

ELEMENTOS, COMPOSTOS E MISTURAS

Elementos

Pensadores e filósofos “quebraram a cabeça” sobre a estrutura da matéria desde os tempos antigos. Os gregos desenvolveram o conceito de *elementos* como substâncias fundamentais das quais todas as formas de matéria podem ser construídas. Eles identificaram quatro elementos – terra, ar, fogo e água – que eles acreditavam poderiam produzir outras substâncias quando combinadas nas proporções corretas. O conceito deles de “elemento” é consistente com o qual nós acreditamos, mas nós agora sabemos que há mais do que 100 elementos químicos, os quais, em várias combinações, constroem toda a matéria da Terra.

Átomos

Os gregos antigos perguntaram o que aconteceria se nós dividíssemos a matéria em pedaços cada vez menores. Haveria um ponto no qual nós teríamos que parar por que os pedaços não teriam mais as mesmas propriedades, ou nós poderíamos continuar dividindo indefinidamente?

Nós sabemos agora que chega um ponto no qual nós temos que parar. Isto é, a matéria não é contínua mas consiste de partículas infinitamente pequenas. A menor partícula que pode existir de um elemento é chamada **átomo**. O primeiro argumento convincente para a existência de átomos foi feito em 1807 pelo professor de química John Dalton. Hoje, instrumentação moderna fornece evidências diretas da existência dos átomos e nós agora fazemos imagens de átomos individuais (Fig. 1). Não há mais dúvidas que átomos existem e que eles são as unidades das quais os elementos são feitos:

Um elemento é uma substância constituída de somente um tipo de átomo.

Todos os átomos em um bloco de outro são do mesmo tipo. Similarmente, todos os átomos em um bloco que chumbo são essencialmente do mesmo tipo (mas diferentes daqueles do bloco de ouro), e assim por diante para todos os elementos. Quando cientistas produzem um novo elemento em um de seus aceleradores gigantes, eles reconhecem-no como novo por checando se seus átomos são diferentes daqueles de todos os outros elementos conhecidos. Em 1996, 112 elementos foram descobertos ou criados, mas em alguns casos em somente muito pequenas quantidades. Por exemplo, somente um ou dois átomos do elemento 111 foi produzido, e eles duraram por somente uma fração de segundo.

Toda matéria é feita de várias combinações das formas únicas da matéria chamada elementos químicos. Um elemento é uma substância que consiste de somente um tipo de átomo.

Nome dos elementos

Os nomes dos elementos são muito antigos. Por exemplo, o nome *cobre* é derivado de Cyprus, onde o elemento foi extraído e a palavra ouro é derivada da palavra “amarelo” do inglês antigo.

Químicos têm um sistema útil que economiza a escrita do nome completo dos elementos. Cada elemento é representado por um **símbolo químico** com uma ou duas letras. A maioria dos símbolos é ou a primeira ou as duas primeiras letras do nome do elemento:

hidrogênio, H	carbono, C	nitrogênio, N	oxigênio, O
hélio, He	alumínio, Al	níquel, Ni	silício, Si

Note que a primeira letra de um símbolo é sempre maiúscula e a segunda letra, sempre

minúscula. Alguns elementos têm símbolos formados da primeira letra do nome e de uma segunda letra posterior:

magnésio, Mg zinco, Zn plutônio, Pu arsênio, As

Outros símbolos são tomados do nome em latim, alemão, inglês ou grego. Por exemplo, o símbolo para o sódio é Na, de seu nome em latim, natrium.

Cada elemento tem um nome e um símbolo químico único.

Compostos

A maioria das substâncias ao nosso redor é combinação de elementos, ao invés de elementos sozinhos. A habilidade dos elementos para se combinar com um outro é responsável pela extraordinária riqueza do mundo, pois, de cerca de 100 elementos, números incontáveis de combinações podem ser formadas.

