

# Substâncias

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



## Sumário

### 1 O mol e as massas molares

Números astronômicos de moléculas ocorrem mesmo em pequenas amostras: 1 mL de água contém  $3 \times 10^{22}$  moléculas, um número superior ao das estrelas do universo visível. Como você pode determinar esses números e registrá-los de modo simples e claro? Para não perder de vista números enormes de átomos, íons ou moléculas de uma amostra, precisamos de um modo eficiente de determinar e apresentar esses números.

#### 1.1 O mol

Os químicos descrevem os números de átomos, íons e moléculas em termos de uma unidade chamada **mol**. 1 mol de objetos contém um determinado número de objetos igual ao número de átomos que existe em precisamente 12 g de carbono-12.

A massa do átomo de carbono-12 foi determinada por espectrometria como cerca de  $2 \times 10^{-23}$  g. Isso significa que o número de átomos em exatamente 12 g de carbono-12 é

$$N(\text{carbono-12}) = \frac{12 \text{ g}}{2 \times 10^{-23} \text{ g}} = 6 \times 10^{23}$$

Como o mol é igual a este número, você pode aplicar a definição a qualquer objeto, não apenas a átomos de carbono. **1 mol** de qualquer objeto corresponde a  $6 \times 10^{23}$  desse objeto.

O mol é a unidade utilizada para medir a propriedade física formalmente chamada de **quantidade de substância**,  $n$ . Esse nome, porém, é pouco usado pelos químicos, que preferem referir-se a ela, coloquialmente, como **número de mols**.

**Unidades** Como qualquer unidade SI, o mol pode ser usado com prefixos. Por exemplo,  $1 \text{ mmol} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol}$  e  $1 \text{ nmol} = 1 \times 10^{-9} \text{ mol}$ . Os químicos encontram essas quantidades pequenas quando utilizam produtos naturais raros ou muito caros e fármacos.

O número de objetos por mol,  $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ , é chamado de **constante de Avogadro**,  $N_A$ . A constante de Avogadro é usada na conversão entre a quantidade química,  $n$  e o número de átomos, íons ou moléculas,  $N$

$$N = nN_A$$

**Unidades** A constante de Avogadro *tem unidades*. Ela não é um número puro. Você ouvirá as pessoas se referirem com frequência ao número de Avogadro: elas estão se referindo ao número puro  $6 \times 10^{23}$ .

#### EXEMPLO 1 Conversão de número de átomos a mols

Um dispositivo de armazenamento de hidrogênio é capaz de estocar  $1,2 \times 10^{24}$  átomos do elemento.

**Calcule** a quantidade de hidrogênio no dispositivo.

**Etapa 1.** De  $n = N/N_A$

$$n = \frac{1,2 \times 10^{24} \text{ H}}{6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = \boxed{2 \text{ mol H}}$$

*As quantidades de átomos, íons ou moléculas de uma amostra são expressas em mols e a constante de Avogadro é usada para a conversão entre o número de partículas e o número de mols.*

#### 1.2 A massa molar

Como você determina a quantidade de átomos presente em uma amostra, já que não é possível contá-los diretamente? Você pode calcular essa quantidade se conhecer a massa da amostra e a **massa molar**,  $M$ , a massa por mol de partículas.

- A massa molar de um *elemento* é a massa por mol de seus átomos.
- A massa molar de um *composto molecular* é a massa por mol de suas moléculas.
- A massa molar de um *composto iônico* é a massa por mol de suas fórmulas unitárias.

A unidade de massa molecular é sempre gramas por mol ( $\text{g mol}^{-1}$ ). A massa da amostra é a quantidade (em mols) multiplicada pela massa por mol (a massa molar). Assim, se representarmos a massa total da amostra por  $m$ , podemos escrever

$$m = nM$$

Disso decorre que  $n = m/M$ . Isto é, para encontrar a quantidade de mols,  $n$ , divida a massa,  $m$ , da amostra pela massa molar da espécie presente.

#### EXEMPLO 2 Cálculo do número de átomos em uma amostra

**Calcule** o número de átomos de flúor em 22,8 g de  $\text{F}_2$ .

**Etapa 1.** De  $n = m/M$

$$n(\text{F}_2) = \frac{22,8 \text{ g}}{38 \text{ g mol}^{-1}} = 0,6 \text{ mol F}_2$$

**Etapa 2.** De  $n = N/N_A$

$$\begin{aligned} N(\text{F}_2) &= (0,6 \text{ mol F}_2) \times (6 \times 10^{23}) \\ &= 3,6 \times 10^{23} \text{ F}_2 \end{aligned}$$

**Etapa 3.** Como cada molécula de  $\text{F}_2$  contém dois átomos de F

$$\begin{aligned} N(\text{F}) &= 3,6 \times 10^{23} \text{ F}_2 \times \frac{2 \text{ F}}{1 \text{ F}_2} \\ &= \boxed{7,2 \times 10^{23} \text{ F}} \end{aligned}$$

As massas molares dos elementos são determinadas por espectrometria de massas, que mede as massas dos isótopos e suas abundâncias relativas. A massa por mol dos átomos é a massa de um átomo multiplicada pela constante de Avogadro (o número de átomos por mol):

$$M = m_{\text{átomo}} N_A$$

Quanto maior for a massa de um átomo, maior será a massa molar da substância. Porém, a maior parte dos elementos ocorre na natureza como uma mistura de isótopos. Na química, você quase sempre trata de amostras de elementos naturais, que têm a abundância natural dos isótopos. A massa média do átomo é determinada calculando a média ponderada, a soma dos produtos das massas de cada isótopo,  $m_{\text{isótopo}}$ , multiplicada por sua abundância relativa em uma amostra natural,  $f_{\text{isótopo}}$ .

$$m_{\text{átomo, média}} = \sum_{\text{isótopos}} f_{\text{isótopo}} m_{\text{isótopo}}$$

$\Sigma$  significa: soma dos membros a seguir

A massa molecular média correspondente é

$$M = m_{\text{átomo, média}} N_A$$

Assim, podemos escrever

$$M = \sum_{\text{isótopos}} f_{\text{isótopo}} M_{\text{isótopo}}$$

### EXEMPLO 3 Cálculo da massa molar média

O cloro possui dois isótopos naturais: cloro-35 e cloro-37. A massa molar de um átomo de cloro-35 é  $35 \text{ g mol}^{-1}$  e a de um átomo de cloro-37 é  $37 \text{ g mol}^{-1}$ . A composição de uma amostra natural típica de cloro é cerca de 75% de cloro-35 e 25% de cloro-37.

