

# QUÍMICA GERAL

## FÓRMULAS QUÍMICAS E ESTEQUIOMETRIA



### ESTEQUIOMETRIA

Análise da natureza quantitativa das fórmulas e reações químicas

Cálculos baseados nas leis de:

• Lavoisier



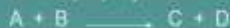
Lei da conservação das massas



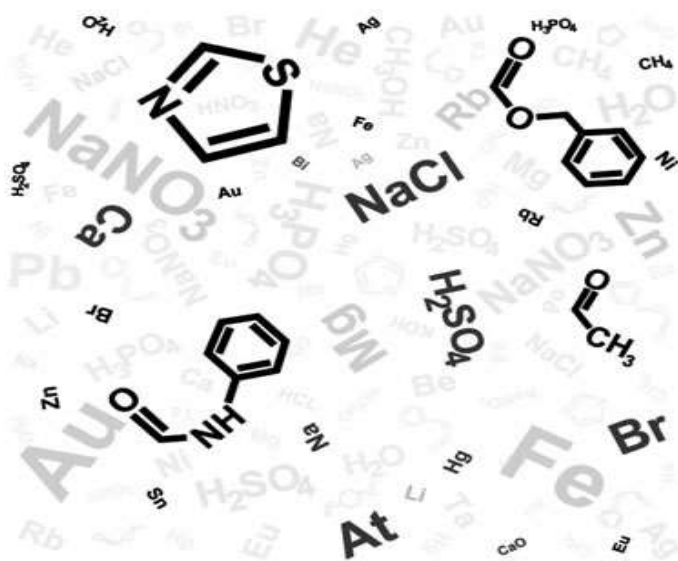
$$m_a + m_b = m_c + m_d$$

• Proust

Lei das proporções definidas



$$\frac{m_a}{m_c} = \frac{m_b}{m_d} = \frac{m_c}{m_e} = \frac{m_d}{m_f} = \text{constante}$$



A palavra “estequiometria” é derivada do grego stoicheion, que significa “primeiro princípio ou elemento” e metron, que significa “medida”. A estequiometria descreve as relações quantitativas entre elementos em compostos (estequiometria de composição) e entre as substâncias à medida que sofrem alterações químicas (estequiometria de reação). Neste capítulo estamos preocupados com fórmulas químicas e estequiometria de composição.

## 2 – FÓRMULAS QUÍMICAS E ESTEQUIOMETRIA

### 2-1 ÁTOMOS E MOLÉCULAS

O filósofo grego Demócrito (470-400 aC) sugeriu que toda a matéria é composta de partículas minúsculas, discretas e indivisíveis que ele chamou de átomos. Suas ideias, inteiramente baseadas em especulações filosóficas em vez de evidências experimentais, foram rejeitadas por 2.000 anos. No final dos anos 1700, os cientistas começaram a perceber que o conceito de átomos fornecia uma explicação para muitas observações experimentais sobre a natureza da matéria.

No início de 1800, a Lei de Conservação da Matéria (Seção 1-1) e a Lei de Proporções Definidas (Seção 1-5) foram aceitas como descrições gerais de como a matéria se comporta. John Dalton (1766-1844), um professor inglês, tentou explicar por que a matéria se comporta de modo tão sistemático como os aqui expressos. Em 1808, publicou as primeiras ideias “modernas” sobre a existência e a natureza dos átomos. A explicação de Dalton resumida e expandiu os conceitos nebulosos dos primeiros filósofos e cientistas; mais importante, suas ideias foram baseadas em resultados experimentais reprodutíveis de medições por muitos cientistas. Essas ideias formam o núcleo da Teoria Atômica de Dalton, um dos destaques na história do pensamento científico. De forma condensada, as ideias de Dalton podem ser do seguinte modo:

1. Um elemento é composto de partículas extremamente pequenas e indivisíveis chamadas átomos.
2. Todos os átomos de um determinado elemento têm propriedades idênticas que diferem daquelas de outros elementos.
3. Os átomos não podem ser criados, destruídos ou transformados em átomos de outro elemento.
4. Os compostos são formados quando átomos de diferentes elementos se combinam uns com os outros em pequenas proporções de números inteiros.
5. Os números relativos e tipos de átomos são constantes em um dado composto.

Dalton acreditava que os átomos eram esferas sólidas e indivisíveis, uma ideia que agora rejeitamos. Mas ele mostrou uma visão notável sobre a natureza da matéria e suas interações. Algumas de suas ideias não puderam ser verificadas (ou refutadas) experimentalmente na época. Elas foram baseadas nas limitadas observações experimentais de sua época. Mesmo com suas deficiências, as ideias de Dalton forneceram uma estrutura que poderia ser modificada e expandida por cientistas posteriores. Por isso John Dalton é frequentemente considerado o pai da teoria atômica moderna.

A menor partícula de um elemento que mantém sua identidade química durante qualquer transformação química ou física é chamado de átomo (Figura 2-1). Na disciplina Química Estrutural vocês estudarão a estrutura do átomo em detalhes; vamos simplesmente resumir aqui as principais características composição atômica. Os átomos e, portanto, toda a matéria, consistem principalmente em três partículas: elétrons, prótons e nêutrons. Estes são os blocos básicos de construção de átomos. As massas e cargas das

três partículas fundamentais são mostradas na Tabela 2-1. As massas de prótons e nêutrons são quase iguais, mas a massa de um elétron é muito menor. Os nêutrons não carregam carga. A carga de um próton é igual em magnitude, mas de sinal oposto à carga de um elétron. Como os átomos são eletricamente neutros,

TABELA 2-1		Partículas Fundamentais da Matéria	
Partícula	Massa aproximada	Carga	
(símbolo)	(Unidades de massa atômica - uma)*	Escala relativa	
elétron (e <sup>-</sup> )	0,0	1-	
Próton (p ou p <sup>+</sup> )	1,0	1+	
nêutron (n ou n <sup>0</sup> )	1,0	nenhuma	
*1 uma = 1,6605 x 10 <sup>-24</sup> g			

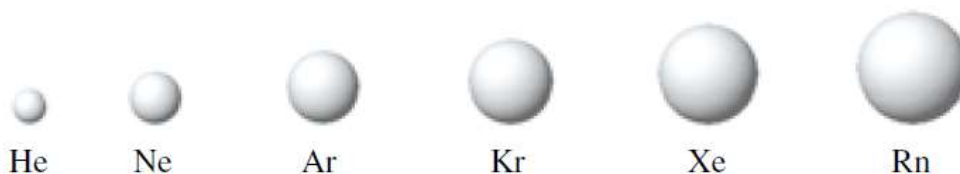


Figura 2-1 Tamanhos relativos de moléculas monoatômicas (átomos únicos) dos gases nobres.

um átomo contém números iguais de elétrons e prótons.

O **número atômico** (símbolo é Z) de um elemento é definido como o número de prótons no núcleo. Na tabela periódica, os elementos são organizados em ordem crescente de átomos números. Estes são os números vermelhos acima dos símbolos para os elementos na tabela periódica. Por exemplo, o número atômico da prata é 47.

Uma **molécula** é a menor partícula de um composto que pode ter uma existência independente estável. Em quase todas as moléculas, dois ou mais átomos estão ligados em unidades discretas muito pequenas (partículas) que são eletricamente neutras.

Os átomos de oxigênio individuais não são estáveis à temperatura ambiente e à pressão atmosférica. Átomos únicos de oxigênio misturados nessas condições se combinam rapidamente para formar pares. O oxigênio com o qual todos estamos familiarizados é composto de dois átomos de oxigênio; é uma molécula diatômica, O<sub>2</sub>. Hidrogênio, nitrogênio, flúor, cloro, bromo e iodo são outros exemplos de moléculas diatômicas (Figura 2-2).

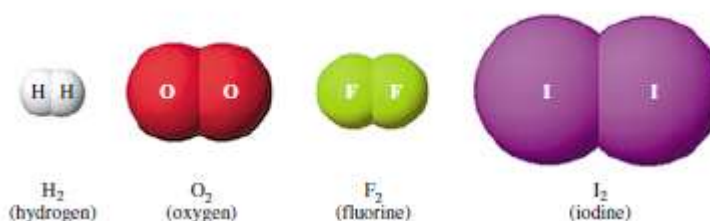


Figura 2-2 Modelos de moléculas diatômicas de alguns elementos, aproximadamente em escala.

Alguns outros elementos existem como moléculas mais complexas. Uma forma de moléculas de fósforo consiste em quatro átomos, e o enxofre existe como moléculas de oito átomos em temperaturas e pressões normais. As moléculas que contêm dois ou mais átomos são chamadas de moléculas poliatômicas. (Figura 2-3).

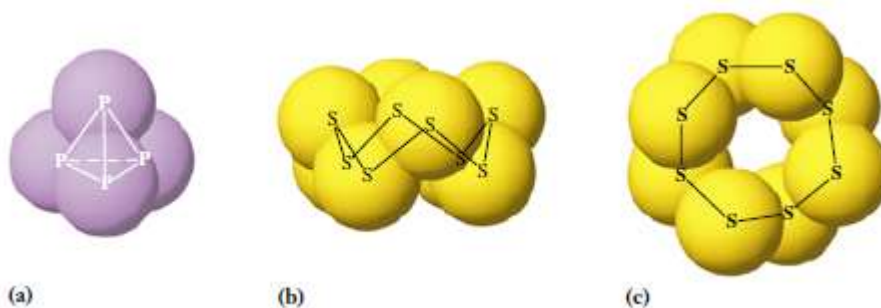
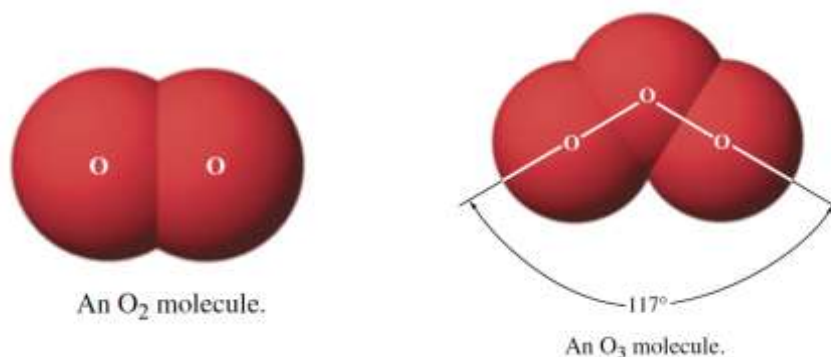


Figura 2-3 (a) Um modelo da molécula P<sub>4</sub> de fósforo branco. (b) Um modelo do S<sub>8</sub> anel encontrado no enxofre rômboico. (c) Vista superior do anel S<sub>8</sub> em enxofre rômboico.

