

## Capítulo 2

# Átomos, moléculas e íons

Vimos no Capítulo 1 que a química trata das propriedades das substâncias. Em nosso mundo, as substâncias exibem uma variedade de propriedades impressionante e aparentemente infinita, incluindo diferentes cores, texturas, solubilidades e reatividades químicas. Quando constatamos que os diamantes são transparentes e duros, que o cristal do sal de cozinha é quebradiço e dissolve-se em água, que o ouro conduz eletricidade e pode ser transformado em lâminas finas, e que a nitroglicerina é explosiva, estamos fazendo observações no universo *macroscópico*, aquele que compreendemos com mais facilidade. Na química, buscamos entender e explicar essas propriedades no universo *submicroscópico*, aquele dos átomos e das moléculas.

A diversidade do comportamento químico é resultado de apenas aproximadamente cem elementos diferentes e, assim, de apenas cerca de cem diferentes tipos de átomos. De certo modo, os átomos são como as 26 letras do alfabeto, as quais se agrupam em diferentes combinações para formar o imenso número de palavras da nossa língua. Mas como os átomos se combinam? Quais regras determinam de que maneiras eles se combinarião? Como as propriedades de uma substância se relacionam com os tipos de átomos que ela contém? Na realidade, como é um átomo e o que torna os átomos de um elemento diferentes dos de outro?

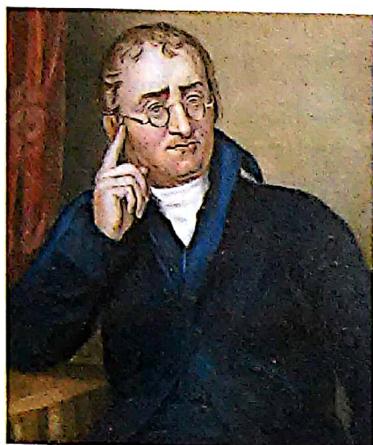
A visão submicroscópica da matéria forma a base para entender por que elementos e compostos reagem como reagem e por que exibem propriedades físicas e químicas específicas. Neste capítulo, começaremos a explorar o fascinante universo dos átomos e das moléculas. Examinaremos a estrutura básica dos átomos e discutiremos resumidamente a formação de moléculas e íons. Apresentaremos também os procedimentos sistemáticos usados para nomear compostos. Os tópicos abordados neste capítulo fornecem a base para uma exploração mais profunda da química nos próximos capítulos.

### 2.1 Teoria atômica da matéria

O universo à nossa volta é constituído por diferentes substâncias, algumas com vida, outras inanimadas. Além disso, a matéria geralmente muda de uma forma química para outra. Com o intuito de explicar essas observações, filósofos antigos especulavam sobre a natureza da ‘matéria’ fundamental da qual o mundo era feito. Demócrito (460–370 a.C.) e outros filósofos gregos antigos pensavam que o mundo material deveria ser constituído de partículas indivisíveis muito pequenas que eram chamadas de *átomos*, o que significava ‘indivisíveis’.

#### ► O que está por vir ◀

- Começaremos nossa abordagem fornecendo uma breve história de como surgiu a noção de que os átomos são as menores partes da matéria e o desenvolvimento de Dalton para uma teoria atômica.
- Depois veremos, em maiores detalhes, alguns dos experimentos mais importantes que levaram à descoberta do elétron e ao modelo nuclear do átomo.
- Então abordaremos a teoria moderna da estrutura atômica, além de noções de número atômico, número de massa e isótopos.
- Apresentaremos o conceito de peso atômico e qual sua relação com as massas individuais dos átomos.
- Nossa abordagem dos átomos culminará na organização dos elementos na tabela periódica, na qual estes são colocados na ordem crescente de número atômico e agrupados por suas semelhanças químicas.
- O entendimento de átomos nos permitirá discutir o agrupamento dos átomos chamado moléculas, bem como suas fórmulas moleculares e mínimas.
- Aprenderemos que os átomos podem ganhar ou perder elétrons para formar íons, e examinaremos como utilizar a tabela periódica para predizer as cargas nos íons e as fórmulas mínimas de compostos iônicos.
- Veremos a maneira sistemática com que as substâncias são nomeadas, chamada de nomenclatura, e como esta é aplicada a compostos inorgânicos.
- Finalmente, apresentaremos algumas das noções básicas de química orgânica, conhecida como química do carbono.



