

Substâncias

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensí, Coordenação de Química



Sumário

1 A matéria	1
1.1 Os estados da matéria	1
1.2 As propriedades da matéria	1
2 O mol e as massas molares	2
2.1 O mol	2
2.2 A massa molar	2
3 A determinação da composição	4
3.1 A composição percentual em massa	4
3.2 A determinação das fórmulas empíricas	4
3.3 A determinação das fórmulas moleculares	4
4 A natureza dos gases	5
4.1 A observação dos gases	5
4.2 A pressão	5
4.3 A lei dos gases ideais	6
4.4 O volume molar e a densidade dos gases	6

1 A matéria

Sempre que você toca, muda de lugar ou pesa alguma coisa, você está trabalhando com a matéria. As propriedades da matéria são o objeto da química, particularmente a conversão de uma forma da matéria em outra. Mas, o que é matéria? A matéria é, na verdade, muito difícil de ser definida com precisão sem o apoio das ideias avançadas da física das partículas elementares, porém uma definição operacional simples é que **matéria** é qualquer coisa que tem massa e ocupa espaço. Assim, o ouro, a água e a carne são formas da matéria, mas a radiação eletromagnética (que inclui a luz) e a justiça não o são.

Uma das características da ciência é que ela usa as palavras comuns de nossa linguagem cotidiana, mas lhes dá significado preciso. Na linguagem diária, uma **substância** é apenas outro nome da matéria. Em química, porém, uma substância é uma forma simples e pura da matéria. Logo, ouro e água são substâncias distintas. A carne é uma mistura de muitas substâncias diferentes e, no sentido técnico usado em química, não é uma **substância**. O ar é matéria, mas, sendo uma mistura de vários gases, não é uma substância simples.

1.1 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.

Em um sólido, como o gelo ou o cobre, os átomos são empacotados de modo a ficarem muito perto uns dos outros. O sólido é rígido porque os átomos não podem mover-se facilmente, porém, não ficam imóveis: eles oscilam em torno de sua posição média, e o movimento de oscilação fica mais vigoroso com o aumento da temperatura. Os átomos e as moléculas de um líquido têm empacotamento semelhante ao de um sólido, porém eles têm energia suficiente para mover-se facilmente uns em relação aos outros. O resultado é que um líquido, como a água ou o cobre fundido, flui em resposta a forças como a da gravidade. Em um gás, como o ar (que é uma mistura de nitrogênio e oxigênio, principalmente) e o vapor de água, as moléculas são quase totalmente livres umas das outras: elas se movem pelo espaço em velocidades próximas à do som, eventualmente colidindo e mudando de direção.

Os três estados da matéria mais comuns são sólido, líquido e gás.

1.2 As propriedades da matéria

A química trata das **propriedades** da matéria, isto é, de suas características. Uma propriedade física de uma substância é uma característica que pode ser observada ou medida sem mudar a identidade dessa substância. A massa, por exemplo, é uma propriedade física de uma amostra de água; outra, é sua temperatura. As propriedades físicas incluem características como o ponto de fusão (a temperatura na qual um sólido passa a líquido), a dureza, a cor, o estado da matéria (sólido, líquido ou gás) e a densidade. Quando uma substância sofre uma **alteração física**, sua identidade não muda, porém as propriedades físicas tornam-se diferentes. Quando a água congela, por exemplo, o gelo sólido ainda é água. Uma propriedade química refere-se à capacidade de uma substância de transformar-se em outra substância. Uma **propriedade química** do gás hidrogênio, por exemplo, é que ele reage com oxigênio (queima) para produzir água. Uma propriedade química do metal zinco é que ele reage com ácidos para produzir o gás hidrogênio. Quando uma substância sofre uma **alteração química**, ela é transformada em uma substância diferente, como o hidrogênio sendo convertido em água.

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.

Mais precisamente, se um sistema é dividido em partes e verifica-se que a propriedade do sistema completo tem um valor que é a soma dos valores encontrados para a propriedade em cada uma das partes, então esta propriedade é extensiva. Se isso não acontecer, então a propriedade é intensiva. O volume é uma propriedade extensiva: 2 kg de água ocupam duas vezes o volume de

1 kg de água. A temperatura é uma propriedade intensiva, porque, independentemente do tamanho da amostra de um banho uniforme de água, a temperatura dela será sempre a mesma. A importância da distinção é que substâncias diferentes podem ser identificadas com base em suas propriedades intensivas. Assim, uma amostra de água é identificada observando-se sua cor, sua densidade (1 g cm^{-3}), seu ponto de fusão (0°C), seu ponto de ebulição (100°C) e o fato de que é um líquido.