## 2-2 FÓRMULAS QUÍMICAS

A **fórmula química** de uma substância mostra sua composição química. Isto representa os elementos presentes, bem como a proporção em que os átomos dos elementos ocorrem. A fórmula para um único átomo é a mesma que o símbolo para o elemento. Assim, Na pode representar um único átomo de sódio. É incomum encontrar átomos isolados na natureza, com a exceção dos gases nobres (He, Ne, Ar, Kr, Xe e Rn). Um subscrito após o símbolo de um elemento indica o número de átomos em uma molécula. Por exemplo, F<sub>2</sub> indica uma molécula contendo dois átomos de flúor e P<sub>4</sub> uma molécula contendo quatro átomos de fósforo

Alguns elementos existem em mais de uma forma. Exemplos familiares incluem (1) oxigênio, encontrado como moléculas de O<sub>2</sub>, e ozônio, encontrado como moléculas de O<sub>3</sub>, e (2) duas formas cristalinas de carbono – diamante e grafite (Figura 13-33). Diferentes formas do mesmo elemento no mesmo estado físico são chamadas de **modificações alotrópicas**, ou **alótropos**.



Os compostos contêm dois ou mais elementos em combinação química em proporções fixas. Muitos compostos existem como moléculas (Tabela 2-2). Assim, cada molécula de cloreto de hidrogênio, HCl, contém um átomo de hidrogênio e um átomo de cloro; cada molécula de tetracloreto de carbono, CCl<sub>4</sub>, contém um átomo de carbono e quatro átomos de cloro.

**TABLE 2-2** Names and Formulas of Some Common Molecular Compounds

Name	Formula	Name	Formula	Name	Formula
water	H <sub>2</sub> O	sulfur dioxide	SO <sub>2</sub>	butane	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>
hydrogen peroxide	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	sulfur trioxide	SO <sub>3</sub>	pentane	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>
hydrogen chloride*	HCl	carbon monoxide	CO	benzene	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>
sulfuric acid	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	carbon dioxide	CO <sub>2</sub>	methanol (methyl alcohol)	CH <sub>3</sub> OH
nitric acid	HNO <sub>3</sub>	methane	CH <sub>4</sub>	ethanol (ethyl alcohol)	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH
acetic acid	CH <sub>3</sub> COOH	ethane	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	acetone	CH <sub>3</sub> COCH <sub>3</sub>
ammonia	NH <sub>3</sub>	propane	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	diethyl ether (ether)	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> -O-CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>

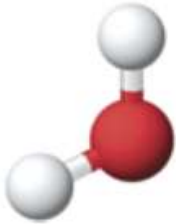

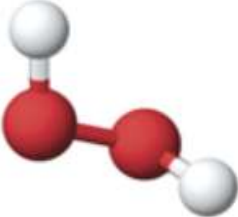





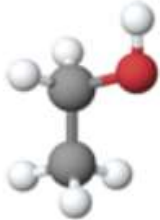

\*Called hydrochloric acid if dissolved in water.

Os compostos foram reconhecidos pela primeira vez como substâncias distintas por causa de suas diferentes propriedades físicas e porque elas podem ser separadas umas das outras por métodos. Uma vez estabelecido o conceito de átomos e moléculas, a razão diferenças nas propriedades podem ser compreendidas: Dois compostos diferem um do outro porque suas moléculas são diferentes. Por outro lado, se duas moléculas contêm a mesmo número dos mesmos tipos de átomos, dispostos da mesma maneira, então ambos são moléculas do mesmo composto. Assim, a teoria atômica explica a Lei das Proporções Definidas.

Esta lei, também conhecida como a Lei da Composição Constante, pode agora ser estendida para incluir sua interpretação em termos de átomos. É tão importante para realizar o cálculo neste capítulo que reafirmamos aqui:

Diferentes amostras puras de um composto sempre contêm os mesmos elementos na mesma proporção em massa; isso corresponde a átomos desses elementos combinados em razões numéricas fixas.

Então vemos que para uma substância composta de moléculas, a **fórmula química** dá o número de átomos de cada tipo na molécula. Mas esta fórmula não expressa a ordem em que os átomos das moléculas estão ligados. A **fórmula estrutural** mostra a ordem em que os átomos estão conectados. As linhas que conectam os símbolos atômicos representam ligações químicas entre os átomos. As ligações são, na verdade, forças que tendem a manter átomos a certas distâncias e ângulos uns dos outros. Por exemplo, a fórmula estrutural de propano mostra que os três átomos de C estão ligados em uma cadeia, com três átomos de H ligado a cada um dos átomos de C da extremidade e dois átomos de H ligados ao centro C. Modelos moleculares do tipo **ball-and-stick** (bolas e bastões) e modelos moleculares de **preenchimento de espaço** nos ajudam a ver as formas e tamanhos relativos das moléculas. Essas quatro representações são mostradas na Figura 2-6. Os modelos tipo bola e bastão e tipo preenchimento de espaço mostram (1) a *sequência de ligação*, que é a ordem em que os átomos estão conectados uns aos outros, e (2) os *arranjos geométricos* dos átomos.

Chemical Formula	Structural Formula	Ball-and-Stick Model	Space-Filling Model
H <sub>2</sub> O, water	H—O—H		
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> , hydrogen peroxide	H—O—O—H		
CCl <sub>4</sub> , carbon tetrachloride	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\   \\ \text{Cl}-\text{C}-\text{Cl} \\   \\ \text{Cl} \end{array}$		
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> , propane	$\begin{array}{ccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \\ &   &   &   & \\ \text{H} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{H} \\ &   &   &   & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \end{array}$		
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH, ethanol	$\begin{array}{ccccc} & \text{H} & \text{H} & & \\ &   &   & & \\ \text{H} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{O} & -\text{H} \\ &   &   & & \\ & \text{H} & \text{H} & & \end{array}$		

**Figura 2-6** Fórmulas e modelos para algumas moléculas. Fórmulas estruturais mostram a ordem em que os átomos estão conectados, mas não representam formas moleculares verdadeiras. Os modelos de bolas e bastões usam bolas de cores diferentes para representar os átomos e bastões para representar as ligações; elas mostram as formas tridimensionais de moléculas. Modelos de preenchimento de espaço mostram os tamanhos relativos (aproximados) de átomos e as formas de moléculas.

## 2-3 ÍONS E COMPOSTOS IÔNICOS

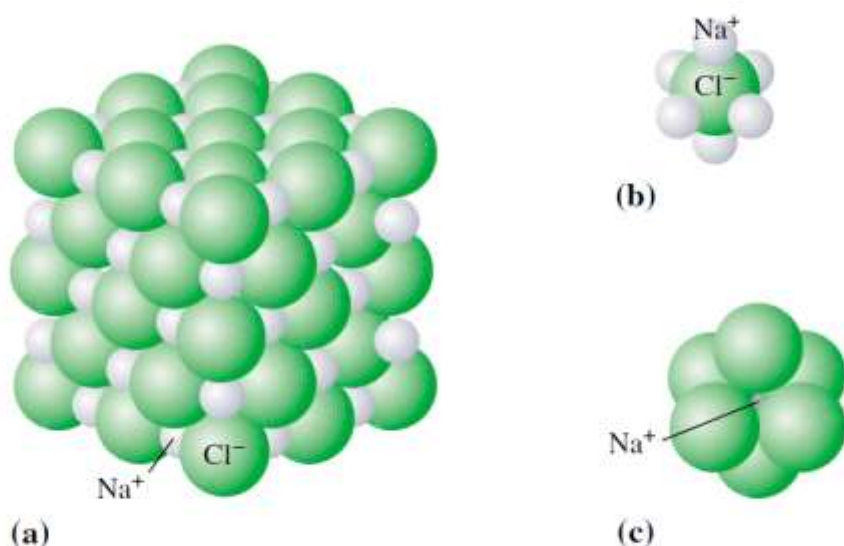
Até agora discutimos apenas compostos que existem como moléculas discretas. Alguns compostos, como cloreto de sódio, NaCl, consistem em coleções de grande número de íons. Um **íon** é um átomo ou grupo de átomos que carrega uma carga elétrica. Íons que possuem carga positiva, como o íon



sódio,  $\text{Na}^+$ , são chamados de **cátions**. Aqueles que carregam uma carga negativa, como o íon cloreto,  $\text{Cl}^-$ , são chamados de **ânions**. A carga de um íon deve ser incluída como um sobrescrito no lado direito do símbolo químico quando escrevemos a fórmula para o íon individual.

Conforme será discutido em detalhes na disciplina Química Estrutural, um átomo consiste em uma quantidade de matéria muito pequena, muito densa, com o núcleo positivamente carregado cercado por uma distribuição difusa de partículas carregadas negativamente, chamadas elétrons. O número de cargas positivas no núcleo define a identidade do elemento ao qual o átomo corresponde. Átomos eletricamente neutros contêm o mesmo número de elétrons fora do núcleo como cargas positivas (prótons) dentro do núcleo. Íons são formados quando átomos neutros perdem ou ganham elétrons. Um íon  $\text{Na}^+$  é formado quando um átomo de sódio perde um elétron, e um íon  $\text{Cl}^-$  é formado quando um átomo de cloro ganha um elétron.

O composto  $\text{NaCl}$  consiste em um arranjo estendido de íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  (Figura 2-7). Dentro do cristal (embora não na superfície) cada íon  $\text{Na}^+$  é cercado a distâncias iguais por seis íons  $\text{Cl}^-$ , e cada íon  $\text{Cl}^-$  é similarmente cercado por seis íons  $\text{Na}^+$ . Qualquer composto, seja iônico ou molecular, é eletricamente neutro; ou seja, não tem carga líquida. No  $\text{NaCl}$  isso significa que os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  estão presentes em uma proporção de 1:1, e isso é indicado pela fórmula  $\text{NaCl}$ .



**Figura 2-7** O arranjo de íons no  $\text{NaCl}$ . (a) Um cristal de cloreto de sódio consiste em um extenso arranjo que contém números iguais de íons de sódio (esferas pequenas) e íons cloreto (esferas grandes). Dentro do cristal, (b) cada íon cloreto é cercado por seis íons de sódio, e (c) cada íon sódio é cercado por seis íons cloreto.

