

Substâncias

Gabriel Braun



2A.1 A matéria e as substâncias	1
2A.1a As propriedades da matéria	1
2A.1b Os compostos	2
2A.1c Os estados da matéria	3
2A.2 O mol e as massas molares	4
2A.2a O mol	4
2A.2b A massa molar	5
2A.2c A determinação da massa molar	6
2A.3 A determinação da composição	6
2A.3a A composição percentual em massa	6
2A.3b A determinação das fórmulas empíricas	7
2A.3c A determinação das fórmulas moleculares	7

2A.1 A matéria e as substâncias

A matéria é 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.

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.

2A.1a 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 extensivas e intensivas

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 ($0 \text{ }^\circ\text{C}$), seu ponto de ebulição ($100 \text{ }^\circ\text{C}$) 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 :

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \quad \text{ou} \quad d = \frac{m}{V} \quad (2A.1)$$

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 $0 \text{ }^\circ\text{C}$ é $1,00 \text{ g cm}^{-3}$, mas em $100 \text{ }^\circ\text{C}$ é $0,96 \text{ g cm}^{-3}$. A densidade do gelo em $0 \text{ }^\circ\text{C}$ é $0,92 \text{ g cm}^{-3}$, e a densidade do vapor de água em $100 \text{ }^\circ\text{C}$ e na pressão atmosférica é cerca de duas vezes menor, $0,60 \text{ g cm}^{-3}$.

EX. 2A.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 $d = m/V$

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

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.

2A.1b Os compostos

Um **composto** é uma substância eletricamente neutra, formada por dois ou mais elementos diferentes cujos átomos estão em uma proporção definida. Um **composto binário** é formado por dois elementos. A água, por exemplo, é um composto binário de hidrogênio e oxigênio, com dois átomos de hidrogênio para cada átomo de oxigênio. Qualquer que seja a fonte de água, sua composição é a mesma. Uma substância com uma razão atômica diferente não seria água! O peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , por exemplo, tem um átomo de hidrogênio para cada átomo de oxigênio.

Em um composto, os elementos não estão apenas misturados. Seus átomos estão unidos, ou *ligados*, uns aos outros de maneira específica, devido a uma reação química. O resultado é uma substância com propriedades químicas e físicas diferentes das dos elementos que a formam. Quando o enxofre se queima no ar, por exemplo, ele se combina com o oxigênio para formar o dióxido de enxofre. O enxofre, um sólido amarelo, e o oxigênio, um gás inodoro, produzem um gás incolor, irritante e venenoso.

Os químicos determinaram que os átomos podem ligar-se para formar moléculas ou participar de compostos como íons:

- Uma **molécula** é um grupo discreto de átomos ligados em um arranjo específico.
- Um **íon** é um átomo ou um grupo de átomos com carga positiva ou negativa.

Um íon com carga positiva é chamado de **cátion** e um íon com carga negativa, de **ânion**. Assim, um átomo de sódio com carga positiva é um cátion, representado como Na^+ . Um átomo de cloro com carga negativa é um ânion, representado como Cl^- . Um exemplo de cátion *poliatômico* é o íon amônio, NH_4^+ , e um exemplo de ânion *poliatômico* é o íon carbonato, CO_3^{2-} . Observe que este último tem duas cargas negativas. Um **composto iônico** é formado por íons, em uma razão tal que o total é eletricamente neutro. Um **composto molecular** é formado por moléculas eletricamente neutras

As moléculas e os compostos moleculares

A fórmula química de um composto representa sua composição em termos de símbolos químicos. Os subscritos mostram o número de átomos de cada elemento que estão presentes na menor unidade representativa do composto. Para compostos moleculares, é comum usar a fórmula molecular, uma fórmula química que mostra quantos átomos de cada tipo de elemento estão presentes em uma única molécula do composto. Assim, por exemplo, a fórmula molecular da água é H_2O , isto é, cada molécula contém um átomo de O e dois átomos de H.

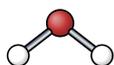


FIG. 2A.1 Representação de uma molécula de água.

Alguns elementos também existem na forma molecular. Exceto os gases nobres, todos os elementos gasosos em temperaturas comuns são encontrados como moléculas diatômicas (com dois átomos) e, em menor proporção, como moléculas triatômicas (com três átomos). As moléculas do gás hidrogênio, por exemplo, contêm dois átomos de hidrogênio e são representadas por H_2 . A forma mais comum do oxigênio é composta por moléculas diatômicas, também chamadas de dióxigênio, O_2 . Uma forma menos comum, o ozônio, tem fórmula O_3 . O enxofre sólido existe como moléculas S_8 e o fósforo ocorre como moléculas P_4 . O nitrogênio e todos os halogênios existem como moléculas diatômicas: N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 .

Os íons e os compostos iônicos

Para visualizar os compostos iônicos, você terá de imaginar um grande número de cátions e ânions, juntos, em um arranjo regular tridimensional mantido pela atração entre suas cargas opostas. Cada cristal de cloreto de sódio, por exemplo, é um conjunto ordenado com um número muito grande de íons Na^+ e Cl^- que se alternam. Cada cristal de uma pitada de sal contém mais íons do que todas as estrelas do universo visível.