**Figura 2.1** John Dalton (1766–1844) era filho de um tapeceiro inglês pobre. Dalton começou a dar aulas quando tinha 12 anos. Passou a maior parte de sua vida em Manchester, onde lecionou tanto na escola secundária quanto na faculdade. Durante toda sua vida seu interesse em meteorologia o conduziu a estudar gases e, consequentemente, química. Estudava a teoria atômica eventualmente.



#### ATIVIDADES

Postulados da teoria atômica,  
Proporções múltiplas



#### ANIMAÇÃO

Proporções múltiplas

Mais tarde, Platão e Aristóteles formularam a hipótese de que não poderia haver partículas indivisíveis. A visão ‘atômica’ da matéria enfraqueceu-se por vários séculos, durante os quais a filosofia aristotélica dominou a cultura ocidental.

A noção sobre átomos ressurgiu na Europa durante o século XVII, quando os cientistas tentaram explicar as propriedades dos gases. O ar é composto de algo invisível e em constante movimento; podemos sentir o movimento do vento contra nós, por exemplo. É natural imaginar que partículas indivisíveis muito pequenas originam esses efeitos familiares. Isaac Newton, o mais famoso cientista de seu tempo, defendeu a idéia da existência de átomos. Mas pensar em átomos nesse sentido é diferente de pensar em átomos como os componentes químicos fundamentais da natureza. Quando os químicos aprenderam a medir a quantidade de matéria que reagia com outra para formar uma nova substância, a base para a teoria atômica estava proposta. Essa teoria surgiu durante o período 1803–1807 no trabalho de um professor inglês, John Dalton (Figura 2.1). Argumentando a partir de um grande número de observações, Dalton estabeleceu os seguintes postulados:

1. Cada elemento é composto de partes extremamente pequenas chamadas átomos.
2. Todos os átomos de um dado elemento são idênticos; os átomos de diferentes elementos são diferentes e têm diferentes propriedades (e também diferentes massas).
3. Os átomos de um elemento não se convertem em diferentes tipos de átomos por meio de reações químicas; os átomos não são criados nem destruídos nas reações químicas.
4. Os compostos são formados quando átomos de mais de um elemento se combinam; um determinado composto tem sempre o mesmo número relativo dos mesmos tipos de átomos.

De acordo com a teoria atômica de Dalton, átomos são os componentes básicos da matéria. Eles são as menores partes de um elemento que mantêm a identidade química desse elemento. (Seção 1.1) Como observado nos postulados da teoria de Dalton, um elemento é composto de apenas uma espécie de átomo, enquanto um composto contém átomos de dois ou mais elementos.

A teoria de Dalton explica várias leis simples de combinação química que eram conhecidas naquela época. Uma delas era a *lei da composição constante* (Seção 1.2): em determinado composto o número relativo de átomos e seus tipos são constantes. Essa lei é a base do Postulado 4 de Dalton. Outra lei química fundamental era a *lei da conservação da massa* (também conhecida como *lei da conservação de matéria*): a massa total dos materiais presentes depois da reação química é igual à massa total antes da reação. Essa lei é baseada no Postulado 3. Dalton propôs que os átomos se rearranjam para produzir novas combinações químicas.

Uma boa teoria não deve explicar apenas os fatos conhecidos, mas também prever os novos. Dalton usou sua teoria para deduzir a *lei das proporções múltiplas*: se dois elementos, A e B, se combinam para formar mais de um composto, as massas de B, que podem se combinar com a massa de A, estão na proporção de números inteiros pequenos. Podemos ilustrar essa lei considerando as substâncias água e água oxigenada, as quais se compõem de hidrogênio e oxigênio. Na formação de água, 8,0 g de oxigênio combinam-se com 1,0 g de hidrogênio. Na água oxigenada existem 16,0 g de oxigênio para 1,0 g de hidrogênio. Em outras palavras, a proporção da massa de oxigênio por grama de hidrogênio nos dois compostos é 2:1. Usando a teoria atômica, podemos concluir que a água oxigenada contém duas vezes mais átomos de oxigênio por átomos de hidrogênio do que a água.

