



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} .

1.1.1 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.

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

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

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 (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.

1.2.2 Cálculo do número de átomos em uma amostra

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

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

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

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

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

Como cada molécula de 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, $f_{\text{isótopo}}$.

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

Σ significa: soma dos membros a seguir

A massa molecular média correspondente é

$$M = m_{\text{átomo, média}} N_A$$

Assim, podemos escrever

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

1.2.3 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.

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

$$M = 0,75 \times 35 \text{ g mol}^{-1} + 0,25 \times 37 \text{ g mol}^{-1}$$

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

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

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

$$= 2(27 \text{ g mol}^{-1}) + 3(32 \text{ g mol}^{-1}) + 12(16 \text{ g mol}^{-1})$$

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

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.

1.2.4 Cálculo da massa a partir do número de mols

Calcule a massa de 0,1 mol de H_2SO_4 .

A massa molar do H_2SO_4 é:

$$M = 2M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O})$$

$$= 2(1 \text{ g mol}^{-1}) + (32 \text{ g mol}^{-1}) + 4(16 \text{ g mol}^{-1})$$

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

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.

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.

2.3 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.

2.3.5 Cálculo da fração mássica de um elemento em um composto

Calcule a fração mássica de hidrogênio na água.

$$\text{De } f(\text{H}) = m(\text{H})/m(\text{H}_2\text{O})$$

$$f(\text{H}) = \frac{(2 \text{ mol H}) \times (1 \text{ g mol}^{-1})}{(1 \text{ mol H}_2\text{O}) \times (18 \text{ g mol}^{-1})}$$

$$= 0,112$$

$$= \boxed{11,2\%}$$

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.

2.4 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.

2.4.6 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.

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

$$m(\text{C}) = 40,9 \text{ g}$$

$$m(\text{H}) = 4,58 \text{ g}$$

$$m(\text{O}) = 54,5 \text{ g}$$

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

$$n(\text{C}) = \frac{40,9 \text{ g}}{12 \text{ g mol}^{-1}} = 3,41 \text{ mol C}$$

$$n(\text{H}) = \frac{4,58 \text{ g}}{1 \text{ g mol}^{-1}} = 4,54 \text{ mol H}$$

$$n(\text{O}) = \frac{54,5 \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}} = 3,41 \text{ mol O}$$

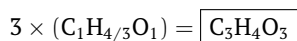
Divida cada quantidade de átomos pela menor quantidade (3,41 mol).

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

$$\text{H} : \frac{4,54 \text{ mol}}{3,41 \text{ mol}} = 1,33 = \frac{4}{3}$$

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

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



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

2.5 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.

2.5.7 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 g mol^{-1} .

Determine a fórmula molecular do composto.

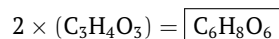
Calcule a massa molar de uma fórmula unitária de $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$.

$$\begin{aligned} M(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3) &= 3M(\text{C}) + 4M(\text{H}) + 3M(\text{O}) \\ &= 3(12 \text{ g mol}^{-1}) + 4(1 \text{ g mol}^{-1}) + 3(16 \text{ g mol}^{-1}) \\ &= 88 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

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

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

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



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.

3.6 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.

3.7 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.

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

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.

3.7.8 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.

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

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

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

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

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

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

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

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.

$$\begin{array}{ccc} \text{condições iniciais} & & \text{condições finais} \\ \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} & = & \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2} \end{array}$$

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.

3.8 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?

3.8.9 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.

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

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

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

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

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

$$M = dRT/P$$

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

$$M = \frac{\overbrace{(0,48 \text{ g L}^{-1})}^d \times \overbrace{(62,4 \text{ L Torr K}^{-1} \text{ mol}^{-1})}^R \times \overbrace{(533 \text{ K})}^T}{\underbrace{(103 \text{ Torr})}_P} = \boxed{155 \text{ g mol}^{-1}}$$

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

Nível I

PROBLEMA 3.1

3A01

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

- A 510 m s⁻¹
- B 540 m s⁻¹
- C 560 m s⁻¹
- D 600 m s⁻¹
- E 610 m s⁻¹

PROBLEMA 3.2

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.

- A 100 K
- B 200 K
- C 300 K
- D 400 K
- E 500 K

PROBLEMA 3.3

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.

- A 200 g mol⁻¹
- B 280 g mol⁻¹
- C 360 g mol⁻¹
- D 400 g mol⁻¹
- E 440 g mol⁻¹

PROBLEMA 3.4

3A06

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

- A C₄H₄
- B C₆H₆
- C C₈H₈
- D C₁₀H₁₀
- E C₁₂H₁₂

PROBLEMA 3.5

3A07

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

- A 10 %
- B 20 %
- C 30 %
- D 40 %
- E 50 %

PROBLEMA 3.6

3A08

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

- A 10%
- B 20%
- C 30%
- D 40%
- E 50%

PROBLEMA 3.7

3A09

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

- A Ar
- B N₂
- C NO
- D NO₂
- E N₂O₄

PROBLEMA 3.8

3A10

Considere os processos químicos a seguir.