Algumas propriedades intensivas são uma razão entre duas propriedades extensivas. Por exemplo, a densidade é a razão entre a massa, m , de uma amostra dividida por seu volume, V :

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \quad \text{ou} \quad d = \frac{m}{V} \quad (1)$$

A densidade de uma substância independe do tamanho da amostra, porque quando o volume dobra, sua massa também dobra, assim a razão entre a massa e o volume permanece constante. Portanto, a densidade é uma propriedade intensiva e pode ser utilizada para identificar uma substância. A maior parte das propriedades depende do estado da matéria e de condições como temperatura e pressão. Por exemplo, a densidade da água em 0°C é $1,00 \text{ g cm}^{-3}$, mas em 100°C é $0,96 \text{ g cm}^{-3}$. A densidade do gelo em 0°C é $0,92 \text{ g cm}^{-3}$, e a densidade do vapor de água em 100°C e na pressão atmosférica é cerca de duas vezes menor, $0,60 \text{ g cm}^{-3}$.

EXEMPLO 1 Cálculo da massa usando a densidade

A densidade do selênio é $4,8 \text{ g cm}^{-3}$.

Calcule a massa de $6,5 \text{ cm}^3$ de selênio.

Etapa 1. Use a definição de densidade.

De $d = m/V$

$$m = (4,8 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}) \times (6,5 \text{ cm}^3) = \boxed{31 \text{ g}}$$

PONTO PARA PENSAR

Quando você aquece um gás em temperatura constante, ele expande. A densidade do gás aumenta, diminui ou permanece constante durante a expansão?

As propriedades químicas envolvem a mudança de identidade de uma substância; as propriedades físicas não. As propriedades extensivas dependem do tamanho da amostra; as intensivas não.

2 O mol e as massas molares

Números astronômicos de moléculas ocorrem mesmo em pequenas amostras: 1 mL de água contém 3×10^{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.

2.1 O mol

Os químicos descrevem os números de átomos, íons e moléculas em termos de uma unidade chamada **mol**. O mol é o análogo da

dúzia dos atacadistas, definida como um conjunto de 12 objetos. No caso de um 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.

Para *contar* os átomos em 12 g de carbono-12, você deve dividir a massa de 12 g da amostra pela massa do átomo. A massa do átomo de carbono-12 foi determinada por espectrometria como cerca de $2 \times 10^{-23} \text{ g}$. 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 6×10^{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**. 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

$$N = nN_A \quad (2)$$

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 6×10^{23} .

EXEMPLO 2 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. Calcule a quantidade em mols.

De $n = N/N_A$

$$n_H = \frac{N_H}{N_A} = \frac{1,2 \times 10^{24}}{6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = \boxed{2 \text{ mol}}$$

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.

2.2 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 (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

$$m = nM \quad (3)$$

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

EXEMPLO 3 Cálculo do número de átomos em uma amostra

Calcule o número de átomos de flúor em 22,8 g de F_2 .

Etapla 1. Calcule a quantidade de F_2 em mols.

$$\text{De } n = m/M$$

$$n_{\text{F}_2} = \frac{22,8 \text{ g}}{38 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,6 \text{ mol}$$

Etapla 2. Calcule o número de moléculas de F_2 .

$$\text{De } n = N/N_A$$

$$N_{\text{F}_2} = (0,6 \text{ mol}) \times (6 \times 10^{23}) = 3,6 \times 10^{23}$$

Etapla 3. Calcule o número de átomos de F.

Como cada molécula de F_2 contém dois átomos de F

$$N_{\text{F}} = (3,6 \times 10^{23}) \times 2 = 7,2 \times 10^{23}$$

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):

$$M = m_{\text{átomo}} N_A \quad (4a)$$

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, $f_{\text{isótopo}}$.

$$m_{\text{átomo, média}} = \sum_{\text{isótopos}} f_{\text{isótopo}} m_{\text{isótopo}} \quad (4b)$$

A massa molecular média correspondente é

$$M = m_{\text{átomo, média}} N_A \quad (4c)$$

Todas as massas molares referem-se aos valores médios. Assim, podemos escrever

$$M = \sum_{\text{isótopos}} f_{\text{isótopo}} M_{\text{isótopo}} \quad (4d)$$

EXEMPLO 4 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 g mol^{-1} e a de um átomo de cloro-37 é 37 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.

Etapla 1. Calcule a massa molar média.

$$\text{De } M = f_{\text{cloro-35}} M_{\text{cloro-35}} + f_{\text{cloro-37}} M_{\text{cloro-37}}$$

$$M = \left\{ 0,75 \times (35) + 0,25 \times (37) \right\} \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$= 35,5 \text{ g mol}^{-1}$$

PONTO PARA PENSAR

Por que, 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 mol de Al, 3 mol de S e 12 mol de O. Portanto, a massa molar do $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ é

$$M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 2M_{\text{Al}} + 3M_{\text{S}} + 12M_{\text{O}}$$

$$= \left\{ 2 \times (27) + 3 \times (32) + 12 \times (16) \right\} \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$= 346 \text{ g mol}^{-1}$$

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

EXEMPLO 5 Cálculo da massa a partir do número de mols

Calcule a massa de 0,1 mol de H_2SO_4 .