Como não existem “moléculas” de substâncias iônicas, não devemos nos referir a “uma molécula de cloreto de sódio,  $\text{NaCl}$ ”, por exemplo. Em vez disso, nos referimos a uma **fórmula unitária** de  $\text{NaCl}$ , que consiste em um íon  $\text{Na}^+$  e um íon  $\text{Cl}^-$ . Da mesma forma, uma fórmula unitária de  $\text{CaCl}_2$  consiste em um íon  $\text{Ca}^{2+}$  e dois íons  $\text{Cl}^-$ . Como você verá na próxima seção, falamos da fórmula unitária de todos os compostos iônicos como a menor proporção de números inteiros de íons que produzem representações neutras. Também é aceitável referir-se a uma fórmula unitária de um composto molecular. Uma fórmula unitária de

propano,  $C_3H_8$ , é o mesmo que uma molécula de  $C_3H_8$ ; ela contém três átomos de C e oito átomos de H ligados entre si em um grupo.

Por enquanto, diremos quais substâncias são iônicas e quais são moleculares, quando for importante saber. Mais tarde você aprenderá a fazer a distinção você mesmo.

**Íons poliatômicos** são grupos de átomos que carregam uma carga elétrica. Exemplos incluem o íon amônio,  $NH_4^+$ , o íon sulfato,  $SO_4^{2-}$  e o íon nitrato,  $NO_3^-$ . A Tabela 2-3 mostra as fórmulas, cargas iônicas e nomes de alguns íons comuns. Ao escrever a fórmula de um composto poliatômico, mostramos os grupos entre parênteses quando eles aparecem mais de uma vez. Por exemplo,  $(NH_4)_2SO_4$  representa um composto que tem dois íons  $NH_4$  para cada íon  $SO_4^{2-}$ .

Common Cations (positive ions)			Common Anions (negative ions)		
<i>Formula</i>	<i>Charge</i>	<i>Name</i>	<i>Formula</i>	<i>Charge</i>	<i>Name</i>
$Na^+$	1+	sodium	$F^-$	1-	fluoride
$K^+$	1+	potassium	$Cl^-$	1-	chloride
$NH_4^+$	1+	ammonium	$Br^-$	1-	bromide
$Ag^+$	1+	silver	$OH^-$	1-	hydroxide
$Mg^{2+}$	2+	magnesium	$CH_3COO^-$	1-	acetate
$Ca^{2+}$	2+	calcium	$NO_3^-$	1-	nitrate
$Zn^{2+}$	2+	zinc	$O^{2-}$	2-	oxide
$Cu^+$	1+	copper(I)	$S^{2-}$	2-	sulfide
$Cu^{2+}$	2+	copper(II)	$SO_4^{2-}$	2-	sulfate
$Fe^{2+}$	2+	iron(II)	$SO_3^{2-}$	2-	sulfite
			$CO_3^{2-}$	2-	carbonate
$Fe^{3+}$	3+	iron(III)	$PO_4^{3-}$	3-	phosphate
$Al^{3+}$	3+	aluminum			

Como veremos, alguns metais podem formar mais de um tipo de íon com carga positiva. Para esses metais, nós especificamos qual íon queremos dizer com um numeral romano—por exemplo, ferro(II) ou ferro(III). Como o zinco não forma íons diferentes de  $Zn^{2+}$ , não precisamos usar algarismos romanos em seu nome.

## 2-4 NOMES E FÓRMULAS DE ALGUNS COMPOSTOS IÔNICOS

Durante seu estudo de química, você terá muitas ocasiões para se referir a compostos por nome. Nesta seção, veremos como alguns compostos devem ser nomeados. Regras mais abrangentes para nomenclatura de compostos são apresentadas nos locais apropriados posteriormente.

A Tabela 2-2 inclui exemplos de nomes para alguns compostos moleculares comuns. Você deve aprender essa pequena lista antes de prosseguir no curso. Nós devemos nomear muitos outros compostos moleculares à medida que os encontramos em aulas posteriores.

Os nomes de alguns íons comuns aparecem na Tabela 2-3. Você precisará conhecer o nomes e fórmulas desses íons frequentemente encontrados. Eles podem ser usados para escrever as fórmulas e nomes de muitos compostos iônicos. Escrevemos a fórmula de um composto iônico ajustando os números



relativos de íons positivos e negativos para que suas cargas totais somem zero. O nome de um composto iônico é formado dando os nomes dos íons, com o íon positivo nomeado primeiro.



Compostos iônicos (no sentido horário, de cima): sal (cloreto de sódio, NaCl), calcita (carbonato de cálcio, CaCO<sub>3</sub>), cloreto de cobalto (II) hexahidratado, (CoCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O), fluorita (fluoreto de cálcio, CaF<sub>2</sub>).

---

## EXEMPLO 2-1 Fórmulas para Compostos Iônicos

Escreva as fórmulas para os seguintes compostos iônicos: (a) fluoreto de sódio, (b) fluoreto de cálcio, (c) sulfato de ferro(II), (d) fosfato de zinco.

Plano:

Em cada caso, identificamos as fórmulas químicas dos íons da Tabela 2-3. Esses íons devem estar presente na razão de números inteiros mais simples que dê ao composto nenhuma carga líquida. Lembrar que as fórmulas e nomes dos compostos iônicos são escritos dando o íon de carga positiva primeiro.

Solução:

(a) A fórmula para o íon sódio é Na<sup>+</sup>, e a fórmula para o íon fluoreto é F<sup>-</sup> (Tabela 2-3). Como as cargas desses dois íons são iguais em magnitude, os íons devem estar presentes em números iguais ou na proporção de 1:1. Assim, a fórmula do fluoreto de sódio é NaF.

(b) A fórmula para o íon cálcio é Ca<sup>2+</sup> e a fórmula para o íon fluoreto é F<sup>-</sup>. Agora cada íon positivo (Ca<sup>2+</sup>) fornece duas vezes mais carga que cada íon negativo (F<sup>-</sup>). Assim, para o composto iônico neutro, deve haver duas vezes mais íons F<sup>-</sup> que íons Ca<sup>2+</sup> para equalizar as cargas. Isso significa que a razão de cálcio para íons de flúor é 1:2. Portanto, a fórmula do fluoreto de cálcio é CaF<sub>2</sub>.

(c) O íon ferro(II) é  $\text{Fe}^{2+}$ , e o íon sulfato é  $\text{SO}_4^{2-}$ . Como na parte (a), as magnitudes iguais de cargas positivas e negativas nos dizem que os íons devem estar presentes em números iguais, ou em uma proporção de 1:1. A fórmula do sulfato de ferro(II) é  $\text{FeSO}_4$ .

(d) O íon zinco é  $\text{Zn}^{2+}$  e o íon fosfato é  $\text{PO}_4^{3-}$ . Assim serão necessários três íons  $\text{Zn}^{2+}$  para ter cargas suficientes ( $6^+$  no total) quanto estão presentes em dois íons  $\text{PO}_4^{3-}$  ( $6^-$  no total). Assim a fórmula do fosfato de zinco é  $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ .

---

## EXEMPLO 2-2 Nomes para Compostos Iônicos

Nomeie os seguintes compostos iônicos: (a)  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ , (b)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , (c)  $\text{ZnCl}_2$ , (d)  $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ .

Plano

Ao nomear compostos iônicos, é útil inspecionar a fórmula para átomos ou grupos de átomos que reconhecemos como representando íons familiares.

Solução:

(a) A presença do agrupamento poliatômico  $\text{NH}_4$  na fórmula nos sugere a presença do íon amônio,  $\text{NH}_4^+$ . Existem dois deles, cada um representando  $1^+$  de carga. Para equilibrar isso, o único S deve apresentar  $2^-$  de carga, ou  $\text{S}^{2-}$ , que reconhecemos como o íon sulfeto. Assim, o nome do composto é sulfeto de amônio.

(b) O agrupamento  $\text{NO}_3$  na fórmula nos diz que o íon nitrato,  $\text{NO}_3^-$ , está presente. Dois destes íons nitrato são responsáveis por  $2 \times 1^- = 2^-$  de carga negativa. Para equilibrar isso, o cobre deve dar conta para a carga  $2^+$  e, assim, deve ser o íon cobre(II). O nome do composto é nitrato de cobre(II).

(c) O íon positivo presente é o íon de zinco,  $\text{Zn}^{2+}$ , e o íon negativo é o cloreto,  $\text{Cl}^-$ . O nome do composto é cloreto de zinco.

(d) Cada agrupamento de  $\text{CO}_3$  na fórmula deve representar o íon carbonato,  $\text{CO}_3^{2-}$ . A presença de três desses íons é responsável por um total de  $6^-$  de carga negativa, então deve haver um total de  $6^+$  cargas positivas para equilibrar isso. São necessários dois íons de ferro para fornecer este  $6^+$ , então cada íon deve ter uma carga de  $3^+$  e, assim, ser o  $\text{Fe}^{3+}$ , o íon ferro(III), ou íon férrico. O nome do composto é carbonato de ferro(III).

## 2-5 MASSAS ATÔMICAS

Enquanto os químicos dos séculos XVIII e XIX buscavam meticulosamente informações sobre as composições dos compostos e procuravam sistematizar o seu conhecimento, tornou-se evidente que cada elemento tem uma massa característica em relação a todos os outros elemento. Embora esses primeiros cientistas não tivessem os meios experimentais para medir a massa de cada tipo de átomo, eles conseguiram definir uma **escala relativa** de massas atômicas.

Uma observação inicial foi que o carbono e o hidrogênio têm massas atômicas relativas, também tradicionalmente chamados de **pesos atômicos** (AW – atomic weight), de aproximadamente 12 e 1, respectivamente. Milhares de experimentos sobre as composições de compostos resultaram no estabelecimento de uma escala de pesos atômicos relativos com base na **unidade de massa atômica** (amu),

que é definido como exatamente  $1/12$  da massa de um átomo de um tipo particular de átomo de carbono, chamado **carbono-12**.

Nesta escala, o peso atômico do hidrogênio (H) é 1,00794 amu, o do sódio (Na) é 22,989768 amu e o de magnésio (Mg) é 24,3050 amu. Isso significa que os átomos de Na têm quase 23 vezes a massa dos átomos de H, e os átomos de Mg são cerca de 24 vezes mais pesados que os átomos de H.

## 2-6 O MOL

Mesmo o menor pedaço de matéria que pode ser manuseado de forma confiável contém um número enorme de átomos. Portanto, devemos lidar com grande número de átomos em qualquer situação real, e alguma unidade para descrever convenientemente grande número de átomos é desejável. A ideia de usar uma unidade para descrever um determinado número (quantidade) de objetos existe há muito tempo. Você já conhece a dúzia (12 itens) e a grossa (144 itens).