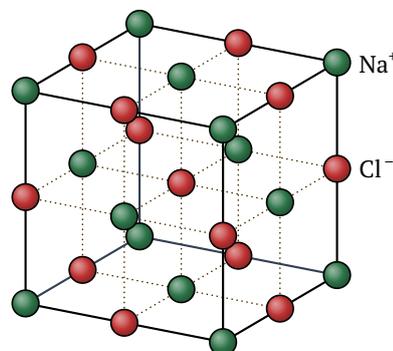


FIG. 2A.2 Um sólido iônico é um arranjo de cátions e ânions dispostos em uma certa ordem. Esta ilustração mostra o arranjo dos cátions sódio e ânions cloreto em um cristal de cloreto de sódio (o sal de cozinha comum).

As fórmulas dos compostos iônicos e dos compostos moleculares significam coisas diferentes. Cada cristal de cloreto de sódio pode ter um número total diferente de cátions e ânions de qualquer outro cristal. É impossível especificar o número de íons presentes como sendo a fórmula desse composto iônico, porque para cada cristal teríamos uma fórmula diferente e os subscritos ficariam enormes. Entretanto, a razão entre o número de cátions e o número de ânions é a mesma em todos os cristais e a fórmula química mostra isso. No cloreto de sódio, existe um íon Na^+ para cada íon Cl^- ; logo, sua fórmula é $NaCl$. O cloreto de sódio é um exemplo de composto iônico binário, um composto formado por íons de dois elementos. Outro composto binário, $Ca(NO_3)_2$, é formado por íons Ca^{2+} e NO_3^- na razão 1 : 2, necessária para a neutralidade de carga.

Um grupo de íons com o mesmo número de átomos dado pela fórmula é denominado **fórmula unitária**. A fórmula unitária do cloreto de sódio, $NaCl$, por exemplo, é formada por um íon Na^+ e um íon Cl^- . A fórmula unitária do sulfato de amônio, $(NH_4)_2SO_4$, é constituída por dois íons NH_4^+ e um íon SO_4^{2-} .

ATENÇÃO!

Você consegue determinar, com frequência, se uma substância é um composto iônico ou molecular analisando sua fórmula:

- Os compostos binários moleculares normalmente são formados por dois não metais como em H_2O .
- Os compostos iônicos são, normalmente, formados por uma combinação de um metal e um ou mais não metais como em K_2SO_4 . As principais exceções são os compostos do íon amônio NH_4^+ , como o nitrato de amônio, NH_4NO_3 , que são iônicos, embora todos os elementos presentes sejam não metais.

A fórmula química de um composto iônico mostra a razão entre o número de átomos de cada elemento da fórmula unitária. A fórmula unitária de um composto iônico é um grupo de íons com o mesmo número de átomos de cada elemento, como aparece em sua fórmula.

2A.1c Os estados da matéria

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

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

A Fig. 2A.3 mostra as diferentes configurações e mobilidades de átomos e moléculas nos três estados da matéria:

- 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.
- Em um líquido, os átomos e as moléculas 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.

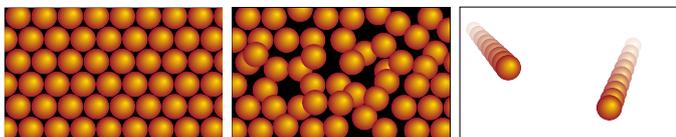


FIG. 2A.3 Representação molecular dos três estados da matéria. Em um sólido (esquerda), as partículas têm empacotamento compacto, mas continuam a oscilar. Em um líquido (centro), as partículas têm energia suficiente para se mover umas em relação às outras. Em um gás (direita), as partículas estão afastadas, movem-se quase completamente livres e estão em um movimento aleatório incessante.

As fases de uma substância também incluem as diferentes formas de sólido, como as fases diamante e grafite do carbono. Essas duas formas de carbono são **alótropos**, isto é, são formadas pelo mesmo elemento e diferem na forma de ligação dos átomos. Em apenas um caso – o do hélio – existem duas formas líquido da mesma substância.

A conversão de uma substância de uma fase em outra, como a fusão do gelo, a vaporização da água ou a conversão do grafite em diamante, é chamada de **transição de fase**.

Os diagramas de fases

Um **diagrama de fases** é um gráfico que mostra as fases mais estáveis em pressões e temperaturas diferentes. A Fig. 2A.4 mostra o diagrama de fases da água e a Fig. 2A.5 mostra o do dióxido de carbono.

Qualquer ponto da região marcada *sólido* (mais especificamente *gelo*, no caso da água) corresponde a condições nas quais a fase sólido da substância é a mais estável. O mesmo acontece nas regiões marcadas *líquido* e *vapor* (ou *gás*), que indicam as condições em que a fase líquido e a fase vapor são as mais estáveis.

Por exemplo, o diagrama de fases do dióxido de carbono mostra que uma amostra da substância, em 10 °C e 2 atm, é um gás, mas se a pressão aumentar, em temperatura constante, até 10 atm, o dióxido de carbono se transformará em um líquido.