Etapla 1. Calcule a massa molar de H_2SO_4 .

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2M_{\text{H}} + M_{\text{S}} + 4M_{\text{O}}$$

$$= \left\{ 2 \times (1) + (32) + 4 \times (16) \right\} \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$= 98 \text{ g mol}^{-1}$$

Etapla 2. Calcule a massa de H_2SO_4 .

$$\text{De } m = nM$$

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

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.

3 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, CH_2O , 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 CH_2O , (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 (CH_2O) da glicose, mas são compostos diferentes com propriedades diferentes.

3.1 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 percentagem 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, descrita no Tópico 3B.

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

EXEMPLO 6 Cálculo da fração mássica de um elemento em um composto

Calcule a fração mássica de hidrogênio na água.

Etapas 1. Divida a massa de hidrogênio pela massa da molécula.

$$\text{De } f_{\text{H}} = m_{\text{H}}/m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$f_{\text{H}} = \frac{(2 \text{ mol}) \times (1 \frac{\text{g}}{\text{mol}})}{(1 \text{ mol}) \times (18 \frac{\text{g}}{\text{mol}})} = 11,2\%$$

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

3.2 A determinação das fórmulas empíricas

Para converter a composição percentual em uma fórmula empírica, converta as percentagens 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.

ATENÇÃO Sempre que precisarmos calcular uma propriedade intensiva é conveniente utilizar uma base de cálculo.

EXEMPLO 7 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.

Etapas 1. Calcule a massa de cada elemento em 100 g do composto.

A massa de cada elemento em 100 g do composto é igual a sua percentagem em massa em gramas.

$$m_{\text{C}} = 40,9 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}} = 4,58 \text{ g}$$

$$m_{\text{O}} = 54,5 \text{ g}$$

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

$$n_{\text{C}} = \frac{40,9 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 3,41 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{4,58 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,58 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{54,5 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 3,41 \text{ mol}$$

Etapas 3. Divida cada quantidade de átomos pela menor quantidade.

$$\text{C} : \frac{3,41 \text{ mol}}{3,41 \text{ mol}} = 1,00$$

$$\text{H} : \frac{4,58 \text{ mol}}{3,41 \text{ mol}} = 1,33 = \frac{4}{3}$$

$$\text{O} : \frac{3,41 \text{ mol}}{3,41 \text{ mol}} = 1,00$$

Etapas 4. Como um composto só pode conter um número inteiro de átomos, multiplique pelo menor fator que gere um número inteiro para cada elemento.

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

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

3.3 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 8 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 $C_3H_4O_3$ é 176 g mol^{-1} .

Determine a fórmula molecular do composto.

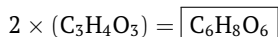
Etapla 1. Calcule a massa molar de uma fórmula unitária.

$$\begin{aligned} M_{C_3H_4O_3} &= 3M_C + 4M_H + 3M_O \\ &= \left\{ 3 \times (12) + 4 \times (1) + 3 \times (16) \right\} \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ &= 88 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

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

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

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



A fórmula molecular de um composto é obtida determinando-se quantas fórmulas empíricas unitárias são necessárias para atingir a massa molar medida do composto.

4 A natureza dos gases

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

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

4.1 A observação dos gases

As amostras de gases suficientemente grandes para serem estudadas são exemplos de **matéria em grosso** (*bulk*), isto é, matéria formada por um número muito grande de moléculas. Suas propriedades são consequência do comportamento coletivo dessas partículas. No caso de um gás, por exemplo, quando você pressiona o êmbolo de uma bomba para encher o pneu de sua bicicleta,

você sente que o ar é **compressível** — isto é, que ele pode ser confinado em um volume menor do que o inicial. O ato de reduzir o volume de uma amostra de gás é chamado de **compressão**. A observação de que os gases são mais compressíveis do que os sólidos e líquidos sugere que existe muito espaço livre entre as moléculas dos gases.

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

4.2 A pressão

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

$$P = \frac{F}{A} \quad (5)$$

A pressão que um gás exerce nas paredes de um recipiente resulta das colisões de suas moléculas com elas. Quanto mais forte for a *tempestade* das moléculas sobre a superfície, maior será a força e, consequentemente, a pressão.

UNIDADES A unidade SI de pressão é o pascal, $1 \text{ Pa} = 1 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-2}$. Um pascal é uma unidade muito pequena de pressão: a atmosfera exerce uma pressão de aproximadamente $1 \times 10^5 \text{ Pa}$ ao nível do mar; 1 Pa é a pressão que seria exercida por uma camada de água de 0,1 mm de espessura.