## 2.2 A descoberta da estrutura atômica

Dalton chegou à sua conclusão sobre átomos com base nas observações químicas no universo macroscópico do laboratório. Nem ele nem quem o seguiu durante séculos depois da publicação de seu trabalho teve evidências

diretas da existência dos átomos. Hoje, entretanto, podemos usar novos instrumentos poderosos para medir as propriedades de átomos individuais e até fornecer imagens deles (Figura 2.2).

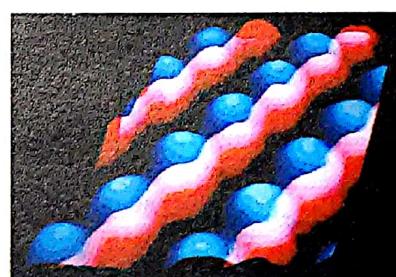
À medida que os cientistas começaram a desenvolver métodos para uma investigação mais detalhada da natureza da matéria, o átomo, que se supunha indivisível, começou a mostrar sinais de ser uma estrutura mais complexa. Sabemos hoje que o átomo é composto de **partículas subatômicas** ainda menores. Antes de resumirmos o modelo da estrutura atômica atual, consideraremos rapidamente um pouco as descobertas marcantes que levaram a esse modelo. Veremos que o átomo é composto em parte por partículas carregadas eletricamente, algumas com carga positiva (+) e outras com carga negativa (-). Ao examinar o desenvolvimento do nosso modelo atômico atual, lembre-se de uma afirmação simples sobre o comportamento de partículas carregadas em relação a outras: *partículas com a mesma carga repelem-se, enquanto partículas com cargas diferentes atraem-se.*

### Raios catódicos e elétrons

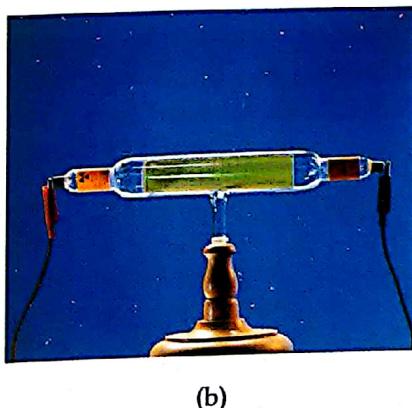
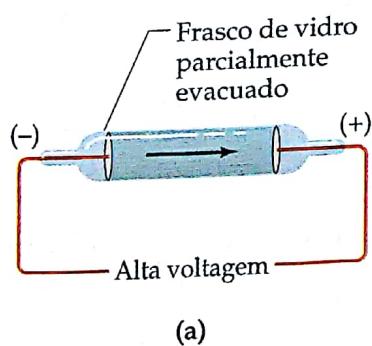
Em meados do século XVII, os cientistas começaram a estudar descarga elétrica através de tubos parcialmente evacuados (tubos bombeados até quase esgotar-se o ar), como os mostrados na Figura 2.3. Uma alta voltagem produzia radiação dentro do tubo. Essa radiação tornou-se conhecida como **raios catódicos** porque originava-se no eletrodo negativo, ou catodo. Apesar de os raios em si não poderem ser vistos, seus movimentos podiam ser detectados porque os raios faziam com que certos materiais, inclusive o vidro, apresentassem fluorescência ou emitissem luz. (Tubos de imagem de televisão são tubos de raios catódicos; uma imagem de televisão é o resultado da fluorescência da tela do aparelho.)