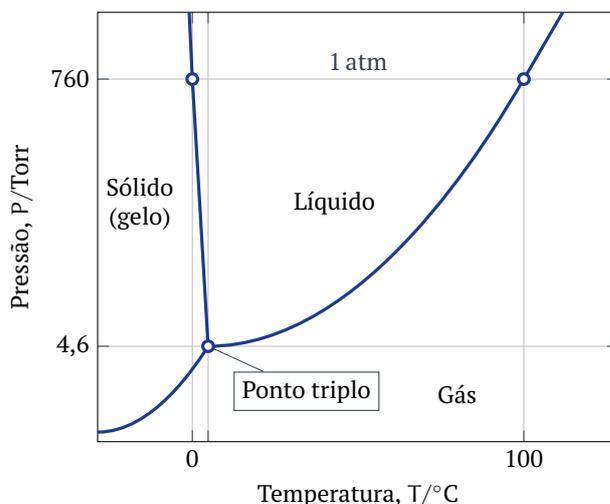


FIG. 2A.4 Diagrama de fases da água (fora de escala). As linhas em azul definem os limites das regiões de pressão e temperatura, nas quais cada fase é a mais estável.

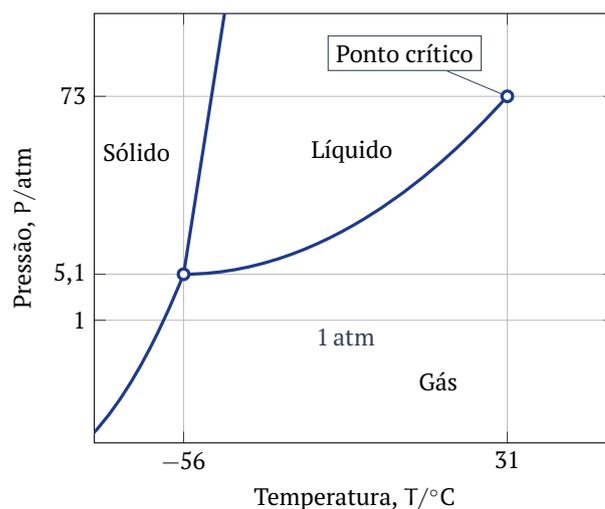


FIG. 2A.5 Diagrama de fases do dióxido de carbono (fora de escala). O líquido só pode existir em pressões acima de 5,1 atm.

As linhas que separam as regiões dos diagramas de fases são chamadas de **limites de fase**. Cada ponto da linha que limita duas regiões representa a temperatura e a pressão específicas nas quais duas fases vizinhas coexistem em **equilíbrio dinâmico**, porque os processos direto e inverso continuam ocorrendo, mas em velocidades idênticas.

- O limite líquido-gás marca a **temperatura de ebulição**, na qual ocorre vaporização (equilíbrio dinâmico entre o líquido e o gás) em *todo* o líquido, não só na superfície, e o líquido ferve. O **ponto de ebulição normal**, T_{eb} , de um líquido é a temperatura na qual um líquido ferve quando a pressão atmosférica é 1 atm.
- O limite sólido-líquido marca a **temperatura de fusão**, na qual as fases sólido e líquido estão em equilíbrio dinâmico, variando ligeiramente quando a pressão é alterada. O **ponto de fusão normal**, T_{fus} , de um sólido é a temperatura na qual se transforma em líquido quando a pressão atmosférica é 1 atm.

Em um **ponto triplo** os três limites de fase se encontram em um diagrama de fase. No caso da água, o ponto triplo das fases sólido, líquido e vapor está em 4,6 Torr e 0,01 °C. No ponto triplo, as três fases (gelo, líquido e vapor) coexistem em equilíbrio dinâmico. O sólido está em equilíbrio com o líquido, o líquido com o vapor e o vapor com o sólido. A localização do ponto triplo de uma substância é uma propriedade característica da substância e não pode ser mudada alterando-se as condições.

A partir do **ponto crítico** a superfície de separação entre o líquido e o vapor desaparece, e uma única fase uniforme preenche o recipiente. Como uma substância que enche completamente o recipiente que ocupa é, por definição, um gás, temos de concluir que esta fase única uniforme é um gás, a despeito de sua alta densidade. Desde que a temperatura permaneça acima da temperatura crítica, verifica-se que, mesmo que a pressão aumente por compressão da amostra, não se observa a superfície característica da separação das fases. O fluido denso que existe acima da temperatura e pressão críticas é chamado de **fluido supercrítico**.

NOTA DE BOA PRÁTICA

Um **vapor** é a fase gás de uma substância abaixo de sua temperatura crítica que, portanto, pode ser condensado em um líquido mediante a aplicação de pressão.