**Calcule** a massa molar de uma amostra típica de cloro.

**Etapa 1.** De  $M = f_{\text{cloro-35}} M_{\text{cloro-35}} + f_{\text{cloro-37}} M_{\text{cloro-37}}$

$$\begin{aligned} M &= 0,75 \times 35 \text{ g mol}^{-1} + 0,25 \times 37 \text{ g mol}^{-1} \\ &= \boxed{35,5 \text{ g mol}^{-1}} \end{aligned}$$

**Ponto para pensar** Apesar de existir apenas um isótopo natural do iodo, o iodo-127, sua massa molar é  $126,9 \text{ g mol}^{-1}$ .

Para calcular as massas molares de compostos moleculares e iônicos, use as massas molares dos elementos presentes: a

massa molar de um composto é a soma das massas molares dos elementos que constituem a molécula ou a fórmula unitária. É preciso levar em conta o número de átomos ou íons na fórmula molecular ou na fórmula unitária do composto iônico. Assim, 1 mol do composto iônico  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  contém 2 mols de Al, 3 mols de S e 12 mols de O. Portanto, a massa molar do  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  é

$$\begin{aligned} M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) &= 2M(\text{Al}) + 3M(\text{S}) + 12M(\text{O}) \\ &= 2(27 \text{ g mol}^{-1}) + 3(32 \text{ g mol}^{-1}) + 12(16 \text{ g mol}^{-1}) \\ &= \boxed{346 \text{ g mol}^{-1}} \end{aligned}$$

A massa molar é importante quando queremos saber o número de átomos de uma amostra. Seria impossível contar  $6 \times 10^{23}$  átomos de um elemento, mas é muito fácil medir uma massa igual à massa molar do elemento em gramas.

### EXEMPLO 4 Cálculo da massa a partir do número de mols

**Calcule** a massa de 0,1 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**Etapa 1.** A massa molar do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é:

$$\begin{aligned} M &= 2M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O}) \\ &= 2(1 \text{ g mol}^{-1}) + (32 \text{ g mol}^{-1}) + 4(16 \text{ g mol}^{-1}) \\ &= 98 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

**Etapa 2.** Converta a quantidade em massa ( $m = nM$ ).

$$m = (0,1 \text{ mol}) \times (98 \text{ g mol}^{-1}) = \boxed{9,8 \text{ g}}$$

*Usa-se a massa molar de um composto, isto é, a massa por mol de suas moléculas ou fórmulas unitárias, para a conversão entre a massa de uma amostra e o número de moléculas ou fórmulas unitárias que ela contém.*

## 2 A determinação da composição

A **fórmula empírica** de um composto expressa o número relativo de átomos de cada elemento do composto. Assim, por exemplo, a fórmula empírica da glicose,  $\text{CH}_2\text{O}$ , mostra que os átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio estão na razão 1 : 2 : 1. Os elementos estão nessa proporção independentemente do tamanho da amostra. A fórmula molecular dá o número real de átomos de cada elemento da molécula. A **fórmula molecular** da glicose,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , mostra que cada molécula de glicose contém 6 átomos de carbono, 12 átomos de hidrogênio e 6 átomos de oxigênio.

Como a fórmula empírica informa apenas as proporções dos números de átomos de cada elemento, compostos distintos com fórmulas moleculares diferentes podem ter a mesma fórmula empírica. Assim, o formaldeído  $\text{CH}_2\text{O}$ , (o preservativo das soluções de formol), o ácido acético,  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$  (o ácido do vinagre), e o ácido láctico,  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$  (o ácido do leite azedo), têm todos a fórmula empírica ( $\text{CH}_2\text{O}$ ) da glicose, mas são compostos diferentes com propriedades diferentes.

### 2.1 A composição percentual em massa

Para determinar a fórmula empírica de um composto, começa-se por medir a massa de cada elemento presente na amostra. O

resultado normalmente é apresentado na forma da composição percentual em massa, isto é, a massa de cada elemento expressa como uma porcentagem da massa total:

$$f = \frac{\text{massa do elemento na amostra}}{\text{massa da amostra}}$$

Como a composição percentual em massa não depende do tamanho da amostra é uma propriedade **intensiva** - ela representa a composição de qualquer amostra da substância. A principal técnica de determinação da composição percentual em massa de compostos orgânicos desconhecidos é a análise por combustão.

**A classificação das propriedades** As propriedades são classificadas segundo sua dependência do tamanho da amostra. - Uma **propriedade extensiva** depende do tamanho (extensão) da amostra. - Uma **propriedade intensiva** não depende do tamanho da amostra.

Se a fórmula química de um composto já é conhecida, a composição percentual em massa pode ser obtida a partir daquela fórmula.

#### EXEMPLO 5 Cálculo da fração mássica de um elemento em um composto

Calcule a fração mássica de hidrogênio na água.