Um **composto** é uma substância que consiste de dois ou mais elementos diferentes em uma razão definida. Água, por exemplo, é um composto formado de hidrogênio e oxigênio, com dois átomos de hidrogênio para cada átomo de oxigênio. Sal de cozinha, cloreto de sódio, é um outro composto. Ele invariavelmente contém um átomo de sódio para cada átomo de cloro. Encontra-se a mesma razão em amostra do composto da Califórnia, Austrália, Sibéria, Antártica, ou em Marte. Isto é chamado de **lei da composição constante**. Foi historicamente importante, porque sugeriu aos químicos que os compostos consistem de combinações específicas de átomos.

Compostos são classificados como orgânicos ou inorgânicos. **Compostos orgânicos** são compostos moleculares contendo o elemento carbono e usualmente hidrogênio também. Eles incluem combustíveis tais como metano e propano, e açúcares tais como glicose; milhões de outras substâncias são também compostos orgânicos. Esses compostos são chamados orgânicos porque se acreditava que eles poderiam ser formados somente por organismos vivos. Sabe-se agora que essa hipótese é incorreta.

Compostos inorgânicos são todos os outros compostos; eles incluem água, sulfato de cálcio, amônia, sílica, ácido clorídrico, e muitos, muitos mais. Em adição, alguns compostos de carbono muito simples, particularmente dióxido de carbono e os carbonatos são tratados como compostos inorgânicos.

Os elementos em um composto não estão apenas misturados entre si. Seus átomos estão de fato unidos, ou *ligados*, um ao outro de um modo específico. Por exemplo, quando uma mistura de hidrogênio e oxigênio entra em ignição, uma explosão acontece. Muito calor é liberado; e ao invés de dois gases incolores, nós acabamos tendo um líquido incolor: água. Cada átomo de oxigênio está agora junto com dois átomos de hidrogênio. Os átomos de um composto podem ser ligados um ao outro para formar moléculas ou eles podem estar presente como íons:

*Uma **molécula** é um grupo discreto de átomos ligados em um arranjo específico e eletricamente neutro.*

*Um **íon** é um átomo ou grupo de átomos ligados positivamente ou negativamente carregado.*

Nós classificamos um composto como **molecular** se ele consiste de moléculas e como **iônico** se ele consiste de íons. Água é um exemplo de um composto molecular e cloreto de sódio um exemplo de um composto iônico. As propriedades de um composto são um bom guia para sua classificação. Todos os compostos que são gases ou líquidos à temperatura ambiente são moleculares. A maioria dos compostos orgânicos é molecular. Compostos sólidos são mais difíceis de classificar; uma boa dica é que compostos iônicos fundem em altas temperaturas enquanto que compostos moleculares fundem em temperaturas mais baixas.

Compostos são combinações específicas de elementos. Os átomos de elementos diferentes em um composto estão presentes em uma razão constante e característica (proporções definidas). Um composto é classificado como molecular se consiste de moléculas e como iônico se consiste de íons.

Misturas

Nós vimos que substâncias puras podem ser classificadas como elementos ou compostos. Entretanto, a maioria dos materiais não é nem elementos nem compostos, então eles não são puros; eles são **misturas** dessas substâncias mais simples, com uma substância misturada com a outra. Exemplos de misturas são ar (que consiste de nitrogênio, oxigênio, e pequenas quantidades de outros gases), água do mar (água contendo muitas substâncias dissolvidas, particularmente cloreto de sódio).

Nós podemos ver usos comerciais de misturas todos os dias. Gasolina é uma mistura de hidrocarbonetos e aditivos para alcançar eficiência na combustão. Muitas ligas, que são misturas de metais, são formuladas para máxima força e resistência à corrosão. Tipicamente, um medicamento é uma mistura de vários ingredientes para alcançar um efeito biológico completo. Praticamente o mesmo pode ser dito de um perfume!

Um composto tem uma composição fixa, onde a mistura pode ter qualquer composição. Há invariavelmente dois átomos de H para cada átomo de O numa amostra do composto água, mas açúcar e areia podem ser misturados em qualquer proporção. Uma vez que os componentes de uma mistura são meramente misturados um com o outro, eles retêm suas propriedades químicas e físicas na mistura. Ao contrário, um composto pode ser propriedades muito diferentes daquelas dos elementos dos quais foi produzido. Água é totalmente diferente dos gases hidrogênio e oxigênio dos quais ela é formada. Em contraste, uma mistura de açúcar e areia apresenta ambas as propriedades de ser doce (do açúcar) e ser abrasiva (da areia). Quando agitamos com água, o açúcar se dissolve, mas a areia não, permitindo a separação facilmente.