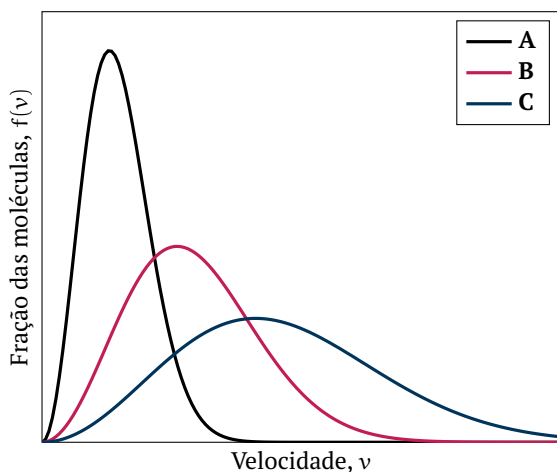
1. Formação da água gasosa a partir de H_2 e O_2 .
2. Formação da amônia a partir de H_2 e N_2 .
3. Desidrogenação do etano forando eteno e H_2 .
4. Combustão do metano.

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

PROBLEMA 3.9

3A03

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



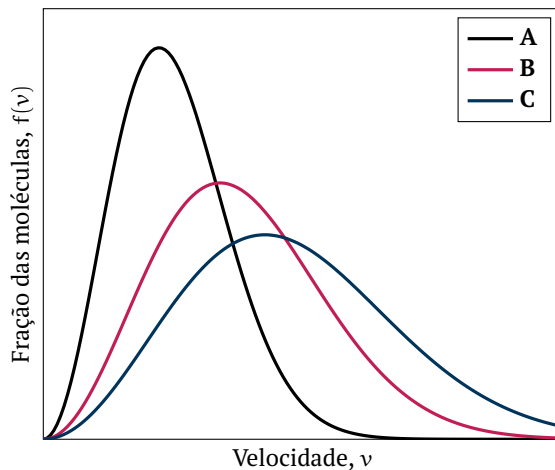
Assinale a alternativa com a identidade de **A**, **B** e **C**, respectivamente.

- A** He, Ne, Ar
- B** He, Ar, Ne
- C** Ne, He, Ar
- D** Ar, He, Ne
- E** Ar, Ne, He

PROBLEMA 3.10

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.

- A** 300 K, 700 K, 1100 K
- B** 300 K, 1100 K, 700 K
- C** 700 K, 300 K, 1100 K
- D** 1100 K, 300 K, 700 K
- E** 1100 K, 700 K, 300 K

PROBLEMA 3.11

3A11

A altura de uma coluna de mercúrio a $15^\circ C$ é 760 mm.

Assinale a alternativa mais próxima da pressão atmosférica em Pascal.

- A** 1×10^3 Pa
- B** 1×10^4 Pa
- C** 1×10^5 Pa
- D** 1×10^6 Pa
- E** 1×10^7 Pa

Dados

- $\rho(Hg) = 13,6 \text{ g.cm}^{-3}$

PROBLEMA 3.12

3A12

O raio médio da terra é de 6371 km.

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

- A 5×10^{13} ton
- B 5×10^{14} ton
- C 5×10^{15} ton
- D 5×10^{16} ton
- E 5×10^{17} ton

PROBLEMA 3.13

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 .

- A 130 kPa
- B 140 kPa
- C 150 kPa
- D 160 kPa
- E 170 kPa

PROBLEMA 3.14

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.

- A 10,5 g
- B 11,6 g
- C 12,3 g
- D 11,9 g
- E 12,8 g

PROBLEMA 3.15

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.

- A 20°C
- B 30°C
- C 40°C
- D 50°C
- E 60°C

PROBLEMA 3.16

3A16

Um recipiente de paredes rígidas, contendo apenas ar, aberto para a atmosfera, é aquecido de 27°C a 127°C .

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

- A 79 %
- B 75 %
- C 30 %
- D 25 %
- E 21 %

PROBLEMA 3.17

3A17

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

- A 125 g mol^{-1}
- B 135 g mol^{-1}
- C 145 g mol^{-1}
- D 155 g mol^{-1}
- E 165 g mol^{-1}

PROBLEMA 3.18

3A18

Uma amostra de 4,4 g de um gás ocupa um volume de 3,1 L a 10 °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.