Qualquer objeto na superfície da Terra é atingido continuamente por uma tempestade invisível de moléculas e que exerce uma força sobre ele. Até em um dia aparentemente tranquilo, estamos no meio de uma tempestade de moléculas.

Embora a unidade SI de pressão seja o pascal (Pa), outras unidades também são muito utilizadas. A pressão atmosférica normal é de cerca de 100 kPa e é útil usar o bar, exatamente 100 kPa, como unidade:

$$1 \text{ bar} = 1 \times 10^5 \text{ Pa}$$

A pressão padrão para a listagem de dados é definida hoje como 1 bar exatamente e representada por P° .

Uma pressão de 1 bar é semelhante a uma unidade tradicional e muito usada, baseada na pressão típica exercida pela atmosfera ao nível do mar, chamada de atmosfera (atm). Esta unidade é definida pela relação exata

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa}$$

Observe que $1 \text{ atm} = 1,013\,25 \text{ Pa}$ e que, por isso, 1 atm é um pouco maior do que 1 bar. O uso de barômetros de mercúrio no passado levou ao uso da altura da coluna de mercúrio (em milímetros) para expressar pressão em **milímetros de mercúrio**. Essa unidade é definida em termos da pressão exercida por uma coluna de mercúrio de altura igual a 1 mm sob certas condições, mas ela está sendo substituída por uma unidade de magnitude semelhante, o **torr** (Torr). Esta unidade é definida pela relação exata

$$760 \text{ Torr} = 1 \text{ atm}$$

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

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

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

para valores de volume e pressão expressos em outras unidades.

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

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

ATENÇÃO Um gás hipotético que obedece à lei dos gases ideais sob todas as condições é chamado de **gás ideal**. Todos os gases reais obedecem à equação com precisão crescente à medida que a pressão é reduzida até chegar a zero. A lei dos gases ideais, 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.

EXEMPLO 9 Cálculo da pressão de uma amostra

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

Calcule a pressão no interior das células.

Etapa 1. Calcule a quantidade de gás neônio.

De $n = m/M$

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

Etapa 2. Use a lei dos gases ideais.

De $PV = nRT$,

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

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

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

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

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

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

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

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

4.4 O volume molar e a densidade dos gases

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

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

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

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

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

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 10 Cálculo da massa molar de um gás a partir de sua densidade

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

Calcule a massa molar do geraniol.

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

De $d = PM/RT$

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

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

$$M = \frac{(0,48 \frac{\text{g}}{\text{L}}) \times (62,4 \frac{\text{Torr L}}{\text{K mol}}) \times (533 \text{ K})}{(103 \text{ Torr})}$$
$$= 155 \text{ g mol}^{-1}$$

As condições normais de temperatura e pressão (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

PROBLEMA 1

Uma amostra de uma droga extraída de um fruto usado pela tribo peruana *Achuar Jivaro* para tratar infecções fúngicas contém 3×10^{24} átomos de oxigênio.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da quantidade de átomos de oxigênio na amostra.

- A** 5,0 mol **B** 6,7 mol **C** 9,0 mol
D 12 mol **E** 16 mol

PROBLEMA 2

Uma molécula de DNA humano contém $3,5 \times 10^{-15}$ mol de carbono.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do número de átomos de carbono em uma molécula de DNA.

- A** $2,1 \times 10^8$ **B** $6,5 \times 10^8$ **C** 2×10^9
D $6,1 \times 10^9$ **E** $1,9 \times 10^{10}$

PROBLEMA 3

A massa de uma moeda feita com cobre puro é 3,2 g.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da quantidade de cobre na moeda.

- A** 0,016 mol **B** 0,023 mol **C** 0,034 mol
D 0,050 mol **E** 0,073 mol

PROBLEMA 4

A cada dia são coletados 5,4 kg de alumínio em uma lixeira para resíduos recicláveis.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do número de átomo de alumínio coletados em um dia.

- A** $1,2 \times 10^{26}$ **B** $7,7 \times 10^{26}$ **C** $4,9 \times 10^{27}$
D $3,2 \times 10^{28}$ **E** $2,0 \times 10^{29}$

PROBLEMA 5

A composição de uma amostra típica de magnésio é 79% de magnésio-24 (massa atômica $3,98 \times 10^{-23}$ g), 10% de magnésio-25 ($4,15 \times 10^{-23}$ g) e 11% de magnésio-26 ($4,31 \times 10^{-23}$ g).

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa molar de uma amostra típica de magnésio.