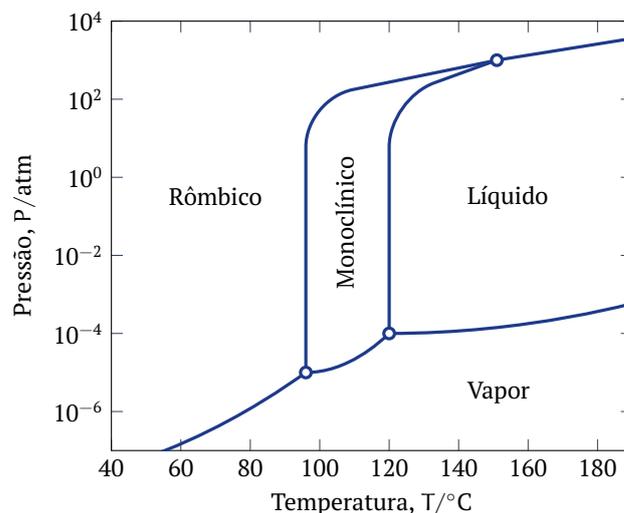


FIG. 2A.6 Diagrama de fases do enxofre. Note que existem duas fases sólido e três pontos triplos. A escala de pressão, logarítmica, cobre uma vasta faixa de valores.

A Fig. 2A.6 mostra que o enxofre pode existir em qualquer uma de quatro fases: dois sólidos (enxofre rômico e monoclinico), um líquido e um vapor. Existem três pontos triplos no diagrama, em que podem coexistir em equilíbrio as várias combinações dessas fases como o sólido rômico, o sólido monoclinico e o vapor em 96 °C, o sólido monoclinico, o líquido e o vapor em 120 °C, e em 151 °C e pressões muito mais elevadas, o sólido monoclinico, o sólido rômico e o líquido. A existência simultânea de quatro fases, em um sistema de um componente (enxofre rômico, enxofre monoclinico, enxofre líquido e vapor de enxofre, todos em equilíbrio), porém, nunca foi observada. Um ponto quádruplo não pode existir.

Os três estados da matéria mais comuns são sólido, líquido e gás. Um diagrama de fases resume as regiões de pressão e temperatura em que cada fase de uma substância é a mais estável.

2A.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. 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.

2A.2a O mol

Os químicos descrevem os números de átomos, íons e moléculas em termos de uma unidade chamada **mol**.

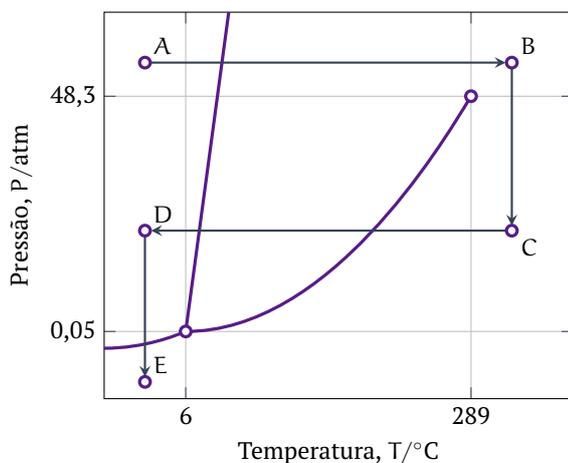
- 1 mol de objetos contém um determinado número de objetos igual ao número de átomos que existe em precisamente 12 g de carbono-12.

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 é definida como 12 u, em que u é a **unidade de massa atômica**, e 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

$$N_{\text{carbono-12}} = \frac{12 \text{ g}}{12 \text{ u}} = \frac{12 \text{ g}}{2 \times 10^{-23} \text{ g}} = 6 \times 10^{23}$$

EX. 2A.2 Interpretação do diagrama de fases

Considere o diagrama de fases do benzeno.



Descreva os estados físicos e as mudanças de fase quando uma amostra de benzeno sofre a transformação ABCDE.

Etapa 1. Descreva as mudanças de fase.

- A → B: fusão.
- B → C: não há mudança de fase.
- C → D: condensação e solidificação.
- D → E: sublimação.

O enxofre tem duas fases sólidas, rômico e monoclinico, correspondendo aos dois modos de empacotamento das moléculas de S_8 em forma de coroa. O sólido formado quando o enxofre cristaliza varia em função da temperatura e da pressão. Muitas substâncias têm várias fases sólido.

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 ou **número de mols**, n .

O mol pode ser usado com prefixos. Por exemplo, 1 mmol = 1×10^{-3} mol e 1 nmol = 1×10^{-9} 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

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

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} .

EX. 2A.3 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 $n = N/N_A$,

$$n_{\text{H}} = \frac{N_{\text{H}}}{N_A} = \frac{1,2 \times 10^{24}}{6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 2 \text{ mol}$$

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.

2A.2b 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. 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

$$m = nM \quad (2A.3)$$

Assim, o número de mols é calculado por: $n = m/M$.

EX. 2A.4 Cálculo do número de átomos em uma amostra

A massa molar do F_2 é 38 g mol^{-1} .

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

Etapa 1. Calcule o número de mols de F_2 .

$$\text{De } n = m/M, \quad n_{\text{F}_2} = \frac{22,8 \text{ g}}{38 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,6 \text{ mol}$$

Etapa 2. Calcule o número de moléculas de F_2 .

$$\text{De } n = N/N_A, \quad N_{\text{F}_2} = (0,6 \text{ mol}) \times (6 \times 10^{23}) = 3,6 \times 10^{23}$$

Etapa 3. Calcule o número de átomos de F.

Como cada molécula de F_2 contém dois átomos de F,

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

A massa molar de um composto pode ser calculada pela soma das massas molares dos elementos que o constituem. É preciso levar em conta o número de átomos ou íons na fórmula, 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:

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

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 em gramas.