- A 2,2
- B 4,4
- C 10
- D 22
- E 44

PROBLEMA 3.19

3A19

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

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

- A 3 atm
- B 4 atm
- C 5 atm
- D 6 atm
- E 7 atm

PROBLEMA 3.20

3A20

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

1. 30,000 cm³ de hélio a 760 Torr e 27 °C
2. 250 L de monóxido de carbono a 1140 Torr e -23 °C
3. 2 m³ de monóxido de nitrogênio a 0,273 atm e 0 °C

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

- A 0,1 atm
- B 0,2 atm
- C 0,5 atm
- D 1 atm
- E 2 atm

PROBLEMA 3.21

3A27

O superóxido de potássio, KO₂, pode ser utilizado como purificador de ar porque reage com o dióxido de carbono liberando oxigênio e formando carbonato de potássio.

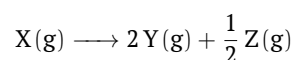
Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa de KO₂ necessária para a produção de 22,4 L de oxigênio em CNTP.

- A 59 g
- B 68 g
- C 77 g
- D 86 g
- E 95 g

PROBLEMA 3.22

3A28

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



Assinale a alternativa com a pressão no recipiente, sendo P₀ a pressão inicial e α o grau de reação.

- A $P = \left(1 + \frac{1}{2}\alpha\right) P_0$
- B $P = (1 + \alpha) P_0$
- C $P = \left(1 + \frac{3}{2}\alpha\right) P_0$
- D $P = (1 + 2\alpha) P_0$
- E $P = \left(1 + \frac{5}{2}\alpha\right) P_0$

PROBLEMA 3.23

3A23

Uma amostra de 1,264 g de Nitropenta (C₅H₈N₄O₁₂) é detonada num vaso fechado resistente de 0,05 dm³ 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.

- A 1 atm
- B 2 atm
- C 3 atm
- D 4 atm
- E 5 atm

PROBLEMA 3.24

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.

- A 10 %
- B 20 %
- C 30 %
- D 40 %
- E 50 %

PROBLEMA 3.25

3A25

Assinale a alternativa com a pressão parcial do oxigênio em uma amostra coletada sobre água a 25 °C e 745 Torr.

- A 321 Torr
- B 421 Torr
- C 521 Torr
- D 621 Torr
- E 721 Torr

Dados

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

PROBLEMA 3.26

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 °C sob pressão de 738 Torr.

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

- A 56 %
- B 66 %
- C 76 %
- D 86 %
- E 96 %

PROBLEMA 3.27

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.

- A 1,22 m
- B 1,50 m
- C 1,78 m
- D 2,00 m
- E 2,22 m

PROBLEMA 3.28

3A46

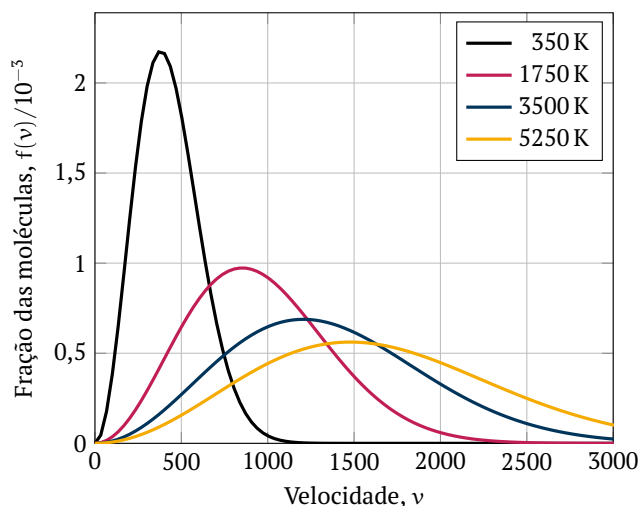
No corredor de um laboratório são abertos, no mesmo instante, dois frascos. O frasco da esquerda contém etanoato de etila, enquanto o frasco da direita contém éter metílico. A distância entre os frascos é de 2,4 m.

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

PROBLEMA 3.29

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 m s^{-1} . A distribuição de velocidades do argônio em diferentes temperaturas é apresentada a seguir.



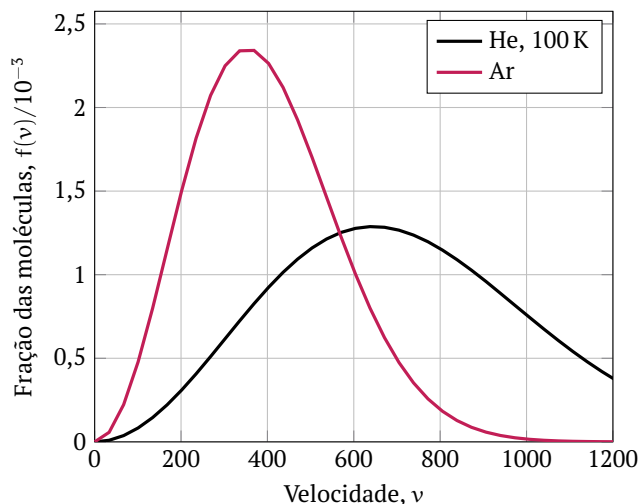
- a. **Determine** a temperatura das garrafas.
- b. **Determine** a razão entre o número de átomos de hélio e de argônio com velocidade mais provável nessa temperatura.

