ). As massas molares do  $N_2$  e da  $O_2$  são  $28 \text{ g mol}^{-1}$  e  $32 \text{ g mol}^{-1}$ , respectivamente.

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

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

**Etapas 2.** Calcule a quantidade total de moléculas de gás ( $n = n_{N_2} + n_{O_2}$ )

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

**Etapas 3.** Calcule as frações molares ( $x_A = n_A/n$ )

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

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

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

## 2.1 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 2 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.

**Etapas 1.** Converta o volume de oxigênio em quantidade utilizando o volume molar ( $n = V/V_m$ ). O volume molar em CNTP é  $22,4 \text{ L mol}^{-1}$ .

$$n_{O_2} = \frac{168 \text{ L}}{22,4 \text{ L mol}^{-1}} = 7,5 \text{ mol}$$

**Etapas 2.** Use a relação estequiométrica para converter a quantidade de  $O_2$  na quantidade de  $KO_2$ .

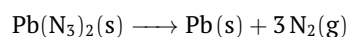
$$n_{KO_2} = 7,5 \text{ mol} \times \frac{4}{3} = 10 \text{ mol}$$

**Etapas 3.** Converta a quantidade de  $KO_2$  em massa utilizando sua massa molar ( $m = nM$ ). A massa molar do  $KO_2$  é  $71 \text{ g mol}^{-1}$ .

$$m_{KO_2} = 10 \text{ mol} \times 71 \text{ g mol}^{-1} = \boxed{710 \text{ g}}$$

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  $CO$  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.

## 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.

*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

[EXEMPLO VOLUME]

## 2.3 As previsões pressão a pressão

[EXEMPLO RELACIONANDO COM A PRESSÃO TOTAL]

# 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.

Ponto para pensar

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

### EXEMPLO 3 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.** Rearranje  $t_X/t_{Ar} = \sqrt{M_X/M_{Ar}}$  para  $M_X = M_{Ar}(t_X/t_{Ar})^2$  e substitua os dados:

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

*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.*

## 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:

- Um gás é uma coleção de moléculas em movimento aleatório contínuo.
- As moléculas de um gás são pontos infinitesimalmente pequenos.
- As partículas se movem em linha reta até colidirem.
- As moléculas não influenciam umas às outras, exceto durante as colisões.
- 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.

$$PV = \frac{1}{3} n M v_{rms}^2$$

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

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

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

$$v_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

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.

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

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

#### EXEMPLO 4 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.** De  $v_{\text{rms}} = \sqrt{3RT/M}$

$$v_{\text{rms}} = \left( \frac{\overbrace{3 \times 8,3 \text{ J K}^{-1}}^R \times \overbrace{293 \text{ K}}^T}{\underbrace{2,8 \times 10^{-2} \text{ kg mol}^{-1}}_{M=28 \text{ g mol}^{-1}}} \right) = 511 \text{ m s}^{-1}$$

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

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.

## Problemas

### Testes

#### PROBLEMA 1.1

3C01

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.

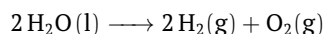
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da pressão parcial do oxigênio.

- A** 720 Torr      **B** 1300 Torr      **C** 2300 Torr  
**D** 4000 Torr      **E** 7100 Torr

#### PROBLEMA 1.2

3C02

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** 53 Torr      **B** 92 Torr      **C** 160 Torr  
**D** 280 Torr      **E** 480 Torr

#### PROBLEMA 1.3

3C03

Um bebê, acometido de infecção brônquica severa, está com problemas respiratórios. O anestesista administra uma mistura de hélio e oxigênio, com 92,3% de O<sub>2</sub> 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.

- A** 440 Torr      **B** 760 Torr      **C** 1300 Torr  
**D** 2300 Torr      **E** 3900 Torr

#### PROBLEMA 1.4

3C04

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** 7,8 atm      **B** 11 atm      **C** 15 atm  
**D** 22 atm      **E** 31 atm

#### PROBLEMA 1.5

3C05

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.

- A** 0,83 L      **B** 1,0 L      **C** 1,2 L  
**D** 1,4 L      **E** 1,7 L

#### PROBLEMA 1.6

3C06

Um recipiente de volume 22,4 L contém 2 mol de H<sub>2</sub> e 1 mol de N<sub>2</sub> em 0 °C.

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

- A** 1,8 atm      **B** 2,3 atm      **C** 3 atm  
**D** 3,9 atm      **E** 5,0 atm

#### PROBLEMA 1.7

3C07

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 1.8

3C08

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.