Os cientistas defendiam opiniões divergentes sobre a natureza dos raios catódicos. Não era muito claro inicialmente se os raios eram uma nova forma de radiação ou mais propriamente consistiam de um jato de partículas. Experimentos mostraram que os raios catódicos eram desviados por campos elétricos ou magnéticos, sugerindo que continham certa carga elétrica [Figura 2.3 (c)]. O cientista britânico J. J. Thomson observou muitas propriedades dos raios, inclusive o fato de que sua natureza é a mesma independentemente da identidade do material do catodo, e que uma lâmina metálica exposta a raios catódicos adquire carga elétrica negativa. Em um artigo publicado em 1897, ele apresentou suas observações e concluiu que os raios catódicos são jatos de partículas com massa, carregadas negativamente. O artigo de Thomson é conhecido como a 'descoberta' daquilo que chamamos de *elétron*.

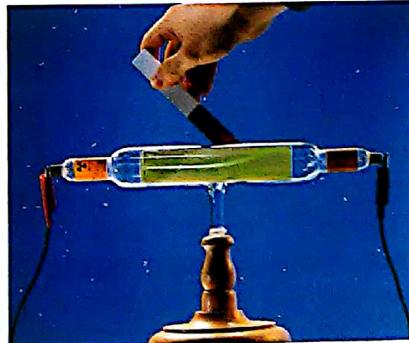
Thomson construiu um tubo de raios catódicos com uma tela fluorescente, como aquele mostrado na Figura 2.4, de modo que ele pôde medir de maneira quantitativa os efeitos de campos elétricos e magnéticos no jato fino de elétrons que passava através de um orifício em um eletrodo carregado positivamente. Essas medidas possibilitaram calcular um valor de  $1,76 \times 10^8$  coulomb<sup>1</sup> por grama para a proporção de carga elétrica do elétron em relação a sua massa.



**Figura 2.2** Uma imagem da superfície de um semicondutor GaAs (arseneto de gálio) obtida pela técnica chamada microscopia eletrônica de túnel. A cor foi adicionada à imagem por computador para distinguir os átomos de gálio (esferas azuis) do arsênio (esferas vermelhas).



(b)

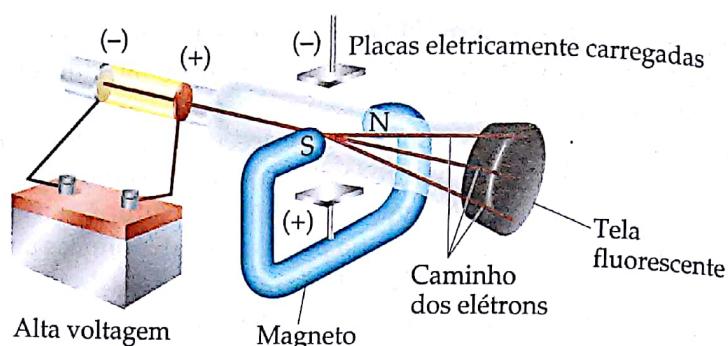


(c)

**Figura 2.3** (a) Em um tubo de raios catódicos, os elétrons movem-se do eletrodo negativo (catodo) para o eletrodo positivo (anodo). (b) Uma foto do tubo de raios catódicos contendo uma tela fluorescente para mostrar o caminho dos raios catódicos. (c) A rota dos raios catódicos é desviada pela presença de um magneto.

<sup>1</sup> O coulomb (C) é a unidade de carga elétrica no SI.

**Figura 2.4** Tubos de raios catódicos com campos magnéticos e elétricos perpendiculares. Os raios catódicos (elétrons) originam-se na placa negativa à esquerda e são acelerados em direção à placa positiva, que tem um orifício no centro. Um feixe de elétrons passa através do orifício e é desviado pelos campos magnéticos e elétricos. A razão carga-massa dos elétrons pode ser determinada pela medida dos efeitos dos campos magnéticos e elétricos na direção do feixe.