Nível II

PROBLEMA 3.30

3A31

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.

- A** 100 K
- B** 200 K
- C** 300 K
- D** 400 K
- E** 500 K

PROBLEMA 3.31

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.

PROBLEMA 3.32

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*.

- A** $P(\text{H}_2, \text{puro}) = 0$
- B** $P(\text{H}_2, \text{puro}) = P(\text{N}_2, \text{mistura})$
- C** $P(\text{H}_2, \text{puro}) = P(\text{mistura})$
- D** $P(\text{H}_2, \text{puro}) = P(\text{H}_2, \text{mistura})$
- E** $P(\text{mistura}) = 2 \text{ atm}$

PROBLEMA 3.33

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.

- A** $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$
- B** $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$
- C** $\text{C}_3\text{H}_5\text{Cl}$
- D** $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$
- E** $\text{C}_4\text{H}_7\text{Cl}$

PROBLEMA 3.34

3A35

Em 2 min, 29,7 mL de hélio efundem por um orifício. Nas mesmas condições, 10 mL de uma mistura de CO e CO_2 efundem nesse mesmo intervalo de tempo.

- Determine** a fração de CO_2 na mistura.
- Determine** a composição dos gases que passam pelo orifício logo após o início da efusão.

PROBLEMA 3.35

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.

- A** 100°C
- B** 150°C
- C** 200°C
- D** 250°C
- E** 300°C

PROBLEMA 3.36

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.

- A 115 kg
- B 135 kg
- C 155 kg
- D 175 kg
- E 195 kg

PROBLEMA 3.37

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.

- A 4 %
- B 6 %
- C 8 %
- D 10 %
- E 12 %

PROBLEMA 3.38

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.

- A 50 g
- B 60 g
- C 70 g
- D 80 g
- E 90 g

PROBLEMA 3.39

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

PROBLEMA 3.40

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.

PROBLEMA 3.41

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.

- A 14,7 L
- B 9,3 L
- C 12,0 L
- D 5,7 L
- E 15,7 L

PROBLEMA 3.42

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 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.

- A 0,07
- B 0,11
- C 0,14
- D 0,70
- E 1,00

PROBLEMA 3.43
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 CO₂. 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.

- A** 0,4 atm
- B** 0,6 atm
- C** 0,8 atm
- D** 1,0 atm
- E** 1,2 atm

PROBLEMA 3.44
3A44

Gás metano é bombeado para uma câmara de combustão a uma taxa 200 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

PROBLEMA 3.45
3A36

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

PROBLEMA 3.46
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 g cm⁻³.

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

PROBLEMA 3.47
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.

PROBLEMA 3.48
3A47

O urânio é encontrado na natureza na forma de dois isótopos, 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.

PROBLEMA 3.49
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_{corpo} = 37 °C
- V_{pulmão} = 500 mL
- f_{respiratória} = 12 min⁻¹

PROBLEMA 3.50
3A51

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

PROBLEMA 3.51
3A45

A transformação isovolumétrica de um gás triatômico hipotético A₃ em outro diatômico A₂ envolve a liberação de 54 kJ por mol de A₃. A capacidade calorífica molar, a volume constante do gás A₂, é de 30 J K⁻¹ mol⁻¹. Após a transformação isocórica de todo A₃ em A₂,

Determine o aumento percentual de pressão em um recipiente isolado quando o gás A₃ é convertido em A₂ em volume constante a 27 °C.

Gabarito

Nível I

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

Nível II

1. **C**
2. 17 m à esquerda ou 1 m à direita do frasco de etanoato de etila.
3. a. 350 K
b. 0,32
4. **C**
5. 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 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.
6. **D**

7. **B**

8. a. 50%
b. 55,6% CO e 44,4% CO_2
9. **C**
10. **B**
11. **D**
12. **D**
13. a. 164 g mol^{-1}
b. $C_{10}H_{12}O_2$
14. a. 25 % CO_2 , 75 % H_2O
b. C_2H_6
15. **B**
16. **C**
17. **B**
18. a. 9000 L s^{-1}
b. A concentração de monóxido de carbono está fora da faixa permitida, já que $x_{CO} = 24 \%$.

Nível III

1. Esboço
2. a. 354 atm
b. 53 MJ m^{-3}
3. a. Distribuição de Maxwell-Boltzmann
b. $61,28 \text{ m s}^{-1}$
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 %