- A** $24,1 \text{ g mol}^{-1}$ **B** $24,2 \text{ g mol}^{-1}$ **C** $24,3 \text{ g mol}^{-1}$
D $24,4 \text{ g mol}^{-1}$ **E** $24,5 \text{ g mol}^{-1}$

PROBLEMA 6

A composição de uma amostra natural de cobre é 70% de cobre-63 (massa molar $62,9 \text{ g mol}^{-1}$) e 30% de cobre-65 ($64,9 \text{ g mol}^{-1}$).

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa molar de uma amostra típica de cobre.

- A** $63,1 \text{ g mol}^{-1}$ **B** $63,2 \text{ g mol}^{-1}$ **C** $63,3 \text{ g mol}^{-1}$
D $63,4 \text{ g mol}^{-1}$ **E** $63,5 \text{ g mol}^{-1}$

PROBLEMA 7

A ureia, $\text{OC}(\text{NH}_2)_2$, é usada em cremes faciais e, em maior escala, como fertilizante agrícola.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da quantidade de moléculas de ureia em uma amostra de $2,3 \times 10^5$ g.

- A** $2,0 \times 10^3 \text{ mol}$ **B** $3,8 \times 10^3 \text{ mol}$ **C** $7,3 \times 10^3 \text{ mol}$
D $1,4 \times 10^4 \text{ mol}$ **E** $2,7 \times 10^4 \text{ mol}$

PROBLEMA 8

A cal hidratada, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, é usada para ajustar a acidez dos solos.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da quantidade de fórmulas unitárias em uma amostra de 1 kg de cal.

- A** 13 mol **B** 18 mol **C** 26 mol
D 37 mol **E** 53 mol

PROBLEMA 9

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa de 0,2 mol de hidrogenossulfato de sódio anidro, NaHSO_4 .

- A** 24 g **B** 35 g **C** 52 g
D 77 g **E** 110 g

PROBLEMA 10

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa de 1,5 mol de hidrogenossulfato de ácido acético, CH_3COOH .

- A** 57 g **B** 90 g **C** 140 g
D 230 g **E** 360 g

PROBLEMA 11

Uma usina de enriquecimento de urânio processou 25 kg de hexafluoreto de urânio, UF₆.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da quantidade de flúor na amostra processada.

- A** 84 mol **B** 140 mol **C** 250 mol
D 430 mol **E** 740 mol

PROBLEMA 12

Um químico quer extrair o ouro existente em 14 g de cloreto de ouro(III) di-hidratado, AuCl₃ · 2 H₂O, em uma solução com água.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa de ouro que pode ser obtida da amostra.

- A** 5,8 g **B** 8,0 g **C** 11 g
D 15 g **E** 21 g

PROBLEMA 13

Há séculos, os aborígenes australianos usam folhas de eucalipto para aliviar gargantas irritadas e outras dores. O ingrediente ativo primário foi identificado e recebeu o nome de eucaliptol.

A análise de uma amostra de eucaliptol de massa total 3,16 g mostrou em sua composição 2,46 g de carbono, 0,373 g de hidrogênio e 0,329 g de oxigênio.

Assinale a alternativa com a composição mássica do eucaliptol.

- A** 72% C, 16% H, 12% O **B** 72% C, 14% H, 14% O
C 74% C, 12% H, 14% O **D** 78% C, 12% H, 10% O
E 78% C, 10% H, 12% O

PROBLEMA 14

O composto α -pineno, um antisséptico natural encontrado na resina de pinheiros, tem sido usado desde tempos antigos por curandeiros da tribo *Zuni*.

Uma amostra de 7,5 g de α -pineno contém 6,61 g de carbono e 0,89 g de hidrogênio.

Assinale a alternativa com a composição mássica do α -pineno.

- A** 82% C, 18% H **B** 84% C, 16% H **C** 86% C, 14% H
D 88% C, 12% H **E** 90% C, 10% H

PROBLEMA 15

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de cloro no cloreto de sódio, NaCl.

- A** 61 % **B** 95 % **C** 150 %
D 230 % **E** 360 %

PROBLEMA 16

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de prata no nitrato de prata, AgNO₃.

- A** 63 % **B** 98 % **C** 150 %
D 240 % **E** 370 %

PROBLEMA 17

Considere os compostos NH₃, N₂O, HNO₂.

Assinale a alternativa que relaciona os compostos em ordem *crescente* da fração mássica de nitrogênio.

- A** NH₃; HNO₂; N₂O. **B** N₂O; NH₃; HNO₂.
C HNO₂; N₂O; NH₃. **D** N₂O; HNO₂; NH₃.
E NH₃; N₂O; HNO₂.

PROBLEMA 18

Considere os compostos eteno, C₂H₄; propanol, C₃H₇OH; e heptano C₇H₁₆.

Assinale a alternativa que relaciona os compostos em ordem *crescente* da fração mássica de carbono.