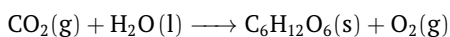
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da pressão parcial do oxigênio na mistura final.

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

## PROBLEMA 1.9

3C09

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:



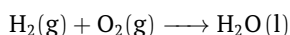
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume de dióxido de carbono, ajustado para 25 °C e 1 para produzir 1 g de glicose por fotossíntese.

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

## PROBLEMA 1.10

3C10

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 1.11

3C11

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.

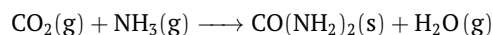
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume de hidrogênio, em 15 atm e 350 °C que deve ser usado para produzir 1 ton de NH<sub>3</sub>.

- 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 1.12

3C12

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 1.13

3C13

Os *airbags* de automóveis contêm 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*.

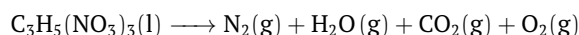
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de azida de sódio necessária para gerar gás nitrogênio suficiente para encher um *airbag* de 57 L, em 1,37 atm e 25 °C.

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

## PROBLEMA 1.14

3C14

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 1.15

3C15

Uma amostra de 1 L de gás eteno, C<sub>2</sub>H<sub>2</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 1.16

3C16

Uma amostra de 1,26 g de nitropenta,  $C_6H_5O_{12}$ , 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 do vaso.

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

## PROBLEMA 1.17

3C17

**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 °C e 1 atm.

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

## PROBLEMA 1.18

3C18

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

## PROBLEMA 1.19

3C19

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 1.20

3C20

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 kg mol<sup>-1</sup>      **B** 1,5 kg mol<sup>-1</sup>      **C** 1,8 kg mol<sup>-1</sup>  
**D** 2,2 kg mol<sup>-1</sup>      **E** 2,6 kg mol<sup>-1</sup>

## PROBLEMA 1.21

3C21

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 1.22

3C22

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 1.23

3C23

**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 °C.

- A** 720 m s<sup>-1</sup>      **B** 1300 m s<sup>-1</sup>      **C** 2300 m s<sup>-1</sup>  
**D** 4000 m s<sup>-1</sup>      **E** 7100 m s<sup>-1</sup>

## PROBLEMA 1.24

3C24

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da raiz quadrada da velocidade quadrática média das moléculas de metano,  $CH_4$ , em 25 °C.

- A** 680 m s<sup>-1</sup>      **B** 1200 m s<sup>-1</sup>      **C** 2100 m s<sup>-1</sup>  
**D** 3700 m s<sup>-1</sup>      **E** 6600 m s<sup>-1</sup>

## PROBLEMA 1.25

3C25

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 m s<sup>-1</sup>.

**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 1.26

3C26

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<sup>-1</sup>.

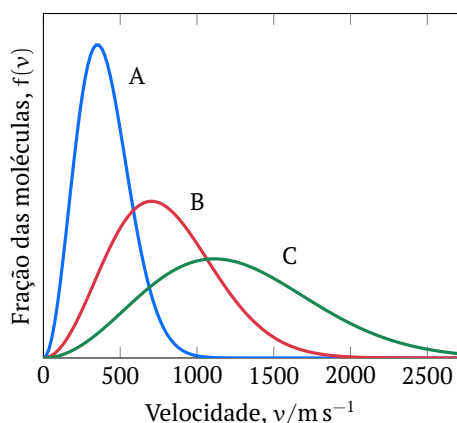
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da temperatura no interior do túnel.

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

**PROBLEMA 1.27**

3C27

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



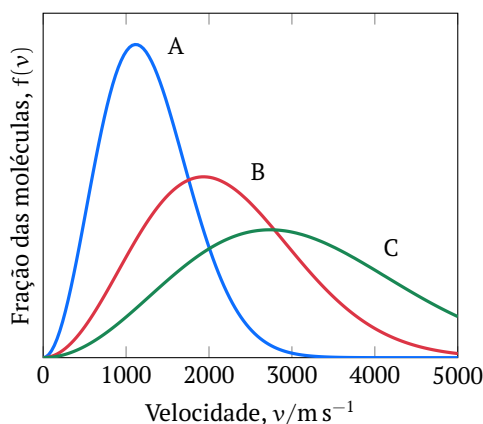
**Assinale** a alternativa com os gases A, B, C, respectivamente.

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

**PROBLEMA 1.28**

3C28

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

**Problemas Cumulativos****PROBLEMA 2.1**

3C29

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 2.2**

3C30

Uma mistura gasosa é 80% de metano, CH<sub>4</sub>, 10% de etano, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, 5% de propano, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>, e 5% de nitrogênio em volume. Todos os átomos de carbono da mistura são convertidos em butadieno, C<sub>4</sub>H<sub>6</sub>.