**Etapa 1.** De  $f(\text{H}) = m(\text{H})/m(\text{H}_2\text{O})$

$$\begin{aligned} f(\text{H}) &= \frac{(2 \text{ mol H}) \times (1 \text{ g mol}^{-1})}{(1 \text{ mol H}_2\text{O}) \times (18 \text{ g mol}^{-1})} \\ &= 0,112 \\ &= \boxed{11,2\%} \end{aligned}$$

*A composição percentual em massa é obtida pelo cálculo da fração devida a cada elemento presente na massa total de um composto. O resultado é expresso em porcentagem.*

## 2.2 A determinação das fórmulas empíricas

Para converter a composição percentual em uma fórmula empírica, converta as porcentagens em massa de cada tipo de átomo no número relativo de átomos de cada elemento. O procedimento mais simples é imaginar que a amostra tem exatamente 100 g de massa. Desse modo, a composição percentual em massa dá a massa em gramas de cada elemento. Então, a massa molar de cada elemento é usada para converter essas massas em mols e, depois, encontrar o número relativo de mols de cada tipo de átomo.

**Dica** Sempre que precisarmos calcular uma propriedade intensiva podemos utilizar uma base de cálculo.

#### EXEMPLO 6 Determinação da fórmula empírica a partir da composição percentual em massa

Uma amostra de um composto desconhecido foi enviada a um laboratório para uma análise de combustão. A composição encontrada foi 40,9% de carbono, 4,58% de hidrogênio e 54,5% de oxigênio.

**Determine** a fórmula empírica do composto.

**Etapa 1.** A massa de cada elemento em 100 g do composto é igual a sua porcentagem em massa em gramas.

$$\begin{aligned} m(\text{C}) &= 40,9 \text{ g} \\ m(\text{H}) &= 4,58 \text{ g} \\ m(\text{O}) &= 54,5 \text{ g} \end{aligned}$$

**Etapa 2.** Converta cada massa em quantidade de átomos usando a massa molar do elemento.

$$\begin{aligned} n(\text{C}) &= \frac{40,9 \text{ g}}{12 \text{ g mol}^{-1}} = 3,41 \text{ mol C} \\ n(\text{H}) &= \frac{4,58 \text{ g}}{1 \text{ g mol}^{-1}} = 4,58 \text{ mol H} \\ n(\text{O}) &= \frac{54,5 \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}} = 3,41 \text{ mol O} \end{aligned}$$

**Etapa 3.** Divida cada quantidade de átomos pela menor quantidade (3,41 mol).

$$\begin{aligned} \text{C} : \frac{3,41 \text{ mol}}{3,41 \text{ mol}} &= 1,00 \\ \text{H} : \frac{4,58 \text{ mol}}{3,41 \text{ mol}} &= 1,33 = \frac{4}{3} \\ \text{O} : \frac{3,41 \text{ mol}}{3,41 \text{ mol}} &= 1,00 \end{aligned}$$

**Etapa 4.** Como um composto só pode conter um número inteiro de átomos, multiplique pelo menor fator que gere um número inteiro para cada elemento (3).

$$3 \times (\text{C}_1\text{H}_{4/3}\text{O}_1) = \boxed{\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3}$$

*A fórmula empírica de um composto é determinada a partir da composição percentual em massa e da massa molar dos elementos presentes.*

## 2.3 A determinação das fórmulas moleculares

Outra informação, a massa molar, é necessária para você descobrir a fórmula molecular de um composto molecular. Para encontrar a fórmula molecular, você precisará decidir quantas fórmulas unitárias empíricas são necessárias para explicar a massa molar observada.

#### EXEMPLO 7 Determinação da fórmula molecular a partir da fórmula empírica

A espectrometria de massas realizada em laboratório mostrou que a massa molar da amostra desconhecida com fórmula empírica  $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$  é  $176 \text{ g mol}^{-1}$ .

**Determine** a fórmula molecular do composto.

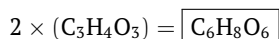
**Etapla 1.** Calcule a massa molar de uma fórmula unitária de  $C_3H_4O_3$ .

$$\begin{aligned} M(C_3H_4O_3) &= 3M(C) + 4M(H) + 3M(O) \\ &= 3(12 \text{ g mol}^{-1}) + 4(1 \text{ g mol}^{-1}) + 3(16 \text{ g mol}^{-1}) \\ &= 88 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

**Etapla 2.** Divida a massa molar do composto pela massa da fórmula unitária empírica.

$$x = \frac{176 \text{ g mol}^{-1}}{88 \text{ g mol}^{-1}} = 2$$

**Etapla 3.** Multiplique os coeficientes na fórmula empírica pelo fator 2 para obter a fórmula molecular.



(pressão em pascals, volume em metros cúbicos, temperatura em kelvins e quantidade em mols),  $R$  é obtido em joules por kelvin por mol:

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

para valores de volume e pressão expressos em outras unidades.

$$R = 0,0821 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 62,3 \text{ Torr L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

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

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

### 3 Os estados da matéria

As substâncias e a matéria, em geral, podem assumir diferentes formas, chamadas de estados da matéria. Os três estados da matéria mais comuns são sólido, líquido e gás:

- Um **sólido** é uma forma da matéria que retém sua forma e não flui.
- Um **líquido** é uma forma fluida da matéria, que tem superfície bem definida e que toma a forma do recipiente que o contém.
- Um **gás** é uma forma fluida da matéria que ocupa todo o recipiente que o contém.

O termo **vapor** é usado para indicar que uma substância, normalmente sólida ou líquida, está na forma de gás. Por exemplo, a água existe nos estados sólido (gelo), líquido e vapor.