- A** eteno; heptano; propanol.
B propanol; eteno; heptano.
C heptano; propanol; eteno.
D heptano; eteno; propanol.
E propanol; heptano; eteno.

PROBLEMA 19

A vanilina é encontrada na baunilha, extraída de orquídeas mexicanas. A análise da vanilina encontrou uma composição mássica de 63,15% C, 5,30% H e 31,55% O.

Assinale a alternativa com a fórmula empírica da vanilina.

- A** C₈H₆O₃ **B** C₈H₈O₃ **C** C₈H₁₀O₃
D C₁₀H₈O₃ **E** C₁₀H₈O₄

PROBLEMA 20

A cadaverina é produzida na carne em decomposição. A análise da cadaverina encontrou uma composição mássica de 59% C, 14% H e 27% N.

Assinale a alternativa com a fórmula empírica da vanilina.

- A** C₃H₁₄N **B** C₅H₁₂N₃ **C** C₅H₁₄N₂
D C₇H₁₄N₂ **E** C₇H₁₆N₃

PROBLEMA 21

A massa molar do estireno, usado na manufatura do plástico poliestireno, é 104 g mol^{-1} e sua fórmula empírica é CH.

Assinale a alternativa com a fórmula molecular do estireno.

- A** C_2H_2 **B** C_4H_4 **C** C_6H_6
D C_8H_8 **E** $\text{C}_{10}\text{H}_{10}$

PROBLEMA 22

A massa molar do ácido oxálico, o ácido encontrado no ruibarbo, é 90 g mol^{-1} e sua fórmula empírica é CHO_2 .

Assinale a alternativa com a fórmula molecular do estireno.

- A** CHO_2 **B** $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ **C** $\text{C}_3\text{H}_3\text{O}_6$
D $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_8$ **E** $\text{C}_5\text{H}_5\text{O}_{10}$

PROBLEMA 23

Uma amostra de 1 g de dióxido de carbono, CO_2 , está contida em um balão de volume 1 L em 300°C .

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão no balão.

- A** 43 kPa **B** 68 kPa **C** 110 kPa
D 180 kPa **E** 280 kPa

PROBLEMA 24

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

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

- A** 11 L min^{-1} **B** 17 L min^{-1} **C** 25 L min^{-1}
D 37 L min^{-1} **E** 55 L min^{-1}

PROBLEMA 25

Uma amostra de argônio com volume de 10 mL em 200 Torr se expande isotermicamente em um tudo sob vácuo de volume 0,2 L.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão final do argônio no tubo.

- A** 2,6 Torr **B** 3,6 Torr **C** 5,1 Torr
D 7,1 Torr **E** 10 Torr

PROBLEMA 26

Uma amostra de ar seco no cilindro de um motor de teste de 80 cm^3 e 1 atm é comprimida isotermicamente até 3,2 atm sob a ação de um pistão.

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

- A** 11 cm^3 **B** 17 cm^3 **C** 25 cm^3
D 37 cm^3 **E** 55 cm^3

PROBLEMA 27

Uma parcela (termo técnico usado em meteorologia para uma pequena região da atmosfera) de ar cujo volume é 1 m^3 em 20°C e 1 atm se eleva em um dos lados de uma montanha. No topo, onde a pressão é 0,75 atm, a parcela esfriou até -10°C .

Assinale a alternativa que mais se aproxima do volume da parcela nesse ponto.

- A** 200 L **B** 360 L **C** 660 L
D 1200 L **E** 2200 L

PROBLEMA 28

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

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

- A** 0,26 atm **B** 0,34 atm **C** 0,45 atm
D 0,59 atm **E** 0,78 atm

PROBLEMA 29

Assinale a alternativa que mais se aproxima do volume ocupado por 1 kg de gás hidrogênio em CNTP.

- A** $1,4 \times 10^3 \text{ L}$ **B** $2,7 \times 10^3 \text{ L}$ **C** $5,5 \times 10^3 \text{ L}$
D $1,1 \times 10^4 \text{ L}$ **E** $2,2 \times 10^4 \text{ L}$

PROBLEMA 30

Assinale a alternativa que mais se aproxima do volume ocupado por 10 g de gás hélio em CNTP.

- A** 23 L **B** 36 L **C** 56 L
D 87 L **E** 130 L

PROBLEMA 31

Considere os gases N_2H_4 , N_2 , e NH_3 sob as mesmas condições de temperatura e pressão.

Assinale a alternativa que relaciona os gases em ordem crescente de densidade de massa.

- A** N_2H_4 ; NH_3 ; N_2 . **B** NH_3 ; N_2 ; N_2H_4 .
C N_2 ; N_2H_4 ; NH_3 . **D** N_2H_4 ; N_2 ; NH_3 .
E NH_3 ; N_2H_4 ; N_2 .