**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 2.3**

3C31

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 2.4**

3C32

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.

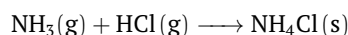
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da pureza do zinco.

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

**PROBLEMA 2.5**

3C33

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:

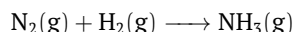


- Determine a massa de NH<sub>4</sub>Cl formada.
- Determine a pressão parcial do gás em excesso após o final da reação.

## PROBLEMA 2.6

3C34

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:



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

## PROBLEMA 2.7

3C35

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.

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

## PROBLEMA 2.8

3C36

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.

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

## PROBLEMA 2.9

3C37

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.

- |               |               |               |
|---------------|---------------|---------------|
| <b>A</b> 0,46 | <b>B</b> 0,57 | <b>C</b> 0,71 |
| <b>D</b> 0,89 | <b>E</b> 1,1  |               |

## PROBLEMA 2.10

3C38

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.

- |                   |                   |                   |
|-------------------|-------------------|-------------------|
| <b>A</b> 0,38 atm | <b>B</b> 0,46 atm | <b>C</b> 0,56 atm |
| <b>D</b> 0,68 atm | <b>E</b> 0,83 atm |                   |

## PROBLEMA 2.11

3C39

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.

- |                |                |                |
|----------------|----------------|----------------|
| <b>A</b> 51 %  | <b>B</b> 81 %  | <b>C</b> 130 % |
| <b>D</b> 200 % | <b>E</b> 320 % |                |

## PROBLEMA 2.12

3C40

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.

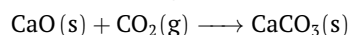
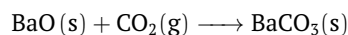
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração molar de hidrogênio na mistura inicial.

- |                |                |               |
|----------------|----------------|---------------|
| <b>A</b> 6,9 % | <b>B</b> 9,8 % | <b>C</b> 14 % |
| <b>D</b> 20 %  | <b>E</b> 29 %  |               |

## PROBLEMA 2.13

3C41

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.

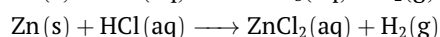
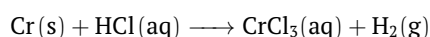
**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de  $\text{CaO}$  na mistura inicial.

- |                |               |               |
|----------------|---------------|---------------|
| <b>A</b> 9,1 % | <b>B</b> 13 % | <b>C</b> 18 % |
| <b>D</b> 26 %  | <b>E</b> 37 % |               |

## PROBLEMA 2.14

3C42

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.

- |                |               |               |
|----------------|---------------|---------------|
| <b>A</b> 8,7 % | <b>B</b> 13 % | <b>C</b> 19 % |
| <b>D</b> 29 %  | <b>E</b> 43 % |               |



## PROBLEMA 2.15

3C43

Uma mistura equimolar dos gases  $\text{SO}_2$  e  $\text{O}_2$ , com certa quantidade de He é carregada em um cilindro equipado com um pistão. A densidade da mistura é  $2 \text{ g L}^{-1}$  em  $0^\circ\text{C}$  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 2.16

3C44

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 2.17

3C45

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  $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$       B  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$       C  $\text{C}_4\text{H}_6\text{Cl}$   
 D  $\text{C}_4\text{H}_6\text{Cl}_2$       E  $\text{C}_6\text{H}_9\text{Cl}_3$

## PROBLEMA 2.18

3C46

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  $\text{CO}_2$  nas mesmas condições de temperatura e pressão.

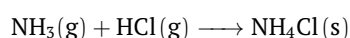
**Assinale** a alternativa com a fórmula molecular do cloreto de fósforo.

- A  $\text{PCl}_2$       B  $\text{PCl}_3$       C  $\text{PCl}_4$   
 D  $\text{PCl}_5$       E  $\text{PCl}_6$

## PROBLEMA 2.19

3C47

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 2.20

3C48

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,  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ , enquanto o outro contém éter metílico,  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .

**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

## Gabarito

## Testes

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

## Problemas Cumulativos

- A
- B
- B
- D
- a. 4,2 mg  
b. 0,076 atm
- a. 1 atm  
b. 10 L
- a.  $\text{C}^5\text{H}^6\text{O}$   
b.  $\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{O}_2$
- a.  $\text{N}_2\text{H}_4$   
b. 0,42 mmol
- B
- E
- B
- C
- B
- D
- E
- E
- A
- B
- B
- C