#### 3.1 A natureza dos gases

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

#### 3.2 A lei dos gases ideais

A lei dos gases ideais

$$PV = nRT$$

A constante  $R$  é chamada de **constante dos gases** e é *universal*, já que tem o mesmo valor para todos os gases. Em unidades SI

#### EXEMPLO 8 Cálculo da pressão de uma amostra

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

**Calcule** a pressão no interior das células.

**Etapla 1.** Organize os dados. Converta a massa em quantidade ( $n = m/M$ ) e a temperatura de graus Celsius em kelvins (adicione 273).

$$n = \frac{10 \times 10^{-9} \text{ g}}{20 \text{ g mol}^{-1}} = 5 \times 10^{-10} \text{ mol}$$

$$T = (34 + 273) \text{ K} = 307 \text{ K}$$

$$V = 0,03 \text{ mm}^3 \times \frac{1 \text{ L}}{10^6 \text{ mm}^3} = 3 \times 10^{-8} \text{ L}$$

**Etapla 2.** Rearranje  $PV = nRT$  para  $P = nRT/V$  e substitua os dados, selecionando um valor de  $R$  expresso em atm e litros:

$$\begin{aligned} P &= \frac{\overbrace{(5 \times 10^{-10} \text{ mol})}^n \times \overbrace{(0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1})}^R \times \overbrace{(307 \text{ K})}^T}{\underbrace{(3 \times 10^{-8} \text{ L})}_V} \\ &= \boxed{0,4 \text{ atm}} \end{aligned}$$

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

$$\frac{\overbrace{P_1 V_1}^{\text{condições iniciais}}}{n_1 T_1} = \frac{\overbrace{P_1 V_1}^{\text{condições finais}}}{n_1 T_1}$$

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

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

### 3.3 O volume molar e a densidade dos gases

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

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

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

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

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

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

**Ponto para pensar** Por que os balões de ar quente flutuam no ar?

#### EXEMPLO 9 Cálculo da massa molar de um gás a partir de sua densidade

O composto orgânico volátil geraniol é um componente do óleo de rosas. A densidade de seu vapor a 260 °C e 103 Torr é 0,48 g L<sup>-1</sup>.

**Calcule** a massa molar do geraniol.

**Etapa 1.** Organize os dados. Converta a temperatura de graus Celsius em kelvins.

$$d = 0,48 \text{ g L}^{-1}$$

$$P = 103 \text{ Torr}$$

$$T = (260 + 273) \text{ K} = 533 \text{ K}$$

**Etapa 2.** Rearranje a equação da densidade de um gás ideal ( $d = PM/RT$ ) para o cálculo da massa molar

$$M = dRT/P$$

**Etapa 3.** Calcule a massa molar. Selecione um valor de  $R$  expresso em torr e litros:

$$M = \frac{\overbrace{(0,48 \text{ g L}^{-1})}^d \times \underbrace{(62,4 \text{ L Torr K}^{-1} \text{ mol}^{-1})}_P \times \overbrace{(533 \text{ K})}^T}{(103 \text{ Torr})}$$

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

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

## Problemas

### Nível I

3A01

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da raiz da velocidade quadrática média das moléculas de nitrogênio a 21 °C.

- ☐ 510 m s<sup>-1</sup>
- ☐ 540 m s<sup>-1</sup>
- ☐ 560 m s<sup>-1</sup>
- ☐ 600 m s<sup>-1</sup>
- ☐ 610 m s<sup>-1</sup>

3A02

**Assinale** a alternativa com a temperatura em que uma amostra de hélio possui mesma velocidade média que uma amostra de oxigênio a 800 K.

- ☐ 100 K
- ☐ 200 K
- ☐ 300 K
- ☐ 400 K
- ☐ 500 K

3A05

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.

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

- ☐ 200 g mol<sup>-1</sup>
- ☐ 280 g mol<sup>-1</sup>
- ☐ 360 g mol<sup>-1</sup>
- ☐ 400 g mol<sup>-1</sup>
- ☐ 440 g mol<sup>-1</sup>

3A06

**Assinale** a alternativa com o composto que difunde 1,24 vezes mais lentamente do que o criptônio na mesma temperatura e pressão?

- ☐ C<sub>4</sub>H<sub>4</sub>
- ☐ C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>
- ☐ C<sub>8</sub>H<sub>8</sub>
- ☐ C<sub>10</sub>H<sub>10</sub>
- ☐ C<sub>12</sub>H<sub>12</sub>

3A07

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da contribuição do movimento rotacional para a capacidade calorífica a volume constante do HBr.

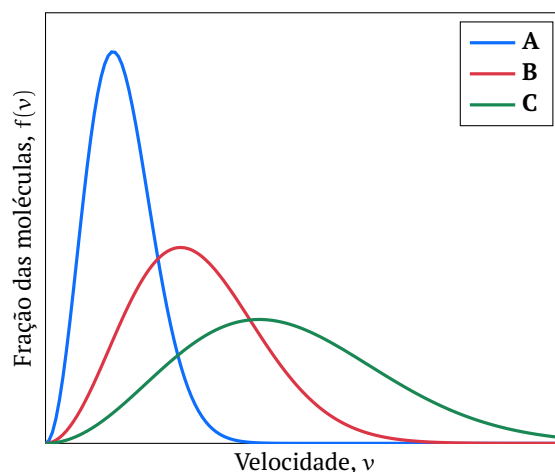
- ☐ 10 %
- ☐ 20 %
- ☐ 30 %
- ☐ 40 %
- ☐ 50 %

3A08

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da contribuição do movimento rotacional para a capacidade calorífica a volume constante do etano.

- ☐ 10%
- ☐ 20%
- ☐ 30%
- ☐ 40%
- ☐ 50%

3A09



**FIGURA 1** Fração por velocidade.

**Assinale** a alternativa com o composto que possui maior capacidade calorífica.

- ☐ Ar
- ☐ N<sub>2</sub>
- ☐ NO
- ☐ NO<sub>2</sub>
- ☐ N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>

3A10

Considere os processos químicos a seguir.

1. Formação da água gasosa a partir de H<sub>2</sub> e O<sub>2</sub>.
2. Formação da amônia a partir de H<sub>2</sub> e N<sub>2</sub>.
3. Desidrogenação do etano forando eteno e H<sub>2</sub>.
4. Combustão do metano.

**Assinale** a alternativa que relaciona os processos cujo valor absoluto da entalpia de reação aumenta com a temperatura.