A unidade SI para quantidade é o mol, abreviado como mol. "Mol" é derivado da palavra latina *moles*, que significa "uma massa". "Molécula" é a forma diminutiva de esta palavra e significa "uma pequena massa". Mol é definido como a quantidade de substância que contém tantas entidades (átomos, moléculas ou outras partículas) quantas existem em exatamente 0,012 kg de átomos de carbono-12 puro. Muitos experimentos refinaram este número, e o valor atualmente aceito é:

$$1 \text{ mol} = 6,0221367 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

Este número, muitas vezes arredondado para  $6,022 \times 10^{23}$ , é chamado de número de Avogadro em homenagem a Amedeo Avogadro (1776-1856), cujas contribuições para a química são importantes.

De acordo com sua definição, a unidade molar refere-se a um número fixo de itens, as identidades dos quais deve ser especificado. Assim como falamos de uma dúzia de ovos ou um par de ases, nós referimos-nos a um mol de átomos ou um mol de moléculas (ou um mol de íons, elétrons ou outros partículas). Poderíamos até pensar em um mol de ovos, embora o tamanho necessário da cartela está além da imaginação! O hélio existe como átomos discretos de He, então um mol de hélio consiste em  $6,022 \times 10^{23}$  átomos de He. O hidrogênio geralmente existe como moléculas diatômicas (dois átomos), então um mol de hidrogênio é  $6,022 \times 10^{23}$  moléculas de  $H_2$  e  $2 \times (6,022 \times 10^{23})$  átomos de H.

Cada tipo de átomo, molécula ou íon tem uma massa característica definida. Segue que um mol de uma dada substância pura também tem uma massa definida, independentemente da fonte da amostra. Esta ideia é de importância central em muitos cálculos ao longo do estudo de química e ciências afins.

Como o mol é definido como o número de átomos em 0,012 kg (ou 12 g) de carbono-12, e a unidade de massa atômica é definida como  $1/12$  da massa de um átomo de carbono-12, a seguinte relação conveniente é verdadeira:

A massa de um mol de átomos de um elemento puro em gramas é numericamente igual ao peso atômico desse elemento em unidades de massa atômica. Isso também é chamado de molar massa do elemento; suas unidades são gramas/mol, também escritas como g/mol ou  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Por exemplo, se você obtiver uma amostra pura do elemento metálico titânio (Ti), cuja peso atômico é 47,88 amu e medir 47,88 g dele, você terá um mol, ou  $6,022 \times 10^{23}$  átomos de titânio.

O símbolo de um elemento pode ser usado para (1) identificar o elemento, (2) representar o peso de um átomo do elemento (em uma) ou (3) representar o peso de um mol de átomos do elemento (em g). A última interpretação será extremamente útil nos cálculos do próximo capítulo.

Uma quantidade de uma substância pode ser expressa de várias maneiras. Por exemplo, considere uma dúzia de ovos e 55,847 gramas (ou um mol) de ferro (Figura 2-8). Podemos expressar a quantidade de ovos ou ferro presente em qualquer uma das várias unidades. Podemos então construir fatores unitários e relacionar uma quantidade da substância expressa em um tipo de unidade com a mesma quantidade expresso em outra unidade.



12 ovos grandes ou 1 dúzia de ovos ou 24 onças de ovos

$6.022 \times 10^{23}$  átomos de Fe ou 1 mol de átomos de Fe ou 55,847 gramas de ferro

**Figura 2-8** Três maneiras de representar valores.

<b>Unit Factors for Eggs</b>	<b>Unit Factors for Iron</b>
$\frac{12 \text{ eggs}}{1 \text{ doz eggs}}$	$\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ Fe atoms}}{1 \text{ mol Fe atoms}}$
$\frac{12 \text{ eggs}}{24 \text{ oz eggs}}$	$\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ Fe atoms}}{55.847 \text{ g Fe}}$
and so on	and so on

Como a Tabela 2-4 sugere, o conceito de mol aplicado aos átomos é especialmente útil. Ele fornece uma base conveniente para comparar as massas de números iguais de átomos de elementos diferentes.

A Figura 2-9 mostra a aparência de um mol de átomos de cada um dos elementos comuns. Cada um dos exemplos na Figura 2-9 representa  $6,022 \times 10^{23}$  átomos do elemento.

A relação entre a massa de uma amostra de um elemento e o número de mols de átomos na amostra é ilustrado no Exemplo 2-3.

Neste curso geralmente resolveremos problemas envolvendo pesos atômicos (massas) ou fórmulas pesos (massas) arredondados para apenas uma casa decimal. Arredondamos ainda mais a resposta se os dados iniciais não suportarem o número de algarismos significativos obtidos usando o arredondamento pesos atômicos..

**TABLE 2-4** *Mass of One Mole of Atoms of Some Common Elements*

Element	A Sample with a Mass of	Contains
carbon	12.0 g C	$6.02 \times 10^{23}$ C atoms or 1 mol of C atoms
titanium	47.9 g Ti	$6.02 \times 10^{23}$ Ti atoms or 1 mol of Ti atoms
gold	197.0 g Au	$6.02 \times 10^{23}$ Au atoms or 1 mol of Au atoms
hydrogen	1.0 g H <sub>2</sub>	$6.02 \times 10^{23}$ H atoms or 1 mol of H atoms ( $3.01 \times 10^{23}$ H <sub>2</sub> molecules or $\frac{1}{2}$ mol of H <sub>2</sub> molecules)
sulfur	32.1 g S <sub>8</sub>	$6.02 \times 10^{23}$ S atoms or 1 mol of S atoms ( $0.753 \times 10^{23}$ S <sub>8</sub> molecules or $\frac{1}{8}$ mol of S <sub>8</sub> molecules)



**Figura 2-9** Um mol de átomos de alguns elementos comuns. Fila de trás (da esquerda para a direita): bromo, alumínio, mercúrio, cobre. Fila da frente (da esquerda para direita): enxofre, zinco, ferro.

---

## EXEMPLO 2-3 Moles de Átomos

Quantos mols de átomos contém 136,9 g de ferro metálico?

Plano

O peso atômico do ferro é 55,85 uma. Isso nos diz que a massa molar do ferro é 55,85 g/mol, ou que um mol de átomos de ferro é 55,85 g de ferro. Podemos expressar isso tanto como de dois fatores unitários:

$$\frac{1 \text{ mol de átomos de Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} \text{ ou } \frac{55,85 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol de átomos de Fe}}$$

Como um mol de ferro tem uma massa de 55,85 g, esperamos que 136,9 g seja um valor bastante pequeno de moles (maior que 1, mas menor que 10).

Solução:

$$\underline{\quad? \quad} \text{ mol átomos de Fe} = 136,9 \text{ g Fe} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} = \boxed{2,451 \text{ mol átomos de Fe}}$$

Uma vez que o número de moles de átomos de um elemento é conhecido, podemos calcular o número de átomos na amostra, como o exemplo abaixo ilustra.

---

## EXEMPLO 2-4 Números de Átomos

Quantos átomos estão contidos em 2,451 mol de ferro?

Plano

Um mol de átomos de um elemento contém o número de átomos de Avogadro, ou  $6,022 \times 10^{23}$  átomos. Isso nos permite gerar os dois fatores unitários:

$$\frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de átomos}} \text{ ou } \frac{1 \text{ mol de átomos}}{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}}$$

Solução:

$$\underline{\quad? \quad} \text{ de átomos de Fe} = 2,451 \text{ mol de Fe} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de átomos}} = \boxed{1,476 \times 10^{24} \text{ átomos de Fe}}$$

Esperamos que o número de átomos em mais de dois mols de átomos fosse muito número grande. Escrito em notação não científica, a resposta para este exemplo é:

1.476.000.000.000.000.000.000.



Se soubermos o peso atômico de um elemento na escala de carbono-12, podemos usar o conceito de mol e número de Avogadro para calcular a massa média de um átomo desse elemento em gramas (ou qualquer outra unidade de massa que escolhermos).



### Avogadro's Number

If you think that the value of Avogadro's number,  $6 \times 10^{23}$ , is too large to be useful to anyone but chemists, look up into the sky on a clear night. You may be able to see about 3000 stars with the naked eye, but the total number of stars swirling around you in the known universe is approximately equal to Avogadro's number. Just think, the known universe contains approximately one mole of stars! You don't have to leave earth to encounter such large numbers. The water in the Pacific Ocean has a volume of about  $6 \times 10^{23}$  mL and a mass of about  $6 \times 10^{23}$  g.

Avogadro's number is almost incomprehensibly large. For example, if one mole of dollars given away at the rate of a million per second beginning when the earth first formed some 4.5 billion years ago, would any remain today? Surprisingly, about three fourths of the original mole of dollars would be left today; it would take about 14,500,000,000 more years to give away the remaining money at \$1 million per second.

Computers can be used to provide another illustration of the magnitude of Avogadro's number. If a computer can count up to one billion in one second, it would take that computer about 20 million years to count up to  $6 \times 10^{23}$ . In contrast, recorded human history goes back only a few thousand years.

The impressively large size of Avogadro's number can give us very important insights into the very small sizes of individual molecules. Suppose one drop of water evaporates in one hour. There are about 20 drops in one milliliter of water, which weighs one gram. So one drop of water is about 0.05 g of water. How many  $\text{H}_2\text{O}$  molecules evaporate per second?

$$\frac{? \text{ H}_2\text{O molecules}}{1 \text{ s}} = \frac{0.05 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ h}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{6 \times 10^{23} \text{ H}_2\text{O molecules}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}}$$
$$= 5 \times 10^{17} \text{ H}_2\text{O molecules/s}$$

$5 \times 10^{17}$   $\text{H}_2\text{O}$  molecules evaporating per second is five hundred million billion  $\text{H}_2\text{O}$  molecules evaporating per second—a number that is beyond our comprehension! This calculation helps us to recognize that water molecules are incredibly small. There are approximately  $1.7 \times 10^{21}$  water molecules in a single drop of water.

By gaining some appreciation of the vastness of Avogadro's number, we gain a greater appreciation of the extremely tiny volumes occupied by individual atoms, molecules, and ions.

Ronald DeLorenzo  
Middle Georgia College  
Original concept by Larry Nordell

## EXEMPLO 2-5 Massas de Átomos

Calcule a massa média de um átomo de ferro em gramas.

Plano

Esperamos que a massa de um único átomo em gramas seja um número muito pequeno. Nós sabemos que um mol de átomos de Fe tem uma massa de 55,85 g e contém  $6,022 \times 10^{23}$  átomos de Fe. Usamos essas informações para gerar fatores unitários para realizar a conversão desejada.