EX. 2A.5 Cálculo da massa a partir do número de mols

Calcule a massa de 0,1 mol de H_2SO_4 .

Etapa 1. Calcule a massa molar do 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 de H_2SO_4 .

$$\begin{aligned} \text{De } m &= nM \\ m &= (0,1 \text{ mol}) \times (98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 9,8 \text{ g} \end{aligned}$$

A massa molar é usada para a conversão entre a massa de uma amostra e seu número de moléculas ou fórmulas unitárias.

2A.2c A determinação da massa molar

A quantidade de átomos presentes em uma amostra pode ser calculada usando as massas molares, porém surge a questão: como determinar essas massas molares? Em 1819, os cientistas Pierre Dulong e Thérèse Petit afirmaram que a capacidade calorífica molar, C_m , o calor necessário para elevar a temperatura em 1°C de um mol de moléculas ou fórmulas unitárias da substância, é muito próxima para grande parte dos sólidos:

$$\text{Lei de Dulong-Petit: } C_m \approx 3R$$

onde $R = 8,3 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ é uma constante. Assim, a massa molar de um sólido pode ser determinada conhecendo-se o calor necessário para elevar em 1°C a temperatura de uma amostra de 1 g desse sólido, o calor específico, c , que é facilmente determinada por experimento. A razão entre a capacidade calorífica molar e o calor específico é a massa molar:

$$M = \frac{C_m}{c} \approx \frac{25 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}}{c} \approx \frac{6 \frac{\text{cal}}{\text{K mol}}}{c}$$

EX. 2A.6 Estimativa da massa molar de um sólido usando a lei de Dulong-Petit.

A capacidade calorífica do cobre é $0,39 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$.

Estime a massa molar do cobre.

Etapa 1. Use a lei de Dulong-Petit.

De $M = (25 \frac{\text{J}}{\text{K mol}})/c$,

$$M \approx \frac{25 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}}{0,39 \frac{\text{J}}{\text{K g}}} = 64 \text{ g mol}^{-1}$$

O valor encontrado é próximo do valor real, $64,5 \text{ g mol}^{-1}$.

A espectroscopia de massas

Os avanços tecnológicos da eletrônica, no início do século XX, levaram à invenção do **espectrômetro de massas**, um instrumento que permite a determinação da massa de um átomo. A espectrometria de massas já foi usada na determinação das massas dos átomos de todos os elementos. Um espectro de massas revela a massa dos átomos ou moléculas, $m_{\text{átomo}}$, em unidades de massa atômica. A massa molar dos átomos é a massa atômica multiplicada pela constante de Avogadro:

$$M = m_{\text{átomo}} N_A$$

A maior parte dos elementos ocorre na natureza como uma mistura de isótopos. No espectro de massas, as intensidades dão o número relativo de átomos com cada massa. 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, $f_{\text{isótopo}}$.

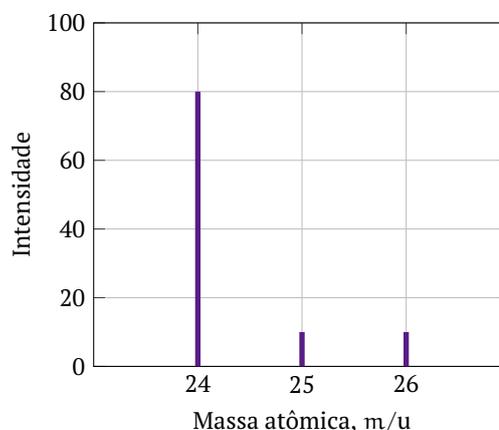
$$m_{\text{átomo, média}} = \sum_{\text{isótopos}} f_{\text{isótopo}} m_{\text{isótopo}}$$

PONTO PARA PENSAR

Por que, apesar de existir apenas um isótopo natural do iodo, o iodo-127, sua massa molar é $126,9 \text{ g mol}^{-1}$?

EX. 2A.7 Cálculo da massa molar de um elemento

O magnésio possui três isótopos naturais: magnésio-24, magnésio-25 e magnésio-26. Considere o espectro de massas de uma amostra de magnésio:



Calcule a massa molar de uma amostra típica de magnésio.

Etapa 1. Calcule a massa molar média.

De $m = f_{24}m_{24} + f_{25}m_{25} + f_{26}m_{26}$,

$$M = \left\{ 0,8 \times (24) + 0,1 \times (25) + 0,1 \times (26) \right\} \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$= 24,3 \text{ g mol}^{-1}$$

A massa molar de um elemento é a média ponderada das massas de seus isótopos e é determinada por espectroscopia de massas.

2A.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.

2A.3a 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, 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.

EX. 2A.8 Cálculo da fração mássica de um elemento em um composto

Calcule a fração mássica de hidrogênio na água.

Etapa 1. Divida a massa de H pela massa da molécula.

De $f_H = m_H/m_{H_2O}$,

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

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

2A.3b 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 considerar uma **base de cálculo**, isto 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. Uma base de cálculo arbitrária pode ser utilizada sempre que se deseja calcular uma propriedade intensiva.

EX. 2A.9 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

porcentagem 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.

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

$$n_H = \frac{4,58 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,54 \text{ mol}$$

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

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

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

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

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

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.