- ☐ 3
- ☐ 4
- ☐ 3 e 4
- ☐ 1, 3 e 4
- ☐ 2, 3 e 4

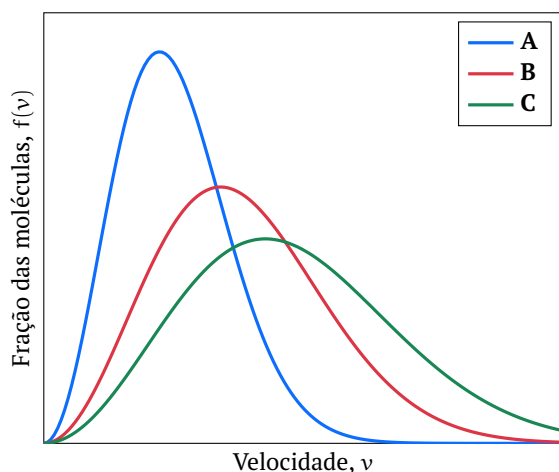
3A03

Considere a distribuição de velocidades dos gases A, B e C.

**Assinale** a alternativa com a identidade de A, B e C, respectivamente.

- ☐ He, Ne, Ar
- ☐ He, Ar, Ne
- ☐ Ne, He, Ar
- ☐ Ar, He, Ne
- ☐ Ar, Ne, He





**FIGURA 2** Fração por velocidade.

3A04

Considere a distribuição de velocidades de três amostras de hélio, A, B e C.

**Assinale** a alternativa com a temperatura de A, B e C, respectivamente.

- ☐ 300 K, 700 K, 1100 K
- ☐ 300 K, 1100 K, 700 K
- ☐ 700 K, 300 K, 1100 K
- ☐ 1100 K, 300 K, 700 K
- ☐ 1100 K, 700 K, 300 K

3A11

A altura de uma coluna de mercúrio a 15 °C é 760 mm.

**Assinale** a alternativa mais próxima da pressão atmosférica em Pascal.

- ☐  $1 \times 10^3$  Pa
- ☐  $1 \times 10^4$  Pa
- ☐  $1 \times 10^5$  Pa
- ☐  $1 \times 10^6$  Pa
- ☐  $1 \times 10^7$  Pa

**Dados**

- $d(\text{Hg})=13,6$

3A12

O raio médio da terra é de 6371 km.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa da atmosfera terrestre.

- ☐  $5 \times 10^{13}$  ton
- ☐  $5 \times 10^{14}$  ton
- ☐  $5 \times 10^{15}$  ton
- ☐  $5 \times 10^{16}$  ton
- ☐  $5 \times 10^{17}$  ton

3A13

Uma amostra de 500 mL de gás medindo a 28 °C exerce pressão de 92 kPa.

**Assinale** a alternativa com a pressão exercida pela amostra quando for comprimida até 300 mL e resfriada até 25 °C.

- ☐ 130 kPa
- ☐ 140 kPa
- ☐ 150 kPa
- ☐ 160 kPa
- ☐ 170 kPa

3A14

Uma amostra de butano foi aquecida lentamente sob pressão de 0,80 bar. O volume do gás foi medido em diferentes temperaturas, sendo  $0,0208 \text{ L K}^{-1}$  a variação do volume com a temperatura.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa da amostra.

- ☐ 10,5 g
- ☐ 11,6 g
- ☐ 12,3 g
- ☐ 11,9 g
- ☐ 12,8 g

3A15

Um sistema fechado e sem fronteiras móveis contém uma determinada massa gasosa inerte, que sofre aquecimento, com aumento de 5 % na pressão e de 15 °C na temperatura.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da temperatura inicial.

- ☐ 20 °C
- ☐ 30 °C
- ☐ 40 °C
- ☐ 50 °C
- ☐ 60 °C

3A16

Um recipiente de paredes rígidas, contendo apenas ar, aberto para a atmosfera, é aquecido de  $27^{\circ}\text{C}$  a  $127^{\circ}\text{C}$ .

**Assinale** a alternativa mais próxima da percentagem mássica de ar que saiu do recipiente, quando atingido o equilíbrio final.

- ☐ 79 %
- ☐ 75 %
- ☐ 30 %
- ☐ 25 %
- ☐ 21 %

3A17

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa molar do geraniol, cuja densidade do vapor a  $260^{\circ}\text{C}$  e 103 Torr é  $0,480\text{ g L}^{-1}$ .

- ☐  $125\text{ g mol}^{-1}$
- ☐  $135\text{ g mol}^{-1}$
- ☐  $145\text{ g mol}^{-1}$
- ☐  $155\text{ g mol}^{-1}$
- ☐  $165\text{ g mol}^{-1}$

3A18

Uma amostra de 4,4 g de um gás ocupa um volume de 3,1 L a  $10^{\circ}\text{C}$  e 566 Torr.

**Assinale** a alternativa que apresenta a razão entre as massas específicas deste gás e a do hidrogênio gasoso nas mesmas condições de pressão e temperatura.

- ☐ 2,2
- ☐ 4,4
- ☐ 10
- ☐ 22
- ☐ 44

3A19

Após inalar ar na superfície, uma pessoa mergulha até uma profundidade de 200 m em apnéia, sem exalar.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da pressão parcial de oxigênio no pulmão do mergulhador.

- ☐ 3 atm
- ☐ 4 atm
- ☐ 5 atm
- ☐ 6 atm
- ☐ 7 atm

3A20

Considere um recipiente de 320 L, ao qual são adicionados:

1.  $30,000\text{ cm}^3$  de hélio a 760 Torr e  $27^{\circ}\text{C}$
2. 250 L de monóxido de carbono a 1140 Torr e  $-23^{\circ}\text{C}$
3.  $2\text{ m}^3$  de monóxido de nitrogênio a 0,273 atm e  $0^{\circ}\text{C}$

**Assinale** a opção que apresenta a pressão parcial do hélio na mistura gasosa cuja pressão total é de 4,5 atm.

- ☐ 0,1 atm
- ☐ 0,2 atm
- ☐ 0,5 atm
- ☐ 1 atm
- ☐ 2 atm

3A27

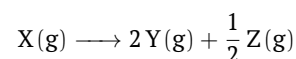
O superóxido de potássio,  $\text{KO}_2$ , pode ser utilizado como purificador de ar porque reage com o dióxido de carbono liberando oxigênio e formando carbonato de potássio.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de  $\text{KO}_2$  necessária para a produção de 22,4 L de oxigênio em CNTP.