Solução:

$$\frac{? \text{ g Fe}}{\text{Fe atom}} = \frac{55.85 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe atoms}} \times \frac{1 \text{ mol Fe atoms}}{6.022 \times 10^{23} \text{ Fe atoms}} = 9.274 \times 10^{-23} \text{ g Fe/Fe atom}$$

Assim, vemos que a massa média de um átomo de Fe é de apenas  $9,274 \times 10^{-23}$  g, ou seja, 0,000000000000000000000009274 g.

O Exemplo 2-5 demonstra quão pequenos são os átomos e porque é necessário usar grandes número de átomos no trabalho prático. O próximo exemplo irá ajudá-lo a perceber o quão grande o número de Avogadro é.

## EXEMPLO 2-6 Número de Avogadro

Uma pacotes de 500 folhas de papel de digitação tem 1,9 polegadas de espessura. Calcule a espessura, em polegadas e em milhas, de um pacote de papel de datilografia que contém um mol (número de Avogadro) de folhas.

Plano

Construímos fatores de unidade a partir dos dados fornecidos, dos fatores de conversão e do número de Avogadro.

Solução:

$$? \text{ polegadas} = 1 \text{ mol de folhas} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ folhas}}{1 \text{ mol de folhas}} \times \frac{1,9 \text{ pol}}{500 \text{ folhas}} = 2,3 \times 10^{21} \text{ polegadas}$$

$$? \text{ milhas} = 2,3 \times 10^{21} \text{ pol} \times \frac{1 \text{ pé}}{12 \text{ pol}} \times \frac{1 \text{ milha}}{5280 \text{ pés}} = 3,6 \times 10^{16} \text{ milhas}$$

Em comparação, o sol está a cerca de 93 milhões de milhas da Terra. Esta distância calculada equivaleria a 390 milhões de vezes a distância entre a terra e o sol.

## 2-7 PESOS FÓRMULA, PESOS MOLECULARES, E MOLES

O peso fórmula (FW) de uma substância é a soma dos pesos atômicos (AW) dos elementos na fórmula, cada um tomado o número de vezes que o elemento ocorre. Portanto, um peso de fórmula dá a massa de uma unidade de fórmula em unidades de massa atômica.

Os pesos fórmulas, como os pesos atômicos nos quais se baseiam, são massas relativas. O peso fórmula para hidróxido de sódio, NaOH, (arredondado para 0,1 amu mais próximo) é encontrado da seguinte forma:

Number of Atoms of Stated Kind		× Mass of One Atom	= Mass Due to Element
1 × Na =	1	× 23.0 amu	= 23.0 amu of Na
1 × H =	1	× 1.0 amu	= 1.0 amu of H
1 × O =	1	× 16.0 amu	= 16.0 amu of O
Formula weight of NaOH = 40.0 amu			

O termo “peso fórmula” é usado corretamente para substâncias iônicas ou moleculares. Quando nos referimos especificamente a substâncias moleculares (não iônicas), isto é, substâncias que existem como moléculas discretas, muitas vezes substituímos o termo por peso molecular (MW).

## EXEMPLO 2-7 Pesos Fórmula

Calcule o peso fórmula (peso molecular) do ácido acético (vinagre),  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , usando valores arredondados para pesos atômicos fornecidos na Tabela Internacional de Pesos Atômicos.

Plano

Adicionamos os pesos atômicos dos elementos na fórmula, cada um multiplicado pelo número de vezes que o elemento ocorre.

Solução:

Number of Atoms of Stated Kind		× Mass of One Atom	= Mass Due to Element
$2 \times \text{C} =$	2	× 12.0 amu	= 24.0 amu of C
$4 \times \text{H} =$	4	× 1.0 amu	= 4.0 amu of H
$2 \times \text{O} =$	2	× 16.0 amu	= 32.0 amu of O

Formula weight (molecular weight) of acetic acid (vinegar) = 60.0 amu

**TABLE 2-5** *One Mole of Some Common Molecular Substances*

Substance	Molecular Weight	A Sample with a Mass of	Contains
hydrogen	2.0	2.0 g $\text{H}_2$	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ H}_2 \text{ molecules or} \\ 1 \text{ mol of H}_2 \text{ molecules} \\ \text{(contains } 2 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ H} \\ \text{atoms or 2 mol of H atoms)} \end{array} \right.$
oxygen	32.0	32.0 g $\text{O}_2$	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ O}_2 \text{ molecules or} \\ 1 \text{ mol of O}_2 \text{ molecules} \\ \text{(contains } 2 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ O} \\ \text{atoms or 2 mol of O atoms)} \end{array} \right.$
methane	16.0	16.0 g $\text{CH}_4$	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ CH}_4 \text{ molecules or} \\ 1 \text{ mol of CH}_4 \text{ molecules} \\ \text{(contains } 6.02 \times 10^{23} \text{ C atoms} \\ \text{and } 4 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ H atoms)} \end{array} \right.$
acetic acid (vinegar)	60.0	60.0 g $\text{CH}_3\text{COOH}$	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ CH}_3\text{COOH} \\ \text{molecules or 1 mol of} \\ \text{CH}_3\text{COOH molecules} \end{array} \right.$

A quantidade de substância que contém a massa em gramas numericamente igual ao seu peso fórmula em amu contém  $6,022 \times 10^{23}$  unidades de fórmula, ou um mol da substância. Isso às vezes é chamado de massa molar da substância. A massa molar é numericamente igual ao peso fórmula da substância (o peso atômico para átomos de elementos) e tem as unidades gramas/mol.

Um mol de hidróxido de sódio é 40,0 g de NaOH e um mol de ácido acético é 60,0 g de CH<sub>3</sub>COOH. Um mol de qualquer substância molecular contém  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas da substância, como ilustra a Tabela 2-5.

Como não existem moléculas simples de NaCl em temperaturas normais, é inapropriado se referir ao "peso molecular" de NaCl ou de qualquer composto iônico. Um mol de um composto iônico contém  $6,02 \times 10^{23}$  unidades de fórmula da substância. Lembre-se que uma fórmula unitária de cloreto de sódio consiste em um íon sódio, Na<sup>+</sup>, e um íon cloreto, Cl<sup>-</sup>. Um mol, ou 58,4 g, de NaCl contém  $6,02 \times 10^{23}$  íons Na<sup>+</sup> e  $6,02 \times 10^{23}$  íons Cl<sup>-</sup> (Tabela 2-6).

**TABLE 2-6** *One Mole of Some Ionic Compounds*

Compound	Formula Weight	A Sample with a Mass of 1 Mol	Contains
sodium chloride	58.4	58.4 g NaCl	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ Na}^+ \text{ ions or} \\ 1 \text{ mol of Na}^+ \text{ ions} \\ 6.02 \times 10^{23} \text{ Cl}^- \text{ ions or} \\ 1 \text{ mol of Cl}^- \text{ ions} \end{array} \right.$
calcium chloride	111.0	111.0 g CaCl <sub>2</sub>	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ Ca}^{2+} \text{ ions or} \\ 1 \text{ mol of Ca}^{2+} \text{ ions} \\ 2(6.02 \times 10^{23}) \text{ Cl}^- \text{ ions or} \\ 2 \text{ mol of Cl}^- \text{ ions} \end{array} \right.$
aluminum sulfate	342.1	342.1 g Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	$\left\{ \begin{array}{l} 2(6.02 \times 10^{23}) \text{ Al}^{3+} \text{ ions or} \\ 2 \text{ mol of Al}^{3+} \text{ ions} \\ 3(6.02 \times 10^{23}) \text{ SO}_4^{2-} \text{ ions or} \\ 3 \text{ mol of SO}_4^{2-} \text{ ions} \end{array} \right.$

## EXEMPLO 2-8 Massas de Moléculas

Qual é a massa em gramas de 10,0 milhões de moléculas de SO<sub>2</sub>?

Plano

Um mol de SO<sub>2</sub> contém  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de SO<sub>2</sub> e tem uma massa de 64,1 gramas.

Solução

$$\begin{aligned} \text{? g SO}_2 &= 10.0 \times 10^6 \text{ SO}_2 \text{ molecules} \times \frac{64.1 \text{ g SO}_2}{6.02 \times 10^{23} \text{ SO}_2 \text{ molecules}} \\ &= 1.06 \times 10^{-15} \text{ g SO}_2 \end{aligned}$$

Dez milhões de moléculas de SO<sub>2</sub> têm uma massa de apenas 0,0000000000000106 g. Balanças analíticas comumente usadas são capazes de pesar até ± 0,0001 g.

---

## EXEMPLO 2-9 Moles

Quantos (a) moles de O<sub>2</sub>, (b) moléculas de O<sub>2</sub> e (c) átomos de O estão contidos em 40,0 g de gás oxigênio (dioxigênio) a 25 °C?

Plano

Construímos os fatores unitários necessários a partir das seguintes igualdades: (a) a massa de um mol de O<sub>2</sub> é 32,0 g (massa molar O<sub>2</sub> = 32,0 g/mol); (b) um mol de O<sub>2</sub> contém 6,02 × 10<sup>23</sup> moléculas; (c) uma molécula de O<sub>2</sub> contém dois átomos de O.

Solução:

Um mol de O<sub>2</sub> contém 6,02 × 10<sup>23</sup> moléculas de O<sub>2</sub>, e sua massa é 32,0 g.

$$(a) \quad \text{? moles de O}_2 = 40,0 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 1,25 \text{ mol O}_2$$

$$(b) \quad \text{? Moléculas de O}_2 = 40,0 \text{ g O}_2 \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de O}_2}{32,0 \text{ g de O}_2} = 7,52 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Ou podemos usar o número de moles de O<sub>2</sub> calculado na parte (a) para encontrar o número de moléculas de O<sub>2</sub>.

$$\text{? Moléculas de O}_2 = 1,25 \text{ mol O}_2 \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de O}_2} = 7,52 \times 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

$$(c) \quad \text{? O átomos} = 40,0 \text{ g O}_2 \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de O}_2}{32,0 \text{ g de O}_2} \times \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de O}_2} = 1,50 \times 10^{24} \text{ átomos de O}$$

---

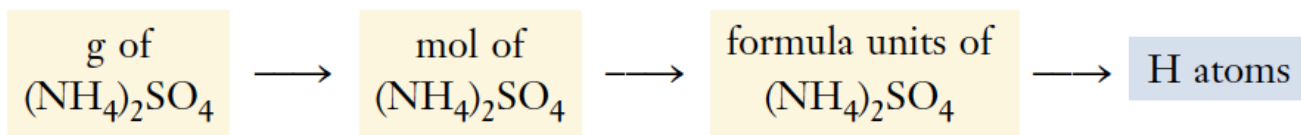
## EXEMPLO 2-10 Número de Átomos

Calcule o número de átomos de hidrogênio em 39,6 g de sulfato de amônio, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.