PROBLEMA 32

Considere os gases NO, NO_2 , e N_2O sob as mesmas condições de temperatura e pressão.

Assinale a alternativa que relaciona os gases em ordem crescente de densidade de massa.

- A** NO_2 ; NO; N_2O . **B** N_2O ; NO_2 ; NO.
C NO; N_2O ; NO_2 . **D** NO_2 ; N_2O ; NO.
E NO; NO_2 ; N_2O .

PROBLEMA 33

Assinale a alternativa que mais se aproxima da densidade do vapor de clorofórmio, CHCl_3 , em 200 Torr e 298 K.

- A** 1,3 g L⁻¹ **B** 1,6 g L⁻¹ **C** 1,9 g L⁻¹
D 2,4 g L⁻¹ **E** 2,9 g L⁻¹

PROBLEMA 34

Assinale a alternativa que mais se aproxima da densidade da amônia, NH_3 , em 0,86 atm e 32 °C.

- A** 0,38 g L⁻¹ **B** 0,47 g L⁻¹ **C** 0,59 g L⁻¹
D 0,74 g L⁻¹ **E** 0,92 g L⁻¹

PROBLEMA 35

O fármaco crisarobina foi isolado de plantas usadas pelos curandeiros da etnia *Zuni* para tratar doenças de pele. Em 210 °C e 64 Torr, uma amostra do vapor de crisarobina tem densidade 0,51 g L⁻¹.

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

- A** 240 g mol⁻¹ **B** 400 g mol⁻¹ **C** 670 g mol⁻¹
D 1100 g mol⁻¹ **E** 1900 g mol⁻¹

PROBLEMA 36

O *Codex Ebers*, um papiro médico egípcio, descreve o uso de alho com antisséptico. Hoje os químicos sabem que o óxido do dissulfeto de dialila (o composto volátil responsável pelo odor do alho) é um agente bactericida poderoso. Em 177 °C e 200 Torr, uma amostra do vapor de dissulfeto de dialila tem densidade 1,04 g L⁻¹.

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

- A** 21 g mol⁻¹ **B** 34 g mol⁻¹ **C** 55 g mol⁻¹
D 89 g mol⁻¹ **E** 150 g mol⁻¹

Problemas cumulativos

PROBLEMA 37

Uma mistura de NaNO_3 e Na_2SO_4 de massa 5,4 g contém 1,6 g de sódio.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de NaNO_3 na mistura.

- A** 14 % **B** 21 % **C** 33 %
D 51 % **E** 79 %

PROBLEMA 38

Uma mistura de KBr e K_2S de massa 6,1 g contém 2,5 g de potássio.

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

- A** 80 % **B** 130 % **C** 200 %
D 320 % **E** 500 %

PROBLEMA 39

O etomidato é um anestésico usado para procedimento em paciente em tratamento ambulatorio. Uma amostra de etomidato com massa de 5,8 mg tem a seguinte composição 4 mg de C, 0,38 mg de H, 0,66 mg de N e 0,76 mg de O. A massa molar do etomidato é 244 g mol⁻¹.

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

PROBLEMA 40

Em 1978, os cientistas extraíram um composto com propriedades antitumorais e antivirais de animais marinhos do Mar do Caribe. Uma amostra de 1,78 mg do composto didemnia-A foi analisada e encontrou-se a seguinte composição: 1,11 mg de C, 0,148 mg de H, 0,159 mg de N e 0,363 mg de O. A massa molar da didemnia-A é 942 g mol⁻¹.

- a. **Determine** a fórmula empírica da didemnia-A.
b. **Determine** a fórmula molecular da didemnia-A.

PROBLEMA 41

Uma amostra de gás metano, CH_4 , foi aquecida lentamente na pressão constante de 0,9 bar. O volume do gás foi medido em diferentes temperaturas e um gráfico do volume em função da temperatura foi construído. A inclinação da reta foi $2,9 \times 10^{-4} \text{ L K}^{-1}$.

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

- A** 0,050 g **B** 0,073 g **C** 0,11 g
D 0,16 g **E** 0,23 g

PROBLEMA 42

Uma amostra de gás butano, C_4H_{10} , foi aquecida lentamente na pressão constante de 0,8 bar. O volume do gás foi medido em diferentes temperaturas e um gráfico do volume em função da temperatura foi construído. A inclinação da reta foi $0,02 \text{ L K}^{-1}$.

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

- A** 6,0 g **B** 8,5 g **C** 12 g
D 17 g **E** 24 g

PROBLEMA 43

Uma amostra de 1 L de ar, originalmente em -20°C e 760 Torr, foi aquecida até 235°C . Em seguida, a pressão foi elevada a 765 Torr e a amostra, aquecida até 1250°C . Por fim, a pressão foi abaixada até 250 Torr.

Assinale a alternativa que mais se aproxima do volume final da amostra de ar.