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

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

2A.3c 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.

EX. 2A.10 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.

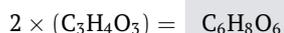
Etapa 1. Calcule a massa molar de uma fórmula unitária.

$$\begin{aligned}
 M_{\text{C}_5\text{H}_4\text{O}_3} &= 3M_{\text{C}} + 4M_{\text{H}} + 3M_{\text{O}} \\
 &= \left\{ 3 \times (12) + 4 \times (1) + 3 \times (16) \right\} \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\
 &= 88 \text{ g mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

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

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

Etapa 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.

Nível I

2A.01 Considere as propriedades:

- Os objetos feitos de prata ficam escuros com o tempo.
- A cor vermelha dos rubis deve-se à presença de íons cromo.
- O ponto de ebulição do etanol é 78 °C.
- O aquecimento do óxido de cobre com carbono produz cobre impuro.

Assinale a alternativa que relaciona as propriedades *químicas*.

- A** 1 e 2 **B** 1 e 4 **C** 2 e 4
D 1, 2 e 4 **E** 1, 2, 3 e 4

2A.02 Considere as propriedades do hexano:

- Turbidez
- Viscosidade
- Ponto de ebulição
- Inflamabilidade

Assinale a alternativa que relaciona as propriedades *químicas*.

- A** 3 **B** 4 **C** 1 e 4 **D** 2 e 4 **E** 3 e 4

2A.03 Considere as propriedades:

- Temperatura de ebulição da água.
- Cor do cobre.
- Umidade da atmosfera.
- Intensidade da luz emitida pelo fósforo incandescente.

Assinale a alternativa que relaciona as propriedades *extensivas*.

- A** 3 **B** 4 **C** 1 e 4 **D** 2 e 4 **E** 3 e 4

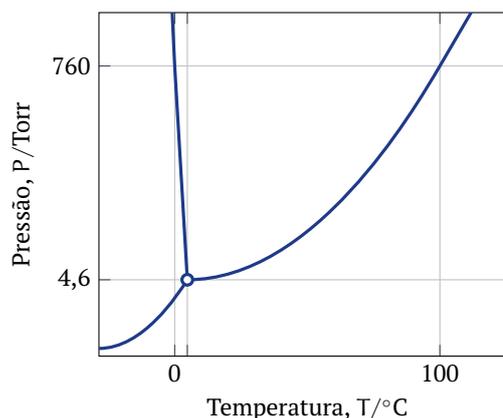
2A.04 Considere as propriedades da gasolina:

- Calor de combustão.
- Volume.
- Ponto de fulgor.
- Preço.

Assinale a alternativa que relaciona as propriedades *intensivas*.

- A** 3 **B** 4 **C** 1 e 3 **D** 2 e 3 **E** 3 e 4

2A.05 Considere o diagrama de fases da água:



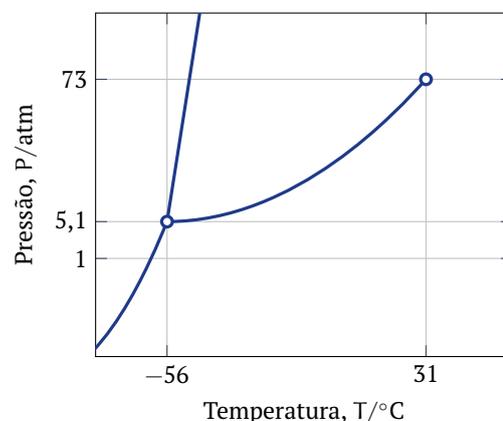
Uma amostra de água é submetida às condições:

- 760 Torr, 200 °C
- 1000 Torr, 50 °C
- 3 Torr, 10 °C
- 20 Torr, -10 °C

Assinale a alternativa com o estado de uma amostra de água em cada condição, respectivamente.

- A** gás; líquido; gás; sólido **B** gás; sólido; líquido; gás
C gás; sólido; gás; líquido **D** líquido; gás; sólido; gás
E líquido; sólido; gás; gás

2A.06 Considere o diagrama de fases do dióxido de carbono:



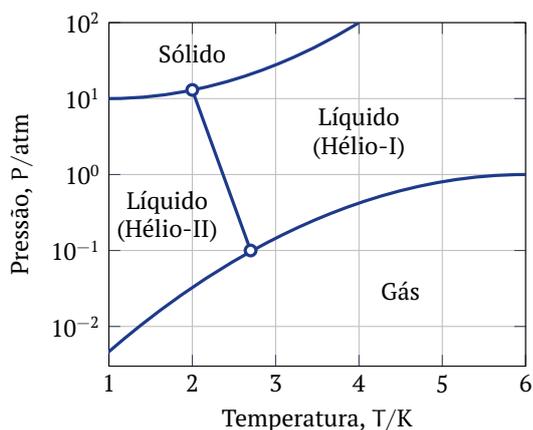
Uma amostra de dióxido de carbono é submetida às condições:

- 6 atm, -80 °C
- 1 atm, -56 °C
- 80 atm, 25 °C
- 50 atm, 40 °C.

Assinale a alternativa com o estado de uma amostra de dióxido de carbono em cada condição, respectivamente.