Plano

Um mol de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  é  $6,02 \times 10^{23}$  fórmulas unitárias e tem uma massa de 132,1 g.



Solução:

$$\begin{aligned} \text{? H atoms} &= 39.6 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{132.1 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \times \\ &\quad \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ formula units } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \times \frac{8 \text{ H atoms}}{1 \text{ formula units } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \\ &= 1.44 \times 10^{24} \text{ H atoms} \end{aligned}$$

## 2-8 COMPOSIÇÃO PERCENTUAL E FÓRMULAS DE COMPOSTOS

Se a fórmula de um composto é conhecida, sua composição química pode ser expressa como uma porcentagem em massa de cada elemento no composto (composição percentual). Por exemplo, uma molécula de dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , contém um átomo de C e dois átomos de O. A porcentagem é a parte dividida pelo todo vezes 100 por cento (ou simplesmente partes por 100), assim podemos representar a composição percentual de dióxido de carbono como segue:

$$\begin{aligned} \% \text{ C} &= \frac{\text{mass of C}}{\text{mass of } \text{CO}_2} \times 100\% = \frac{\text{AW of C}}{\text{MW of } \text{CO}_2} \times 100\% = \frac{12.0 \text{ amu}}{44.0 \text{ amu}} \times 100\% = 27.3\% \\ \% \text{ O} &= \frac{\text{mass of O}}{\text{mass of } \text{CO}_2} \times 100\% = \frac{2 \times \text{AW of O}}{\text{MW of } \text{CO}_2} \times 100\% = \frac{2(16.0 \text{ amu})}{44.0 \text{ amu}} \times 100\% = 72.7\% \text{ O} \end{aligned}$$

Um mol de  $\text{CO}_2$  (44,0 g) contém um mol de átomos de C (12,0 g) e dois moles de átomos de O (32,0 g). Poderíamos, portanto, ter usado essas massas no cálculo anterior. Esses números são os mesmos usados - apenas as unidades são diferentes. No Exemplo 2-11 basearemos nosso cálculo em um mol em vez de uma molécula.

---

### EXEMPLO 2-11 por cento de composição

Calcule a composição percentual em massa de  $\text{HNO}_3$ .

Plano



Primeiro calculamos a massa de um mol como no Exemplo 2-7. Em seguida, expressamos a massa de cada elemento como uma porcentagem do total.

Solução

A massa molar do  $\text{HNO}_3$  é calculada primeiro.

Number of Mol of Atoms		× Mass of One Mol of Atoms	= Mass Due to Element
$1 \times \text{H} =$	1	× 1.0 g	= 1.0 g of H
$1 \times \text{N} =$	1	× 14.0 g	= 14.0 g of N
$3 \times \text{O} =$	3	× 16.0 g	= 48.0 g of O
Mass of 1 mol of $\text{HNO}_3 = 63.0 \text{ g}$			

Agora, a sua composição percentual é:

$$\begin{aligned} \% \text{ H} &= \frac{\text{mass of H}}{\text{mass of HNO}_3} \times 100\% = \frac{1.0 \text{ g}}{63.0 \text{ g}} \times 100\% = 1.6\% \text{ H} \\ \% \text{ N} &= \frac{\text{mass of N}}{\text{mass of HNO}_3} \times 100\% = \frac{14.0 \text{ g}}{63.0 \text{ g}} \times 100\% = 22.2\% \text{ N} \\ \% \text{ O} &= \frac{\text{mass of O}}{\text{mass of HNO}_3} \times 100\% = \frac{48.0 \text{ g}}{63.0 \text{ g}} \times 100\% = 76.2\% \text{ O} \\ &\text{Total} = 100.0\% \end{aligned}$$

O ácido nítrico é 1,6% de H, 22,2% de N e 76,2% de O em massa. Todas as amostras de  $\text{HNO}_3$  puro têm essa composição, de acordo com a Lei das Proporções Definidas.

## 2-9 DERIVAÇÃO DE FÓRMULAS A PARTIR DA COMPOSIÇÃO ELEMENTAR

A fórmula mais simples, ou empírica, para um composto é a menor razão de números inteiros de átomos presentes. Para compostos moleculares, a fórmula molecular indica o número real de átomos presentes em uma molécula do composto. Pode ser a fórmula mais simples ou então algum número inteiro múltiplo dela. Por exemplo, a fórmula mais simples e a fórmula molecular da água são ambas  $\text{H}_2\text{O}$ ; no entanto, para o peróxido de hidrogênio, eles são  $\text{HO}$  e  $\text{H}_2\text{O}_2$ , respectivamente.

A cada ano, milhares de novos compostos são produzidos em laboratórios ou descobertos na natureza. Um dos primeiros passos na caracterização de um novo composto é a determinação da sua composição percentual. Uma análise qualitativa é realizada para determinar *quais elementos* estão presentes no composto. Em seguida, uma análise quantitativa é realizada para determinar a *quantidade* de cada elemento.

Uma vez que a composição percentual de um composto (ou sua composição elementar em massa) é conhecido, a fórmula mais simples pode ser determinada.

---

## EXEMPLO 2-12 Fórmulas mais simples

Compostos contendo enxofre e oxigênio são poluentes atmosféricos graves; eles são a maior causa da chuva ácida. A análise de uma amostra de um composto puro revela que ele contém 50,1% de enxofre e 49,9% de oxigênio em massa. Qual é a fórmula mais simples do composto?

Plano

Um mol de átomos de qualquer elemento é  $6,02 \times 10^{23}$  átomos, então a razão de mols de átomos em qualquer amostra de um composto é igual à proporção de átomos desse composto. Este cálculo é realizado em duas etapas.

Passo 1: Vamos considerar 100,0 g de composto, que contém 50,1 g de S e 49,9 g de O. Calcule o número de moles de átomos de cada um.

Passo 2: Obtemos então uma razão de números inteiros entre esses números que dá a razão de átomos na amostra e, portanto, na fórmula mais simples para o composto.

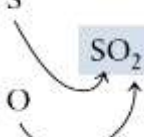
Solução

Passo 1:

$$\underline{\quad} \text{ mol S atoms} = 50.1 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mol S atoms}}{32.1 \text{ g S}} = 1.56 \text{ mol S atoms}$$

$$\underline{\quad} \text{ mol O atoms} = 49.9 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O atoms}}{16.0 \text{ g O}} = 3.12 \text{ mol O atoms}$$

Passo 2: Agora sabemos que 100,0 g do composto contém 1,56 mol de átomos de S e 3,12 moles de átomos de O. Obtemos uma razão de número inteiro entre esses números que dá a razão de átomos na fórmula mais simples.

$$\frac{1.56}{1.56} = 1.00 \text{ S}$$
$$\frac{3.12}{1.56} = 2.00 \text{ O}$$


The diagram shows the final ratios: 1.00 S and 2.00 O. Curved arrows point from the '1.00 S' result to the 'S' in the chemical formula 'SO<sub>2</sub>' and from the '2.00 O' result to the '2' in the subscript of 'O<sub>2</sub>' in the same formula.

---

## EXEMPLO 2-13 Fórmula mais simples

Uma amostra de 20,882 gramas de um composto iônico contém 6,072 gramas de Na, 8,474 gramas de S e 6,336 gramas de O. Qual é sua fórmula mais simples?

Plano

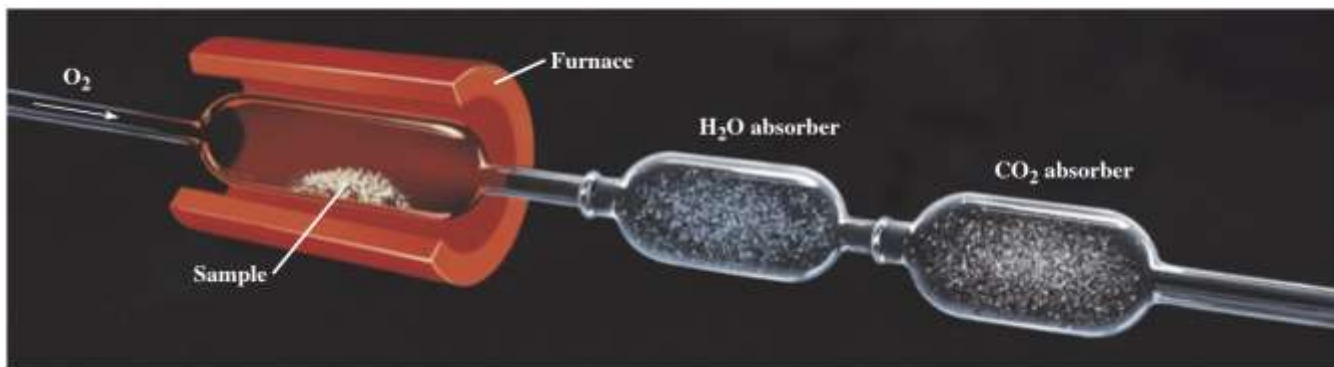
Raciocinamos como no Exemplo 2-12, calculando o número de moles de cada elemento e a razão entre eles.

Solução:

Elemento	Massa Relativa	Número relativo de átomos (dividir a massa pelo peso atômico)	Dividido pelo menor número	Converter as frações em números inteiros	Menor relação de números inteiros de átomos
Na	6.072	$\frac{6.072}{23.0} = 0.264$	$\frac{0.264}{0.264} = 1.00$	$1.00 \times 2 = 2 \text{ Na}$	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
S	8.474	$\frac{8.474}{32.1} = 0.264$	$\frac{0.264}{0.264} = 1.00$	$1.00 \times 2 = 2 \text{ S}$	
O	6.336	$\frac{6.336}{16.0} = 0.396$	$\frac{0.396}{0.264} = 1.50$	$1.50 \times 2 = 3 \text{ O}$	

A razão de átomos na fórmula mais simples deve ser uma *razão de número inteiro* (por definição). Para converter a razão 1:1:1.5 para uma razão de número inteiro, cada número na razão foi multiplicado por 2, o que resultou na fórmula mais simples  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

Milhões de compostos são compostos de carbono, hidrogênio e oxigênio. Análises para C e H podem ser realizados em um sistema de combustão C-H (Figura 2-10). Uma massa conhecida com precisão



**Figura 2-10** Um trem de combustão usado para análise de carbono-hidrogênio. O absorvente para água é o perclorato de magnésio,  $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ . O dióxido de carbono é absorvido por partículas finamente divididas de hidróxido de sódio suportado em lã de vidro. Apenas alguns miligramas de amostra são necessários para a análise.

de um composto é queimada num fluxo de oxigênio. O carbono e o hidrogênio na amostra são convertidos para dióxido de carbono e vapor de água, respectivamente. O aumento de massa resultante nos absorvedores de  $\text{CO}_2$  e de  $\text{H}_2\text{O}$  pode ser relacionado com as massas e porcentagens de carbono e hidrogênio na amostra original.