- ☐ 59 g
- ☐ 68 g
- ☐ 77 g
- ☐ 86 g
- ☐ 95 g

3A28

Em recipiente fechado, mantido a volume e temperatura constantes, ocorre a reação:



**Assinale** a alternativa com a pressão no recipiente, sendo  $P_0$  a pressão inicial e  $\alpha$  o grau de reação.

- ☐  $P = (1 + \frac{1}{2}\alpha) P_0$
- ☐  $P = (1 + \alpha) P_0$
- ☐  $P = (1 + \frac{3}{2}\alpha) P_0$
- ☐  $P = (1 + 2\alpha) P_0$
- ☐  $P = (1 + \frac{5}{2}\alpha) P_0$

3A23



Uma amostra de 1,264 g de Nitropenta ( $\text{C}_5\text{H}_8\text{N}_4\text{O}_{12}$ ) é detonada num vaso fechado resistente de  $0,05 \text{ dm}^3$  de volume interno, pressurizado com quantidade estequiométrica de oxigênio puro, a 300 K.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da pressão inicial do vaso.

- ☐ 1 atm
- ☐ 2 atm
- ☐ 3 atm
- ☐ 4 atm
- ☐ 5 atm

3A24

Considere uma mistura gasosa constituída de propano, metano e monóxido de carbono. A combustão, com excesso de oxigênio, de 50 mL dessa mistura gasosa forma 70 mL de dióxido de carbono.

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

- ☐ 10 %
- ☐ 20 %
- ☐ 30 %
- ☐ 40 %
- ☐ 50 %

3A25

**Assinale** a alternativa com a pressão parcial do oxigênio em uma amostra coletada sobre água a  $25^\circ\text{C}$  e 745 Torr.

- ☐ 321 Torr
- ☐ 421 Torr
- ☐ 521 Torr
- ☐ 621 Torr
- ☐ 721 Torr

#### Dados

- $P_{\text{vap}}^{298\text{K}}(\text{H}_2\text{O}) = 23,8 \text{ Torr}$

3A26

A reação de 0,40 g de uma amostra de zinco impuro com excesso de ácido clorídrico, forma 127 mL de gás hidrogênio, coletado sobre água em  $10^\circ\text{C}$  sob pressão de 738 Torr.

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

- ☐ 56 %
- ☐ 66 %
- ☐ 76 %
- ☐ 86 %
- ☐ 96 %

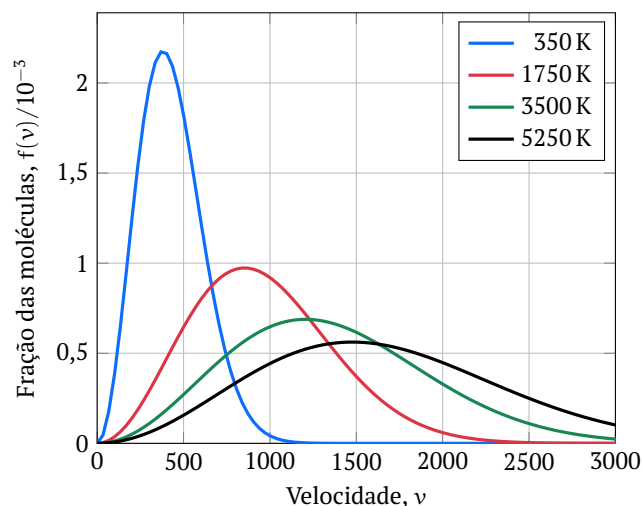


FIGURA 3 Fração por velocidade.

#### Nível II

3A29

Considere um tubo de 3 m de comprimento. Em uma das pontas do tubo é colocado um algodão com uma solução de ácido clorídrico e na outra é colocado um algodão com uma solução de amônia. Um aerossol branco é formado no interior do tubo.

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

- ☐ 1,22 m
- ☐ 1,50 m
- ☐ 1,78 m
- ☐ 2,00 m
- ☐ 2,22 m

3A46

No corredor de um laboratório são abertos, no mesmo instante, dois frascos. O frasco da esquerda contém etanoato de etila, enquanto o frasco da direita contém éter metílico. A distância entre os frascos é de 2,4 m.

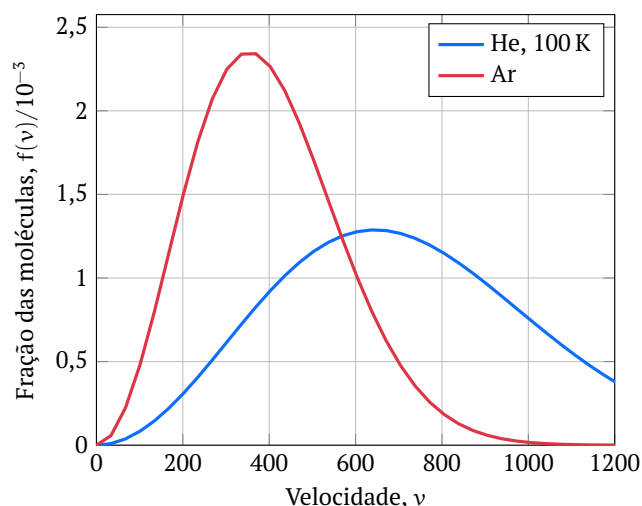
**Determine** em que posições do laboratório é possível sentir o cheiro dos compostos simultaneamente.

3A30

Considere duas garrafas, uma contendo 1 mol de He e outra 1 mol de Ar na mesma temperatura. Nessa temperatura, a raiz da velocidade quadrática média do Ar é  $467 \text{ m s}^{-1}$ . A distribuição de velocidades do argônio em diferentes temperaturas é apresentada a seguir.