O MOL

O mol é a unidade que os químicos usam para trabalhar com o grande número de átomos, íons e moléculas. A unidade foi inventada para fornecer um modo simples de registrar o número enorme de átomos e moléculas em amostras visíveis. Seria inconveniente se referir a grandes números como $2,0 \times 10^{25}$ átomos, apenas como para os vendedores de atacado é inconveniente contar itens individuais ao invés de dúzias (12). Assim como uma dúzia contém sempre 12 unidades, um mol contém sempre $6,022 \times 10^{23}$ unidades. Este número é chamado de número de Avogadro em honra ao cientista italiano Amadeo Avogadro, que ajudou a estabelecer a existência de átomos. O mol está relacionado com a massa atômica. Por exemplo, 1 mol de carbono contém $6,022 \times 10^{23}$ átomos de carbono e sua massa é de 12 gramas. Para se ter uma idéia de quão grande é esse número, se você ganhasse 1 mol de dólares no dia em que nascesse e gastasse 1 bilhão de dólares por segundo, você ainda teria mais do que 99,999% do prêmio quando morresse aos 90 anos.

Como 1 mol é uma unidade, ele pode ser usado com um prefixo. Por exemplo, 1mmol (1 milimol) é 10^{-3} mol. À medida que estudamos química, nós dificilmente encontramos alguma referência ao número de átomos, íons ou moléculas em uma amostra, mas sim ao número de mols presentes na amostra.

As quantidades de átomos, íons, ou moléculas em uma amostra são registradas em mols, e a constantes de Avogadro, N_A , é usada para converter entre números dessas partículas e os números de mols.

Exemplo: Uma amostra de vitamina C contém $2,58 \times 10^{24}$ átomos de oxigênio. Quantos mols de átomos de O estão presentes na amostra?

Massa Molar

A massa molar de um composto é a soma das massas molares dos elementos que constituem a molécula ou fórmulas unitárias. Por exemplo, a massa molar da água, que é composta de moléculas de H_2O é

Similarmente, a massa molar do cloreto de sódio é a massa por mol de fórmulas unitárias de $NaCl$, que é dado pela soma seguinte:

Uma vez que a massa molar do composto foi calculada deste modo, nós podemos encontrar quantos mols de moléculas ou de fórmulas unitárias estão presentes em uma amostra de determinada massa, ou ainda, que massa de amostra nós devemos medir para obter um dado número de mols.

Exemplo: Calcule a massa molar de (a) ácido nítrico, HNO_3 e (b) sulfato de Alumínio, $Al_2(SO_4)_3$

Nós agora sabemos que se nós pesarmos 58,44 g de cloreto de sódio, então nós teremos uma amostra que contém 1 mol de $NaCl$. Similarmente, se nós necessitamos de 1 mol de HNO_3 , então nós temos que ter 63 g de ácido nítrico.

A massa molar de um composto é usada para relacionar a massa de uma amostra ao número de mols de moléculas nessa amostra. Por exemplo, 1 mol de água têm 18 g. Então, numa amostra de 32 g de água haverá 2 mols de moléculas de água.

Exemplo: Calcule o número de mols de moléculas de uréia, $OC(NH_2)_2$ em $2,3 \times 10^5$ g de uréia, que é usada em cremes faciais e também como fertilizante na agricultura.

Exemplo: Calcule a massa molar de: (a) fenol, C₆H₅OH; sulfato de cobre(II) pentahidratado.

Determinação de Fórmulas Químicas

Inicialmente, definiremos fórmula empírica ou mínima e fórmula molecular dos compostos. A **fórmula empírica** de um composto é a fórmula química que mostra os números relativos de átomos de cada elemento. Por exemplo, a fórmula empírica da glicose, que é CH₂O, nos diz que carbono, hidrogênio e oxigênio estão presentes na proporção 1:2:1. Os elementos estão presentes nessas proporções desconsiderando o tamanho da amostra. A **fórmula molecular** nos diz os números reais dos átomos de cada elemento na molécula. A fórmula molecular para a glicose, que é C₆H₁₂O₆, nos diz que cada molécula de glicose consiste de seis átomos de carbono, doze átomos de hidrogênio e seis átomos de oxigênio.