- A** 5,9 L **B** 8,5 L **C** 12 L
D 18 L **E** 26 L

PROBLEMA 44

Um aparelho doméstico para carbonatar a água usa cilindros de aço que contém dióxido de carbono com volume igual a 250 mL. Eles pesam 1 kg quando cheios e 0,7 kg quando vazios.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão de gás quando o cilindro está na metade da capacidade máxima.

- A** 190 bar **B** 330 bar **C** 560 bar
D 960 bar **E** 1600 bar

PROBLEMA 45

Um vendedor de balões tem um recipiente de hélio de 18 L que está sob 170 atm em 25°C .

Assinale a alternativa que mais se aproxima do número de balões, de 2,4 L cada, podem ser enchidos em 1 atm e 25°C , com o hélio desse recipiente.

- A** 380 **B** 700 **C** 1300
D 2300 **E** 4200

PROBLEMA 46

O raio de um balão meteorológico era 1 m ao ser lançado ao nível do mar em 20°C . Ele se expandiu e o raio aumentou para 3 m na altitude máxima, onde a temperatura era -20°C .

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pressão dentro do balão nessa altitude.

- A** 0,0063 atm **B** 0,0095 atm **C** 0,014 atm
D 0,021 atm **E** 0,032 atm

PROBLEMA 47

O gás de um composto fluorado de metano tem densidade de 8 g L^{-1} , em 2,8 atm e 300 K.

- a. **Determine** a massa molar do composto.
b. **Determine** a fórmula molecular do composto.

PROBLEMA 48

O vapor de um derivado nitrado do benzeno tem densidade de $3,3\text{ g L}^{-1}$, em 1 atm e 180°C .

- a. **Determine** a massa molar do composto.
b. **Determine** a fórmula molecular do composto.

PROBLEMA 49

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

Determine a fórmula molecular do composto.

PROBLEMA 50

A análise de um hidrocarboneto mostrou que ele é composto por 86% de C e 14% de H em massa. Quando 1,8 g do gás foi armazenado em um balão de 1,5 L, em 17°C , o gás exerceu a pressão de 510 Torr.

Determine a fórmula molecular do composto.

Desafios

PROBLEMA 51

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.

Determine a temperatura mínima para qual o balão deve ser aquecido para que esse flutue na atmosfera em CNTP.

PROBLEMA 52

Um balão selado é preenchido com 10 kg de gás hidrogênio em CNTP.

Determine a massa de carga útil que pode ser levantada pelo balão.

PROBLEMA 53

O raio médio da terra é 6400 km.

Determine a massa da atmosfera.

PROBLEMA 54

Diz-se que *cada respiração que damos, em média, contém moléculas já foram exaladas por Wolfgang Amadeus Mozart (1756-1791)*. Para verificar a veracidade dessa afirmação considere que a atmosfera é composta por 80% de N_2 e 20% de O_2 . O volume de cada respiração (inspiração ou expiração) é aproximadamente 500 mL e uma pessoa respira, em média, 12 vezes por minuto.

- a. **Determine** o número total de moléculas na atmosfera.
b. **Determine** o número de moléculas exaladas em cada respiração em 37°C , a temperatura corporal.
c. **Determine** a fração das moléculas da atmosfera que já foram exaladas por Mozart.
d. **Determine** o número médio de moléculas em uma respiração que já foram exaladas por Mozart.

Gabarito

Problemas

- | | | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 1. A | 2. C | 3. D | 4. A | 5. C | 6. E |
| 7. B | 8. A | 9. A | 10. B | 11. D | 12. B |
| 13. D | 14. D | 15. A | 16. A | 17. C | 18. E |
| 19. B | 20. C | 21. D | 22. B | 23. C | 24. C |
| 25. E | 26. C | 27. D | 28. A | 29. D | 30. C |
| 31. B | 32. C | 33. A | 34. C | 35. A | 36. E |

Problemas cumulativos

37. **D**
38. **A**
39. a. $\text{C}_7\text{H}_8\text{NO}$
b. $\text{C}_{14}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2$
40. a. $\text{C}_{49}\text{H}_{78}\text{N}_6\text{O}_{12}$
b. $\text{C}_{49}\text{H}_{78}\text{N}_6\text{O}_{12}$
41. **A**
42. **C**
43. **D**
44. **B**
45. **C**
46. **E**
47. a. 70 g mol^{-1}
b. CHF_3
48. a. 123 g mol^{-1}
b. $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$
49. $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$
50. C_3H_6

Desafios

51. 200°C
52. 140 kg
53. $5 \times 10^{15} \text{ ton}$
54. a. $1,1 \times 10^{44}$
b. $1,2 \times 10^{22}$
c. $2,6 \times 10^{30}$
d. $3,0 \times 10^8$