

Substâncias

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensí, Coordenação de Química



Sumário

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

1 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.

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 2×10^{-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 6×10^{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 6×10^{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. Calcule a quantidade em mols.

De $n = N/N_A$

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

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.

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 (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 F_2 .

Etapa 1. Calcule a quantidade de F_2 .

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

$$n_{F_2} = \frac{22,8 \text{ g}}{38 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,6 \text{ mol}$$

Etapa 2. Calcule a quantidade de F_2 .

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

$$N_{F_2} = (0,6 \text{ mol}) \times (6 \times 10^{23}) = 3,6 \times 10^{23}$$

Etapa 3. Calcule a quantidade de F.

Como cada molécula de F_2 contém dois átomos de F

$$N_F = (3,6 \times 10^{23}) \times 2 = \boxed{7,2 \times 10^{23}}$$

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):

$$M = m_{\text{átomo}} N_A$$

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, $f_{\text{isótopo}}$.

Σ significa: soma dos membros a seguir

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

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 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.

Etapa 1. Calcule a massa molar média.

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

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

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

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 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

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

A massa molar é importante quando queremos saber o número de átomos de uma amostra. Seria impossível contar 6×10^{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 H_2SO_4 .

Etapa 1. Calcule da massa molar de H_2SO_4 .

$$\begin{aligned} M_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= 2M_{\text{H}} + M_{\text{S}} + 4M_{\text{O}} \\ &= \left\{ 2 \times (1) + (32) + 4 \times (16) \right\} \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ &= 98 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

Etapa 2. Calcule a massa

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

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

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, 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, $C_3H_6O_3$ (o ácido do leite azedo), têm todos a fórmula empírica (CH_2O) 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 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.

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. Calcule a fração mássica

$$\text{De } f_H = m_H / m_{H_2O}$$

$$\begin{aligned} f_H &= \frac{(2 \text{ mol}) \times (1 \frac{\text{g}}{\text{mol}})}{(1 \text{ mol}) \times (18 \frac{\text{g}}{\text{mol}})} \\ &= 0,112 \\ &= \boxed{11,2\%} \end{aligned}$$

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 percentagem.

2.2 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 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. 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.

$$m_C = 40,9 \text{ g}$$

$$m_H = 4,58 \text{ g}$$

$$m_O = 54,5 \text{ g}$$

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

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

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

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

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

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

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

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

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.

$$3 \times (C_1H_{4/3}O_1) = \boxed{C_3H_4O_3}$$

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 $C_3H_4O_3$ é 176 g mol^{-1} .

Determine a fórmula molecular do composto.

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

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

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

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

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

$$2 \times (C_3H_4O_3) = \boxed{C_6H_8O_6}$$

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 (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 8 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.

Etapas 1. Calcule a quantidade de gás neônio.

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

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

Etapas 2. Use a lei dos gases ideais.

$$\text{De } PV = nRT,$$

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

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

$$\begin{aligned} P &= \frac{(5 \times 10^{-10} \text{ mol}) \times (0,082 \frac{\text{atm.L}}{\text{K mol}}) \times (307 \text{ K})}{(3 \times 10^{-8} \text{ L})} \\ &= \boxed{0,4 \text{ atm}} \end{aligned}$$

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.

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

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, $PV = nRT$, 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 $22,4\text{ L mol}^{-1}$. 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 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 $0,48\text{ g L}^{-1}$.

Calcule a massa molar do geraniol.

Etapas 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,

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

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

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

Testes

PROBLEMA 1.1

3A01

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** 4,3 mol **B** 5,7 mol **C** 7,6 mol
D 10 mol **E** 13 mol

PROBLEMA 1.2

3A02

Uma molécula de DNA humano contém $3,5 \times 10^{-15}$ átomos 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 1.3

3A03

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 1.4

3A04

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 1.5

3A05

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

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 1.6

3A06

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 1.7

3A07

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 $2,3 \times 10^5 \text{ g}$.

- A** $2,0 \times 10^5 \text{ mol}$ **B** $3,8 \times 10^5 \text{ mol}$ **C** $7,3 \times 10^5 \text{ mol}$
D $1,4 \times 10^4 \text{ mol}$ **E** $2,7 \times 10^4 \text{ mol}$

PROBLEMA 1.8

3A08

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 1.9

3A09

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 1.10

3A10

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 1.11

3A11

Uma usina de enriquecimento de urânio processou 25 kg de hexafluoreto de urânio, UF_6 .

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

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

PROBLEMA 1.12

3A12

Um químico quer extrair o ouro existente em 14 g de cloreto de ouro(III) di-hidratado, $\text{AuCl}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, 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 g **C** 11 g
D 15 g **E** 21 g

PROBLEMA 1.13

3A13

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 1.14

3A14

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 1.15

3A15

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 1.16

3A16

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de prata no nitrato de prata, AgNO_3 .

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

PROBLEMA 1.17

3A17

Considere os compostos NH_3 , N_2O , HNO_2 .

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

- A** HNO_2 ; NH_3 ; N_2O . **B** N_2O ; HNO_2 ; NH_3 .
C NH_3 ; N_2O ; HNO_2 . **D** N_2O ; NH_3 ; HNO_2 .
E HNO_2 ; N_2O ; NH_3 .

PROBLEMA 1.18

3A18

Considere os compostos eteno, C_2H_4 ; propanol, $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$; e heptano C_7H_{16} .

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

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

PROBLEMA 1.19

3A19

A vanilina é encontrada na baunilha, extraída de orquídeas mexicanas. A análise da vanilina encontrou uma composição mássica de 63% C, 5% H e 32% O.

Assinale a alternativa com a fórmula empírica da vanilina.

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

PROBLEMA 1.20

3A20

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

Assinale a alternativa com a fórmula empírica da vanilina.

- A** $\text{C}_3\text{H}_{14}\text{N}$ **B** $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{N}_3$ **C** $\text{C}_5\text{H}_{14}\text{N}_2$
D $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{N}_2$ **E** $\text{C}_7\text{H}_{16}\text{N}_3$

PROBLEMA 1.21

3A21

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 1.22

3A22

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 1.23

3A23

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 1.24

3A24

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 1.25

3A25

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 1.26

3A26

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 1.27

3A27

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 1.28

3A28

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 1.29

3A29

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

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

PROBLEMA 1.30

3A30

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 1.31

3A31

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 1.32

3A32

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 1.33

3A33

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

- A** $1,3 \text{ g L}^{-1}$ **B** $1,6 \text{ g L}^{-1}$ **C** $1,9 \text{ g L}^{-1}$
D $2,4 \text{ g L}^{-1}$ **E** $2,9 \text{ g L}^{-1}$

PROBLEMA 1.34

3A34

Assinale a alternativa que mais se aproxima da densidade da amônia, $CHCl_3$, em 0,86 atm e 32 °C.

- A** $0,38 \text{ g L}^{-1}$ **B** $0,47 \text{ g L}^{-1}$ **C** $0,59 \text{ g L}^{-1}$
D $0,74 \text{ g L}^{-1}$ **E** $0,92 \text{ g L}^{-1}$

PROBLEMA 1.35

3A35

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

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

- A** 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 1.36

3A36

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 $1,04 \text{ g L}^{-1}$.

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}

Gabarito

Testes

- | | | | | | |
|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 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 |