Composição Percentual em Massa

Para determinar a fórmula empírica de um composto, nós começamos por medir a *massa* de cada elemento presente em uma amostra. Esta composição é usualmente chamada de **composição percentual em massa**, isto é, a massa de cada elemento expressa como uma porcentagem da massa total:

$$\% \text{ em massa do elemento} = \frac{\text{massa do elemento na amostra}}{\text{massa total da amostra}} \times 100\%$$

Como a composição percentual em massa é independente do tamanho da amostra, é um resumo da composição de qualquer amostra da substância. Uma das principais técnicas para a determinação da composição percentual em massa de compostos orgânicos desconhecidos é a análise por combustão, que veremos adiante. Se a sua carreira se dirigir para a química orgânica sintética, você quase certamente usará um laboratório para realizar análise por combustão em amostras e receberá os resultados como composição percentual de massa.

Composição percentual em massa é encontrada calculando-se a fração da massa com a qual cada elemento presente contribui no composto e expressando a fração como uma porcentagem.

Por exemplo, uma amostra de vitamina C de massa total 8,00 g foi analisada e obteve-se os seguintes dados:

Carbono	3,27 g
Hidrogênio	0,366 g
Oxigênio	4,36 g

Assim, a porcentagem em massa de carbono na vitamina C é

O mesmo procedimento dá os seguintes valores para as porcentagens de hidrogênio e oxigênio:

Nós sabemos agora que qualquer amostra de vitamina C tem composição percentual em massa de de C, de H e de O.

Exemplo: Por séculos, os aborígenes australianos usaram folhas de eucalipto para dores de garganta e outras dores. O ingrediente ativo primário foi identificado com o nome de eucaliptol. A análise da amostra de eucaliptol. A análise de uma amostra de eucaliptol de massa total 3,16 g deu sua composição como 2,46 g de carbono, 0,373 g de hidrogênio e 0,329 g de oxigênio. Determine as porcentagens em massa de carbono, hidrogênio e oxigênio no eucaliptol.

Determinando Fórmulas Empíricas

Para determinar a fórmula empírica de um composto, nós necessitamos o número relativo de átomos de cada elemento na amostra ou, o que é a mesma coisa, o número relativo de mols de cada tipo de átomo. Nós podemos conseguir esta informação calculando o número de mols dos átomos presentes da composição percentual em massa. O processo mais simples é imaginar que nós temos uma amostra de massa 100 g exatamente. Deste modo, a composição percentual em massa nos dá a massa em gramas de cada elemento. Então nós podemos usar a massa molar dos elementos para converter essas massas em mols.

Na vitamina C, a massa de carbono numa amostra de massa 100 g é 40,9 g. Nós achamos a quantidade de átomos de carbono em 40,9 g de carbono da massa molar de carbono, que a tabela periódica nos dá como $12,01 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$:

Do mesmo modo, nós encontramos o número de mols de átomos de H e átomos de O na amostra:

Carbono
Hidrogênio
Oxigênio

Como o número de mols é proporcional ao número de átomos, nós agora sabemos que os átomos de cada elemento estão presentes na proporção (..... átomos de C) : (..... átomos de H) : (..... átomos de O) ou : :

Neste ponto, nós poderíamos ficar tentados a escrever a fórmula química da vitamina C como $C_{\dots}H_{\dots}O_{\dots}$. Entretanto, um composto não pode conter frações de átomos; assim, para chegarmos na fórmula empírica, nós devemos expressar as proporções do número de átomos como os menores inteiros possíveis. Primeiro, nós dividimos cada número pelo menor valor (.....), o que dá a razão de:.....:..... Um número ainda não é um número inteiro, daí nós devemos multiplicar cada número por um fator até que todos os números sejam números inteiros ou possam ser arredondados para números inteiros. Como é, nós multiplicamos por 3 para obter : :, ou, aproximadamente,::, Agora nós sabemos que a fórmula empírica da vitamina C é $C_{\dots}H_{\dots}O_{\dots}$.