---

## EXEMPLO 2-14 por cento de composição

Os hidrocarbonetos são compostos orgânicos constituídos inteiramente por hidrogênio e carbono. Uma amostra de 0,1647 gramas de um hidrocarboneto puro foi queimada em um trem de combustão C-H para produzir 0,4931 gramas de CO<sub>2</sub> e 0,2691 gramas de H<sub>2</sub>O. Determine as massas de C e H na amostra e as porcentagens desses elementos neste hidrocarboneto.

Plano

Passo 1: Usamos a massa observada de CO<sub>2</sub>, 0,4931 gramas, para determinar a massa de carbono na amostra original. Há um mol de átomos de carbono, 12,01 gramas, em cada mol de CO<sub>2</sub>, 44,01 gramas; usamos essas informações para construir o fator unitário:

$$\frac{12.01 \text{ g C}}{44.01 \text{ g CO}_2}$$

Passo 2: Da mesma forma, podemos usar a massa observada de H<sub>2</sub>O, 0,2691 gramas, para calcular a quantidade de hidrogênio na amostra original. Usamos o fato de que existem dois mols de hidrogênio átomos, 2,016 gramas, em cada mol de H<sub>2</sub>O, 18,02 gramas, para construir o fator unitário:

$$\frac{2.016 \text{ g H}}{18.02 \text{ g H}_2\text{O}}$$

Passo 3: Em seguida, calculamos as porcentagens em massa de cada elemento por sua vez, usando a relação

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

Solução:

$$\text{Step 1: } \underline{\quad} \text{ g C} = 0.4931 \text{ g CO}_2 \times \frac{12.01 \text{ g C}}{44.01 \text{ g CO}_2} = \mathbf{0.1346 \text{ g C}}$$

$$\text{Step 2: } \underline{\quad} \text{ g H} = 0.2691 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{2.016 \text{ g H}}{18.02 \text{ g H}_2\text{O}} = \mathbf{0.03010 \text{ g H}}$$

$$\text{Step 3: } \% \text{ C} = \frac{0.1346 \text{ g C}}{0.1647 \text{ g sample}} \times 100\% = \mathbf{81.72\% \text{ C}}$$

$$\% \text{ H} = \frac{0.03010 \text{ g H}}{0.1647 \text{ g sample}} \times 100\% = \mathbf{18.28\% \text{ H}}$$

---

$$\text{Total} = 100.00\%$$

Quando o composto a ser analisado contém oxigênio, o cálculo da quantidade ou porcentagem de oxigênio na amostra é um pouco diferente. Parte do oxigênio que vai para formar CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O vem da amostra e parte vem do fluxo de oxigênio fornecido. Por essa razão, não podemos determinar diretamente a quantidade de oxigênio já na amostra. A abordagem é analisar como fizemos no Exemplo 2-14 para todos os elementos, exceto o oxigênio. Em seguida, subtraímos a soma de suas massas da massa da amostra original para obter a massa de oxigênio. O próximo exemplo ilustra tal cálculo.

---

## EXEMPLO 2-15 por cento de composição

Uma amostra de 0,1014 g de glicose purificada foi queimada em um trem de combustão C-H para produzir 0,1486 g de CO<sub>2</sub> e 0,0609 g de H<sub>2</sub>O. Uma análise elementar mostrou que a glicose contém apenas carbono, hidrogênio e oxigênio. Determine as massas de C, H e O na amostra e as porcentagens desses elementos na glicose.

Plano

Etapas 1 e 2: Primeiro calculamos as massas de carbono e hidrogênio como fizemos no Exemplo 2-14.

Etapa 3: O restante da amostra deve ser oxigênio porque a glicose mostrou conter apenas C, H e O. Então, subtraímos as massas de C e H da massa total da amostra.

Passo 4: Em seguida, calculamos a porcentagem em massa para cada elemento.

Solução:

$$\text{Step 1: } \underline{\quad} \text{ g C} = 0.1486 \text{ g CO}_2 \times \frac{12.01 \text{ g C}}{44.01 \text{ g CO}_2} = 0.04055 \text{ g C}$$

$$\text{Step 2: } \underline{\quad} \text{ g H} = 0.0609 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{2.016 \text{ g H}}{18.02 \text{ g H}_2\text{O}} = 0.00681 \text{ g H}$$

$$\text{Step 3: } \underline{\quad} \text{ g O} = 0.1014 \text{ g sample} - [0.04055 \text{ g C} + 0.00681 \text{ g H}] = 0.0540 \text{ g O}$$

Step 4: Now we can calculate the percentages by mass for each element:

$$\% \text{ C} = \frac{0.04055 \text{ g C}}{0.1014 \text{ g}} \times 100\% = 39.99\% \text{ C}$$

$$\% \text{ H} = \frac{0.00681 \text{ g H}}{0.1014 \text{ g}} \times 100\% = 6.72\% \text{ H}$$

$$\% \text{ O} = \frac{0.0540 \text{ g O}}{0.1014 \text{ g}} \times 100\% = 53.2\% \text{ O}$$

---

$$\text{Total} = 99.9\%$$

## 2-10 DETERMINAÇÃO DE FÓRMULAS MOLECULARES

Os dados de composição percentual produzem apenas as fórmulas mais simples. Para determinar a fórmula molecular para um composto molecular, tanto sua fórmula mais simples quanto seu peso molecular devem ser conhecidos. Alguns métodos para determinação experimental de pesos moleculares são introduzidos mais adiante no curso.

Para muitos compostos, a fórmula molecular é um múltiplo da fórmula mais simples. Considere o butano,  $C_4H_{10}$ . A fórmula mais simples para o butano é  $C_2H_5$ , mas a fórmula molecular contém o dobro de átomos; isto é,  $2 \times (C_2H_5) = C_4H_{10}$ . O benzeno,  $C_6H_6$ , é outro exemplo. A fórmula mais simples para o benzeno é  $CH$ , mas a fórmula molecular contém seis vezes mais átomos; ou seja,  $6 \times (CH) = C_6H_6$ .

A fórmula molecular de um composto é a mesma ou um múltiplo inteiro da fórmula mais simples.

$$\text{Fórmula molecular} = n \times \text{fórmula mais simples}$$

Assim, podemos escrever:

$$\text{Massa molecular} = n \times \text{massa da fórmula mais simples}$$

$$n = \text{massa molecular} / \text{massa da fórmula mais simples}$$

A fórmula molecular é, assim, obtida da multiplicação da fórmula mais simples pelo número inteiro  $n$ .

---

### EXEMPLO 2-16 Fórmula Molecular

No Exemplo 2-15, encontramos a composição elementar da glicose. Outros experimentos mostram que o seu peso molecular é de aproximadamente 180 uma. Determine a fórmula mais simples e a fórmula molecular da glicose.

Plano

Passo 1: Primeiro usamos as massas de C, H e O encontradas no Exemplo 2-15 para determinar a fórmula mais simples.

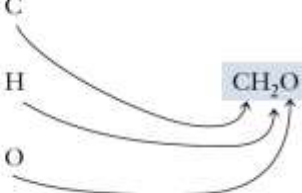
Passo 2: Podemos usar a fórmula mais simples para calcular o peso da fórmula mais simples. Porque o peso molecular da glicose é conhecido (aproximadamente 180 uma), podemos determinar a fórmula molecular dividindo o peso molecular pelo peso da fórmula mais simples.

$$n = \text{massa molecular} / \text{massa da fórmula mais simples}$$

O peso molecular é  $n$  vezes o peso da fórmula mais simples, assim a fórmula molecular da glicose é  $n$  vezes a fórmula mais simples.



Solução:

Elemento	Massa do Elemento	Moles do Elemento (dividir a massa pela massa atômica)	Dividir pelo menor	Menor relação inteira de átomos
C	0.04055 g	$\frac{0.04055}{12.01} = 0.003376 \text{ mol}$	$\frac{0.003376}{0.003376} = 1.00 \text{ C}$	
H	0.00681 g	$\frac{0.00681}{1.008} = 0.00676 \text{ mol}$	$\frac{0.00676}{0.003376} = 2.00 \text{ H}$	
O	0.0540 g	$\frac{0.0540}{16.00} = 0.00338 \text{ mol}$	$\frac{0.00338}{0.003376} = 1.00 \text{ O}$	

Passo 2: A fórmula mais simples é  $\text{CH}_2\text{O}$ , que tem um peso de fórmula de 30,03 uma. Como o peso molecular da glicose é de aproximadamente 180 uma, podemos determinar a fórmula molecular dividindo o peso molecular pelo peso da fórmula mais simples.

$$n = \frac{180 \text{ uma}}{30,03 \text{ uma}} = 6,00$$

O peso molecular é seis vezes o peso da fórmula mais simples,  $6 \times (\text{CH}_2\text{O}) = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , então a fórmula molecular da glicose é  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

Como veremos quando discutirmos a composição dos compostos com algum detalhe, dois (e às vezes mais) elementos podem formar mais de um composto. A Lei de Proporções Múltiplas resume muitos experimentos em tais compostos. Ela diz que: Quando dois elementos, A e B, formam mais de um composto, a razão entre massas do elemento B que se combinam com uma dada massa do elemento A em cada um dos compostos pode ser expresso por pequenos números inteiros. Água,  $\text{H}_2\text{O}$  e peróxido de hidrogênio,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , dê um exemplo. A razão entre as massas de oxigênio que se combinam com uma dada massa de hidrogênio em  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{H}_2\text{O}_2$  é 1:2. Muitos exemplos semelhantes, como  $\text{CO}$  e  $\text{CO}_2$  (relação 1:2) e  $\text{SO}_2$  e  $\text{SO}_3$  (razão 2:3), são conhecidos. A Lei das Proporções Múltiplas foi reconhecido a partir de estudos de composição elementar antes da época de Dalton. Ele forneceu suporte adicional para sua teoria atômica.

---

## EXEMPLO 2-17 Lei das Proporções Múltiplas

Qual é a razão entre as massas de oxigênio que são combinadas com um grama de nitrogênio nos compostos  $\text{N}_2\text{O}_3$  e  $\text{NO}$ ?

Plano

Primeiro calculamos a massa de O que se combina com um grama de N em cada composto. Então determinamos a razão dos valores de  $\frac{g \text{ O}}{g \text{ N}}$  para os dois compostos.