- A** gás; sólido; gás; líquido **B** sólido; gás; gás; líquido
C sólido; gás; líquido; gás **D** gás; gás; líquido; sólido
E gás; sólido; líquido; gás

2A.07 O diagrama de fases do hélio é apresentado a seguir:



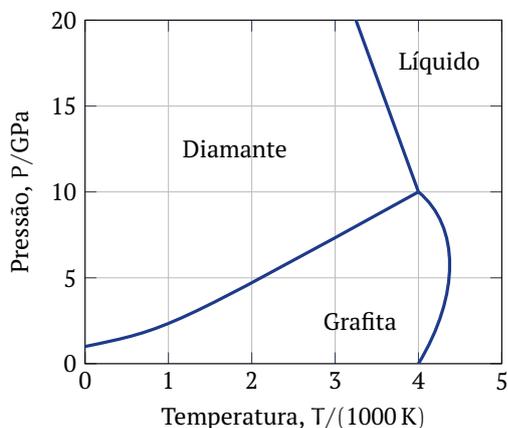
Considere as seguintes proposições.

- A temperatura máxima na qual o superfluido hélio-II pode existir é cerca de 2,7 K.
- A pressão mínima na qual o hélio sólido pode existir é cerca de 10 atm.
- O líquido hélio-I é mais denso que o hélio-II.
- O hélio sólido pode sublimar.

Assinale a alternativa que relaciona as proposições *corretas*.

- A** 1 e 2 **B** 1 e 3 **C** 2 e 3
D 1, 2 e 3 **E** 1, 2, 3 e 4

2A.08 O diagrama de fases do carbono é apresentado a seguir:



Considere as seguintes proposições.

- Em 2000 K, a pressão mínima necessária para a conversão da grafita em diamante é cerca de 5 GPa.
- A temperatura mínima na qual o carbono líquido existe em pressões abaixo de 1 GPa é cerca de 4000 K.
- O ponto triplo diamante-líquido-grafita é 4000 K e 10 GPa.
- Os diamantes são termodinamicamente estáveis em condições normais.

Assinale a alternativa que relaciona as proposições *corretas*.

- A** 1 e 2 **B** 1 e 3 **C** 2 e 3
D 1, 2 e 3 **E** 1, 2, 3 e 4

2A.09 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 mol **B** 5 mol **C** 6 mol **D** 7 mol **E** 8 mol

2A.10 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** $2,0 \times 10^9$ **B** $6,1 \times 10^9$ **C** $1,9 \times 10^{10}$
D $5,7 \times 10^{10}$ **E** $1,8 \times 10^{11}$

2A.11 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 0,05 mol **E** 0,073 mol

2A.12 Em uma lixeira para resíduos recicláveis são coletados 5,4 kg de alumínio por dia.

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

- A** $1,9 \times 10^{25}$ **B** $1,2 \times 10^{26}$ **C** $7,7 \times 10^{26}$
D $4,9 \times 10^{27}$ **E** $3,2 \times 10^{28}$

2A.13 A composição de uma amostra natural de cobre é:

- 70% de cobre-63, $m_{\text{átomo}} = 62,9$ u
- 30% de cobre-65, $m_{\text{átomo}} = 64,9$ u

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** $63,5 \text{ g mol}^{-1}$

2A.14 A composição de uma amostra natural de magnésio é:

- 80% de magnésio-24, $m_{\text{átomo}} = 3,98 \times 10^{-23}$ g
- 10% de magnésio-25, $m_{\text{átomo}} = 4,15 \times 10^{-23}$ g
- 10% de magnésio-26, $m_{\text{átomo}} = 4,31 \times 10^{-23}$ g

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

- A** 24,1 g mol⁻¹ **B** 24,2 g mol⁻¹ **C** 24,3 g mol⁻¹
D 24,4 g mol⁻¹ **E** 24,5 g mol⁻¹

2A.15 A ureia, OC(NH₂)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 ton.

- A** 17 kmol **B** 25 kmol **C** 38 kmol
D 58 kmol **E** 87 kmol

2A.16 **Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de 0,2 mol de hidrogenossulfato de sódio anidro, NaHSO₄.

- A** 16 g **B** 24 g **C** 35 g **D** 52 g **E** 77 g

2A.17 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** 249 mol **B** 430 mol **C** 742 mol
D 1280 mol **E** 2210 mol

2A.18 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 g **C** 11 g **D** 15 g **E** 21 g

2A.19 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 3,16 g de eucaliptol 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

2A.20 **Assinale** a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de oxigênio no nitrato de prata, AgNO₃.

- A** 8,5 % **B** 13 % **C** 19 % **D** 28 % **E** 42 %

2A.21 **Assinale** a alternativa que relaciona os compostos em ordem *crescente* da fração mássica de nitrogênio.

- A** NH₃ < HNO₂ < N₂O **B** HNO₂ < N₂O < NH₃
C N₂O < HNO₂ < NH₃ **D** NH₃ < N₂O < HNO₂
E N₂O < NH₃ < HNO₂

2A.22 Dois elementos X e Y formam os compostos X₂Y e XY₂. A fração mássica de X em X₂Y é de 20%.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração mássica mássica de Y em XY₂.