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

Exemplo: Use a composição percentual em massa do eucaliptol calculada no exemplo da seção anterior para determinar sua fórmula empírica.

Determinando fórmulas moleculares

Até agora, nós sabemos que a fórmula empírica da vitamina C é $C_3H_4O_3$. Entretanto, tudo que esta fórmula diz é que os átomos de C, H, e O estão presentes na amostra na razão 3 : 4 : 3. Nós ainda não sabemos os números de átomos nas moléculas individuais. A mesma fórmula empírica seria obtida para $C_3H_4O_3$, $C_6H_8O_6$, $C_9H_{12}O_9$, ou qualquer outro número inteiro múltiplo da fórmula empírica.

Para encontrar a fórmula molecular de um composto, mais informações são necessárias - sua massa molar. Uma vez que nós sabemos a massa molar, nós podemos calcular quantas unidades fórmula são necessárias para reproduzir aquela massa. A massa molar da vitamina C, determinada por espectrometria de massa é $176,14 \text{ g.mol}^{-1}$. A massa molar de uma unidade fórmula de $C_3H_4O_3$ é

Nós necessitamos de duas unidades fórmula $C_3H_4O_3$ para dar conta da massa molar observada da vitamina C:

assim, a fórmula da vitamina C é $\dots \times (C_3H_4O_3)$, ou $C_{\dots}H_{\dots}O_{\dots}$.

A fórmula molecular de um composto molecular é encontrada determinando quantas unidades de fórmulas empíricas são necessárias para dar conta da massa molar medida do composto.

Exemplo: A massa molar do butanoato de etila, um composto que contribui para o aroma do abacaxi, é $116 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Sua fórmula empírica, determinada de sua composição percentual em massa, é $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$. Qual é a fórmula molecular?

Exercícios:

1. Calcule a massa, em gramas, das seguintes amostras:

a) 0,15 mol de Na b) 0,594 mol de S c) 2,78 mol de CH_3Cl d) 38 mol de Na_2SO_3

2. Calcule o número de mols presentes em:

a) 100 g de H_2O b) 25 g de NO_2 c) 75 g de HCl d) 0,374 g de NaBr

3. O sulfato de cálcio, CaSO_4 , é uma substância cristalina, pulverulenta, branca. O gesso é um mineral constituído por sulfato de cálcio hidratado. Uma amostra de 1,000 g de gesso contém 0,791 g de CaSO_4 . Quantos mols de CaSO_4 há na amostra? Admitindo que o restante da amostra seja água, quantos mols de H_2O há na amostra? Mostre que o resultado é coerente com a fórmula $\text{CaSO}_4\cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

4. Calcule a composição percentual (com três algarismos significativos) de cada composto seguinte.

a) NO b) N_2O c) KClO_4 d) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$

5. Certo óxido de ósmio (símbolo Os) é um sólido amarelo-claro. Se 2,89 g do composto tiverem 2,16 g de ósmio, qual a fórmula empírica?

6. A putrescina, substância presente na carne deteriorada, tem a fórmula empírica $\text{C}_2\text{H}_6\text{N}$. Várias determinações do seu peso molecular dão valores no intervalo 87 a 90 uma. Ache a fórmula molecular da putrescina.

7. O ácido adípico é usado na fabricação do náilon. A composição do ácido é 49,3% de C, 6,9% de H e 43,8% de O, em massa, e o peso molecular é 146 uma. Qual a fórmula molecular do ácido?

8. Balanceie as seguintes equações químicas:

a) $\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4(\text{l})$ b) $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow \text{CdS}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$
c) $\text{KClO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{KClO}_4(\text{s}) + \text{KCl}(\text{s})$ d) $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

9. O fenol, conhecido também como ácido carbólico, foi usado por Joseph Lister como anti-séptico cirúrgico, em 1865. O seu uso principal, nos dias de hoje, é na fabricação de resinas e plásticos fenólicos. A combustão de 5,23 mg de fenol dá 14,67 mg de CO_2 e 3,01 mg de H_2O . O fenol só contém C, H e O. Qual a percentagem de cada elemento na substância?