- a. **Determine** a temperatura das garrafas.
- b. **Determine** a razão entre o número de átomos de hélio e de argônio com velocidade mais provável nessa temperatura.

3A31



**FIGURA 4** Fração por velocidade.

Considere a distribuição de velocidades de uma amostra de hélio a 100 K e uma amostra de argônio.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da temperatura da amostra de argônio.

- ☐ 100 K
- ☐ 200 K
- ☐ 300 K
- ☐ 400 K
- ☐ 500 K

3A32

O sólido poroso **A** é preenchido com ar em CNTP e inserido no recipiente **B**, previamente evacuado. O recipiente **B** é carregado com gás hidrogênio.

**Esboce** o gráfico da pressão no recipiente **A** em função do tempo.

3A33

Considere um recipiente com dois compartimentos de volumes iguais separados por uma membrana de paládio, permeável apenas à passagem de hidrogênio. Inicialmente, o compartimento 1 contém 1 atm de hidrogênio e o compartimento 2 contém 1 atm de uma mistura de hidrogênio e nitrogênio.

**Assinale** a alternativa *correta*.

- ☐  $P(\text{H}_2, \text{puro}) = 0$
- ☐  $P(\text{H}_2, \text{puro}) = P(\text{N}_2, \text{mistura})$
- ☐  $P(\text{H}_2, \text{puro}) = P(\text{mistura})$
- ☐  $P(\text{H}_2, \text{puro}) = P(\text{H}_2, \text{mistura})$
- ☐  $P(\text{mistura}) = 2 \text{ atm}$

3A34

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

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

- ☐  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$
- ☐  $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$
- ☐  $\text{C}_3\text{H}_5\text{Cl}$
- ☐  $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$
- ☐  $\text{C}_4\text{H}_7\text{Cl}$

3A35

Em 2 min, 29,7 mL de hélio efundem por um orifício. Nas mesmas condições, 10 mL de uma mistura de  $\text{CO}$  e  $\text{CO}_2$  efundem nesse mesmo intervalo de tempo.

- a. **Determine** a fração de  $\text{CO}_2$  na mistura.
- b. **Determine** a composição dos gases que passam pelo orifício logo após o início da efusão.

3A37

Um balão selado feito de um material flexível deve ser projetado para transportar uma carga de 10 kg. O balão é preenchido com  $22,4 \text{ m}^3$  de argônio em CNTP.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da temperatura mínima que o balão deve ser aquecido para que esse flutue na atmosfera em CNTP.

- ☐  $100^\circ\text{C}$
- ☐  $150^\circ\text{C}$
- ☐  $200^\circ\text{C}$
- ☐  $250^\circ\text{C}$
- ☐  $300^\circ\text{C}$

3A38

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de carga útil que pode ser levantada por um balão de 10 kg de hidrogênio em CNTP.

- ☐ 115 kg
- ☐ 135 kg
- ☐ 155 kg
- ☐ 175 kg
- ☐ 195 kg

3A21

Um frasco fechado contém 20 g de uma mistura hidrogênio e monóxido de nitrogênio. A pressão parcial do monóxido de nitrogênio é  $\frac{3}{2}$  da pressão parcial do hidrogênio molecular.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração mássica do hidrogênio na mistura gasosa.

- ☐ 4 %
- ☐ 6 %
- ☐ 8 %
- ☐ 10 %
- ☐ 12 %

3A22

Todos os átomos de carbono de uma amostra de gás que contém 80 % de metano, 10 % de etano, 5 % de propano e 5 % de nitrogênio em volume são convertidos em butadieno.

**Assinale** a alternativa com a massa de butadieno formada a partir de 100 g do gás.

- ☐ 50 g
- ☐ 60 g
- ☐ 70 g
- ☐ 80 g
- ☐ 90 g

3A39

Uma amostra de 115 mg de eugenol foi colocada em um balão evacuado de 500 mL a 280 °C. A pressão exercida pelo eugenol no balão, nessas condições, foi 48,3 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 massa molar do eugenol.
- b. **Determine** a fórmula molecular do eugenol

3A40

Um cilindro contendo um hidrocarboneto ignitado. Os gases da exaustão são coletados em um cilindro a 375 K atingindo a pressão de 1,51 atm, com densidade de  $1,391 \text{ g L}^{-1}$ .

- a. **Determine** a composição dos gases de exaustão.
- b. **Determine** a fórmula molecular do hidrocarboneto.

3A41

Um cilindro de ácido sulfídrico é conectado a outro de oxigênio em excesso, totalizando 24 L. Os produtos da reação ocupam um volume de 10 L nas mesmas condições.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume do cilindro de ácido sulfídrico.

- ☐ 14,7 L
- ☐ 9,3 L
- ☐ 12,0 L
- ☐ 5,7 L
- ☐ 15,7 L

3A42

Considere um recipiente de paredes reforçadas com 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  $\text{O}_2$  é adicionado à mistura até que a pressão passe ao valor de 1,00 atm. A mistura é ignitada e 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.

- ☐ 0,07
- ☐ 0,11
- ☐ 0,14
- ☐ 0,70
- ☐ 1,00

3A43

Um reator batelada contém 5 mol de grafite e 112 L de oxigênio em CNTP. A mistura é ignitada e todo grafite é convertido, formando uma mistura de CO e  $\text{CO}_2$ . O processo é realizado em temperatura constante e a pressão aumenta em 20 % ao final do processo.

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

- ☐ 0,4 atm
- ☐ 0,6 atm
- ☐ 0,8 atm
- ☐ 1,0 atm
- ☐ 1,2 atm

3A44

Gás metano é bombeado para uma câmara de combustão a uma taxa  $200 \text{ L s}^{-1}$ , a 1,5 atm e temperatura ambiente. Ar é adicionado à câmara a 1 atm, na mesma temperatura, e a mistura gasosa é ignitada. Para garantir que todo o metano sofra combustão, a quantidade de oxigênio bombeada é três vezes maior que a quantidade necessária para a combustão completa de todo o metano. Uma fração de 5 % do carbono na corrente de exaustão estava na forma de monóxido e o restante na forma de dióxido de carbono.