Solução:

$$\text{In } \text{N}_2\text{O}_3: \frac{? \text{ g O}}{\text{g N}} = \frac{48.0 \text{ g O}}{28.0 \text{ g N}} = 1.71 \text{ g O/g N}$$

$$\text{In NO: } \frac{? \text{ g O}}{\text{g N}} = \frac{16.0 \text{ g O}}{14.0 \text{ g N}} = 1.14 \text{ g O/g N}$$

$$\text{The ratio is } \left\{ \begin{array}{l} \frac{\text{g O}}{\text{g N}} \text{ (in } \text{N}_2\text{O}_3) \\ \frac{\text{g O}}{\text{g N}} \text{ (in NO)} \end{array} \right. \rightarrow \frac{1.71 \text{ g O/g N}}{1.14 \text{ g O/g N}} = \frac{1.5}{1.0} = \frac{3}{2}$$

Assim, vemos que a relação é de três unidades de massa de O (no  $\text{N}_2\text{O}_3$ ) para duas unidades de massa de O (no NO).

## 2-11 ALGUMAS OUTRAS INTERPRETAÇÕES DE FÓRMULAS QUÍMICAS

Uma vez que dominamos o conceito de mol e o significado das fórmulas químicas, podemos usá-las de muitas outras maneiras. Os exemplos nesta seção ilustram alguns tipos adicionais de informações que podemos obter de uma fórmula química e do conceito de mol.

---

### EXEMPLO 2-18 Composição de Compostos

Que massa de cromo está contida em 35,8 g de  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ?

Plano

Vamos primeiro resolver o problema em várias etapas.

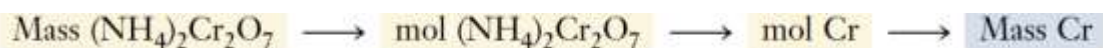
Passo 1: A fórmula nos diz que cada mol de  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  contém dois mols de átomos de Cr, então primeiro encontramos o número de mols de  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , usando o fator unitário

$$\frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{252.0 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$$

Passo 2: Em seguida, convertemos o número de mols de  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  no número de moles de átomos de Cr que o sal contém, usando o fator unitário:

$$\frac{2 \text{ mol Cr atoms}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$$

Passo 3: Em seguida, usamos o peso atômico de Cr para converter o número de mols de átomos de cromo em massa de cromo.



Solução:

$$\begin{aligned} \text{Step 1: } \underline{35.8} \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 &= 35.8 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \times \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{252.0 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \\ &= 0.142 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Step 2: } \underline{2} \text{ mol Cr atoms} &= 0.142 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \times \frac{2 \text{ mol Cr atoms}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \\ &= 0.284 \text{ mol Cr atoms} \end{aligned}$$

$$\text{Step 3: } \underline{14.8} \text{ g Cr} = 0.284 \text{ mol Cr atoms} \times \frac{52.0 \text{ g Cr}}{1 \text{ mol Cr atoms}} = 14.8 \text{ g Cr}$$

Se você entendeu o raciocínio dessas conversões, poderá resolver esse problema em uma única etapa:

$$\underline{35.8} \text{ g Cr} = 35.8 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \times \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{252.0 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \times \frac{2 \text{ mol Cr atoms}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \times \frac{52.0 \text{ g Cr}}{1 \text{ mol Cr}} = 14.8 \text{ g Cr}$$

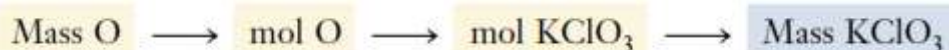
---

## EXEMPLO 2-19 Composição de Compostos

Que massa de clorato de potássio,  $\text{KClO}_3$ , conteria 40,0 gramas de oxigênio?

Plano

A fórmula  $\text{KClO}_3$  nos diz que cada mol de  $\text{KClO}_3$  contém três mols de átomos de oxigênio. Cada mol de átomos de oxigênio pesa 16,0 gramas. Assim, podemos configurar a solução para converter:



Solução:

$$\begin{aligned} \underline{\quad} \text{ g KClO}_3 &= 40.0 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O atoms}}{16.0 \text{ g O atoms}} \times \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O atoms}} \times \frac{122.6 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} \\ &= 102 \text{ g KClO}_3 \end{aligned}$$

---

## EXEMPLO 2-20 Composição de Compostos

(a) Que massa de dióxido de enxofre,  $\text{SO}_2$ , conteria a mesma massa de oxigênio que está contida em 33,7 g de pentóxido de arsênio,  $\text{As}_2\text{O}_5$ ?

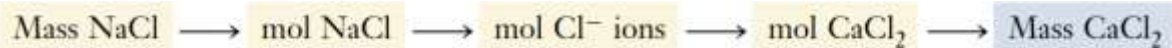
(b) Que massa de cloreto de cálcio,  $\text{CaCl}_2$ , conteria o mesmo número de íons cloreto que estão contidos em 48,6 g de cloreto de sódio,  $\text{NaCl}$ ?

Plano

(a) Poderíamos encontrar explicitamente o número de gramas de O em 33,7 g de  $\text{As}_2\text{O}_5$ , e então encontrar a massa de  $\text{SO}_2$  que contém o mesmo número de gramas de O. Mas este método inclui alguns cálculos desnecessários. Precisamos apenas converter para moles de O (porque esta é a mesma quantidade de O independentemente do seu ambiente) e depois para moles de  $\text{SO}_2$  para obter a massa de  $\text{SO}_2$ .



(b) Como um mol sempre consiste no mesmo número (número de Avogadro) de itens, pode-se raciocinar em termos de mols de íons  $\text{Cl}^-$  e resolver como na parte (a).



Solução

$$\begin{aligned} \text{(a)} \quad \underline{\quad} \text{ g SO}_2 &= 33.7 \text{ g As}_2\text{O}_5 \times \frac{1 \text{ mol As}_2\text{O}_5}{229.8 \text{ g As}_2\text{O}_5} \times \frac{5 \text{ mol O atoms}}{1 \text{ mol As}_2\text{O}_5} \\ &\quad \times \frac{1 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol O atoms}} \times \frac{64.1 \text{ g SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} = 23.5 \text{ SO}_2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{(b)} \quad \underline{\quad} \text{ g CaCl}_2 &= 48.6 \text{ NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.4 \text{ g NaCl}} \times \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol NaCl}} \\ &\quad \times \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{2 \text{ mol Cl}^-} \times \frac{111.0 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 46.2 \text{ g CaCl}_2 \end{aligned}$$

A aparência física de um mol de cada um dos compostos é ilustrada na Figura 2-11. Duas formas diferentes de ácido oxálico são mostradas. A unidade de fórmula (molécula) de oxálico ácido é  $(\text{COOH})_2$  (Fórmula Peso = 90,0 uma; massa molar = 90,0 g/mol). Quando o ácido oxálico é obtido por cristalização a partir de uma solução aquosa, no entanto, duas moléculas de água são presente para cada molécula de ácido oxálico, mesmo que este pareça seco. A fórmula deste hidrato é  $(\text{COOH})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (FW = 126,1 uma; massa molar = 126,1 g/mol). O ponto mostra que os cristais contêm duas moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  por molécula de  $(\text{COOH})_2$ . A água pode ser expulso dos cristais por aquecimento para deixar ácido oxálico anidro,  $(\text{COOH})_2$ . Anidro significa "sem água". Sulfato de cobre(II), um composto iônico, apresenta um comportamento similar. Sulfato de cobre(II) anidro ( $\text{CuSO}_4$ ; FW = 159,6 uma; massa molar = 159,6 g/mol) é quase branco. O sulfato de cobre(II) hidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ; FW = 249,7 uma; massa molar = 249,7 g/mol) é azul escuro. O exemplo a seguir ilustra como podemos encontrar e usar a fórmula de um hidrato.

## EXEMPLO 2-21 Composição de Compostos

Uma reação requer sulfato de cálcio anidro puro,  $\text{CaSO}_4$ . Apenas um hidrato não identificado de sulfato de cálcio,  $\text{CaSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ , está disponível.

- (a) Aquecemos 67,5 g de hidrato desconhecido até que toda a água tenha sido expelida. A massa resultante de  $\text{CaSO}_4$  puro é 53,4 g. Qual é a fórmula do hidrato, e qual é a sua fórmula peso?
- (b) Suponha que desejamos obter desse hidrato suficiente para fornecer 95,5 gramas de  $\text{CaSO}_4$ . Quantos gramas devemos pesar?

Plano

(a) Para determinar a fórmula do hidrato, devemos encontrar o valor de  $x$  na fórmula  $\text{CaSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ . A massa de água removida da amostra é igual à diferença na duas massas dadas. O valor de  $x$  é o número de moles de  $\text{H}_2\text{O}$  por mol de  $\text{CaSO}_4$  no hidrato.

- (c) Os pesos da fórmula de  $\text{CaSO}_4$ , 136,2 g/mol, e de  $\text{CaSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ,  $(136,2 + x18,0)$  g/mol, permitem escrever o fator de conversão necessário para o cálculo.

Solução:

$$(a) \quad \underline{?} \text{ g water driven off} = 67.5 \text{ g CaSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O} - 53.4 \text{ g CaSO}_4 = 14.1 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$x = \frac{? \text{ mol H}_2\text{O}}{\text{mol CaSO}_4} = \frac{14.1 \text{ g H}_2\text{O}}{53.4 \text{ g CaSO}_4} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.0 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{136.2 \text{ g CaSO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} = \frac{2.00 \text{ mol H}_2\text{O}}{\text{mol CaSO}_4}$$

Thus, the formula of the hydrate is  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Its formula weight is

Assim, a fórmula do hidrato é  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Sua fórmula peso é:

$$\begin{aligned}\text{FW} &= 1 \times (\text{formula weight CaSO}_4) + 2 \times (\text{formula weight H}_2\text{O}) \\ &= 136.2 \text{ g/mol} + 2(18.0 \text{ g/mol}) = 172.2 \text{ g/mol}\end{aligned}$$

(c) Os pesos fórmula de  $\text{CaSO}_4$  (136,2 g/mol) e de  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (172,2 g/mol) permitem escrever o fator unitário:

$$\frac{172.2 \text{ g CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}{136.2 \text{ g CaSO}_4}$$

Usamos este fator para fazer a conversão requerida:

$$\begin{aligned}x \text{ g CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} &= 95.5 \text{ g CaSO}_4 \text{ desired} \times \frac{172.2 \text{ g CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}{136.2 \text{ g CaSO}_4} \\ &= 121 \text{ g CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}\end{aligned}$$