- A** 42% **B** 47% **C** 90% **D** 94% **E** 97%

2A.23 Uma mistura de NaNO₃ e Na₂SO₄ de massa 5,4 g contém 1,6 g de sódio.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da fração mássica de NaNO₃ na mistura.

- A** 51 % **B** 79 % **C** 121 % **D** 187 % **E** 288 %

2A.24 Uma mistura de KBr e K₂S 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** 32 % **B** 51 % **C** 80 % **D** 126 % **E** 200 %

2A.25 A vanilina, encontrada na baunilha, pode ser 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

2A.26 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** C₂H₂ **B** C₄H₄ **C** C₆H₆ **D** C₈H₈ **E** C₉H₉

2A.27 Um metal possui calor específico $0,03 \text{ cal K}^{-1} \text{ g}^{-1}$.

Assinale a alternativa com a identidade desse metal.

- A** Al **B** Cu **C** Ag **D** W **E** Pb

2A.28 Um metal M, com calor específico $0,46 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$, forma um óxido contendo 30% de oxigênio em massa.

Assinale a alternativa com a fórmula empírica do composto.

- A** MO_2 **B** MO_3 **C** M_2O_3 **D** M_2O_6 **E** M_4O

2A.29 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} .

- Determine a fórmula mínima do etomidato.
- Determine a fórmula molecular do etomidato.

2A.30 A cafeína, um estimulante do café e do chá, tem massa molar entre 100 g mol^{-1} e 200 g mol^{-1} . A composição percentual em massa desse composto é igual a 49,48% de carbono, 5,19% de hidrogênio, 28,85% de nitrogênio e o restante de oxigênio.

- Determine a fórmula mínima da cafeína.
- Determine a fórmula molecular da cafeína.

Nível II

2A.31 O bromo está presentes na natureza como dois isotopos estáveis:

- bromo-79, $m_{\text{átomo}} = 79 \text{ u}$
- bromo-81, $m_{\text{átomo}} = 81 \text{ u}$

Amostras de diferentes compostos de bromo são analisadas individualmente em um espectrômetro de massas.

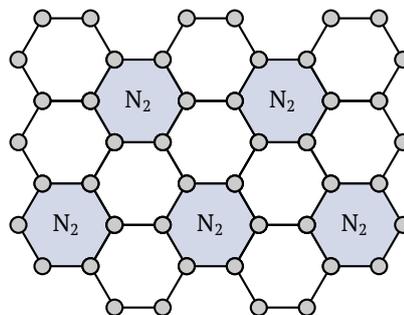
- Determine a razão entre as intensidades relativas dos picos do Br_2 em ordem crescente de massa atômica.
- Determine a razão entre as intensidades relativas dos picos do CHBr_3 em ordem crescente de massa atômica.

2A.32 Quando um hidrocarboneto desconhecido reage com cloro, ocorre a reação de substituição de um dos átomo de hidrogênio da molécula por um átomo de cloro. Nessa reação, foram formados apenas dois produtos clorados, possuindo 29,5% de cloro em massa.

- Determine a massa molar do hidrocarboneto.
- Determine a fórmula molecular do hidrocarboneto.
- Apresente a estrutura de todos os isômeros constitucionais desse hidrocarboneto.
- Determine a estrutura do hidrocarboneto e dos produtos clorados.

2A.33 O grafeno é constituído de uma folha bidimensional de átomos de carbono, com apenas um átomo de espessura. Nesse material, os átomos de carbono estão em um arranjo hexagonal, em que a área de cada hexágono é $5 \times 10^{-20} \text{ m}^2$.

Pesquisadores da Universidade de Manchester conduziram um experimento em que gás nitrogênio foi adsorvido sobre uma folha de 1 g de grafeno colocada sobre um suporte sólido. O arranjo formado pelas moléculas de nitrogênio sobre o grafeno é mostrado a seguir:



- Determine área da superfície de uma folha de 1 g de grafeno.
- Determine o número de mols de nitrogênio adsorvidas no experimento.

Gabarito: Nível I

- 2A.01 **D** 2A.02 **B** 2A.03 **B** 2A.04 **A** 2A.05 **A** 2A.06 **C**
 2A.07 **D** 2A.08 **D** 2A.09 **B** 2A.10 **A** 2A.11 **D** 2A.12 **B**
 2A.13 **E** 2A.14 **C** 2A.15 **C** 2A.16 **B** 2A.17 **B** 2A.18 **B**
 2A.19 **D** 2A.20 **D** 2A.21 **B** 2A.22 **D** 2A.23 **A** 2A.24 **C**
 2A.25 **B** 2A.26 **D** 2A.27 **E** 2A.28 **C**

- 2A.29 a. $\text{C}_7\text{H}_8\text{NO}$
b. $\text{C}_{14}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2$

- 2A.30 a. $\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$
b. $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$

Gabarito: Nível II

- 2A.31 a. 1 : 2 : 1
b. 1 : 3 : 3 : 1
- 2A.32 a. 86 g mol^{-1}
b. C_6H_{14}
c. Existem 5 isômeros.
d. 2,3-dimetilbutano.
- 2A.33 a. 1250 m^2
b. $0,014 \text{ mol}$