- Determine** a vazão de ar necessária para fornecer a quantidade de oxigênio necessária.
- Verifique** se a concentração de monóxido de carbono na corrente de saída está na faixa permitida

### Nível III

3A36

**Esboce** o gráfico da variação da capacidade calorífica molar em volume constante do iodo molecular em função da temperatura.

3A49

O sol é formado por plasma, um estado da matéria em que os elétrons foram removidos dos átomos de hidrogênio. No ponto médio entre o centro e a superfície do sol, a temperatura é 3,6 MK e a densidade é  $1,2 \text{ g cm}^{-3}$ .

- Determine** a pressão nesse ponto.
- Determine** a densidade de energia nesse ponto.

3A50

Um feixe de átomos de bismuto é direcionado a um cilindro de 15 cm de diâmetro em rotação a 130 Hz no vácuo. Uma pequena abertura no cilindro permite que os átomos atinjam a área alvo. Em um experimento a 850 °C, alguns átomos de bismuto acertaram o alvo a 2,8 cm do centro.

- Esboce** o gráfico da espessura da camada de bismuto na área alvo em função da distância do centro.
- Determine** a velocidade dos átomos de bismuto.

3A47

O urânio é encontrado na natureza na forma de dois isotopos, urânio-235 e urânio-238. Para a construção de bombas nucleares, deve ser utilizado urânio enriquecido, isto é, conteúdo pelo menos 99 % do isótopo urânio-235. Para o enriquecimento, o urânio é convertido em seu hexafluoreto, um gás, que efunde por uma barreira porosa. O processo é repetido até atingir a concentração desejada.

- Determine** a fração de urânio-235 na natureza.
- Determine** a fração de urânio-235 quando uma amostra de urânio natural passa por uma etapa de efusão.
- Determine** o número de etapas necessárias para obter urânio enriquecido a partir do urânio natural.

3A48

**Verifique** a veracidade da frase: toda inspiração contém moléculas de ar que já estiveram nos pulmões de Wolfgang Amadeus Mozart (1756-1791).

### Dados

- $T_{\text{corpo}} = 37^\circ\text{C}$
- $V_{\text{pulmão}} = 500 \text{ mL}$
- $f_{\text{respiratória}} = 12 \text{ min}^{-1}$

3A51

**Determine** a distância média entre as moléculas de vapor d'água a 100 °C e 1 atm.

3A45

A transformação isovolumétrica de um gás triatômico hipotético  $A_3$  em outro diatômico  $A_2$  envolve a liberação de 54 kJ por mol de  $A_3$ . A capacidade calorífica molar, a volume constante do gás  $A_2$ , é de  $30 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ . Após a transformação isocórica de todo  $A_3$  em  $A_2$ ,

**Determine** o aumento percentual de pressão em um recipiente isolado quando o gás  $A_3$  é convertido em  $A_2$  em volume constante a 27 °C.

## Gabarito

### Nível I

- |                              |                              |                              |                              |                              |
|------------------------------|------------------------------|------------------------------|------------------------------|------------------------------|
| 1. <input type="checkbox"/>  | 2. <input type="checkbox"/>  | 3. <input type="checkbox"/>  | 4. <input type="checkbox"/>  | 5. <input type="checkbox"/>  |
| 6. <input type="checkbox"/>  | 7. <input type="checkbox"/>  | 8. <input type="checkbox"/>  | 9. <input type="checkbox"/>  | 10. <input type="checkbox"/> |
| 11. <input type="checkbox"/> | 12. <input type="checkbox"/> | 13. <input type="checkbox"/> | 14. <input type="checkbox"/> | 15. <input type="checkbox"/> |
| 16. <input type="checkbox"/> | 17. <input type="checkbox"/> | 18. <input type="checkbox"/> | 19. <input type="checkbox"/> | 20. <input type="checkbox"/> |
| 21. <input type="checkbox"/> | 22. <input type="checkbox"/> | 23. <input type="checkbox"/> | 24. <input type="checkbox"/> | 25. <input type="checkbox"/> |
| 26. <input type="checkbox"/> |                              |                              |                              |                              |

### Nível II

- ☐
- 17 m à esquerda ou 1 m à direita do frasco de etanoato de etila.
- 350 K
  - 0,32
- ☐
- Em temperatura constante, quanto mais leves as moléculas de gás, mais rápida é a velocidade média. Portanto, a pressão aumentará inicialmente porque as moléculas de  $\text{H}_2$ , mais leves, serão efundidas no recipiente A mais rapidamente do que o ar escapará. No entanto, as pressões acabarão se igualando assim que os gases tiverem tempo de se misturar completamente.
- ☐
- ☐
- 50%

- b. 55,6% CO e 44,4% CO<sub>2</sub>
9. ☐
10. ☐
11. ☐
12. ☐
13. a. 164 g mol<sup>-1</sup>  
b. C<sub>10</sub>H<sub>12</sub>O<sub>2</sub>
14. a. 25 % CO<sub>2</sub>, 75 % H<sub>2</sub>O  
b. C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>
15. ☐
16. ☐
17. ☐
18. a. 9000 L s<sup>-1</sup>  
b. A concentração de monóxido de carbono está fora da faixa permitida, já que  $x_{\text{CO}} = 24\%$ .

### Nível III

1. Esboço
2. a. 354 atm  
b. 53 MJ m<sup>-3</sup>
3. a. Distribuição de Maxwell-Boltzmann  
b. 61,28 m s<sup>-1</sup>
4. a. 0,72 %  
b. 0,723 %  
c. 1148
5. Verdadeiro, supondo que a atmosfera é uma mistura homogênea.
6. 3,7 nm
7. 650 %