Uma vez que a proporção carga-massa do elétron era conhecida, medir sua carga ou sua massa revelaria o valor de outras quantidades. Em 1909 Robert Millikan (1868–1953), da Universidade de Chicago, conseguiu medir com êxito a carga de um elétron realizando o que é conhecido como “experimento da gota de óleo de Millikan” (Figura 2.5). Ele pôde, então, calcular a massa do elétron usando seu valor experimental para a carga,  $1,60 \times 10^{-19}$  C, e a proporção carga-massa,  $1,76 \times 10^8$  C/g:

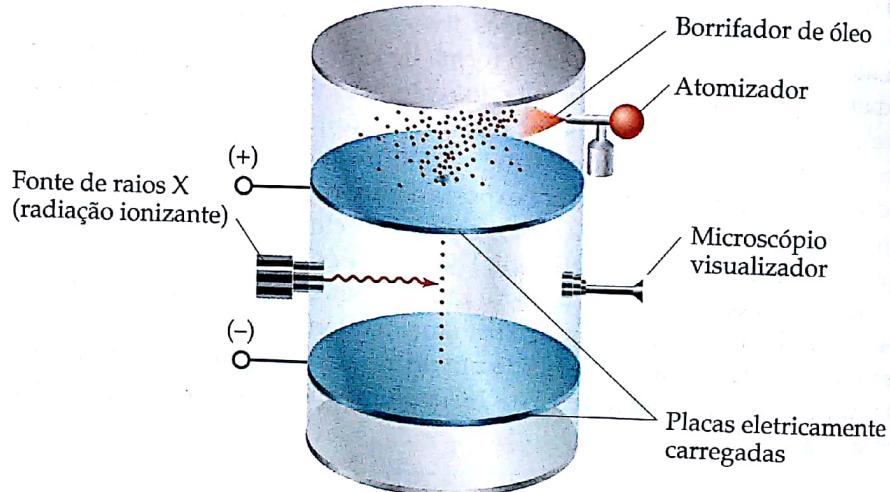


#### ANIMAÇÃO

Experimento da gota de óleo de Millikan

$$\text{Massa do elétron} = \frac{1,60 \times 10^{-19} \text{ C}}{1,76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9,10 \times 10^{-31} \text{ g}$$

**Figura 2.5** Uma representação do instrumento de Millikan usado para medir a carga do elétron. Pequenas gotas de óleo, as quais capturaram elétrons extras, são deixadas cair entre duas placas carregadas eletricamente. Millikan monitorou as gotas medindo como a voltagem nas placas afetava a velocidade de queda. A partir desses dados ele calculou as cargas nas gotas. Seu experimento mostrou que as cargas eram sempre múltiplos inteiros de  $1,60 \times 10^{-19}$  C, o que ele deduziu ser a carga de um único elétron.



Usando valores um pouco mais exatos, o valor aceito atualmente para a massa do elétron é  $9,10939 \times 10^{-31}$  g. Essa massa é aproximadamente 2 mil vezes menor que a do hidrogênio, o átomo mais leve.

### Radioatividade

Em 1896, o cientista francês Henri Becquerel (1852–1908) estava estudando o mineral urânio, conhecido como *blenda resinosa*, quando descobriu que ele espontaneamente emitia radiação de alta energia. Essa emissão espontânea de radiação é chamada de **radioatividade**. Com a sugestão de Becquerel, Marie Curie (Figura 2.6) e seu marido, Pierre, começaram experimentos para isolar os componentes radioativos do mineral.

Estudos posteriores sobre a natureza da radioatividade, principalmente os do cientista britânico Ernest Rutherford (Figura 2.7), revelaram três tipos de radiação: radiações alfa ( $\alpha$ ), beta ( $\beta$ ) e gama ( $\gamma$ ). Cada tipo difere um do outro quanto a sua reação a um campo elétrico, como mostrado na Figura 2.8. O caminho das radiações  $\alpha$  e  $\beta$  é desviado pelo campo elétrico, apesar de estar em sentidos opostos, enquanto a radiação  $\gamma$  não é afetada.

Rutherford mostrou que os raios  $\alpha$  e  $\beta$  consistem de partículas de movimento rápido nomeadas partículas  $\alpha$  e  $\beta$ . Na realidade, partículas  $\beta$  são elétrons em alta velocidade e podem ser consideradas o análogo radioativo dos raios catódicos; portanto, são atraídas para a placa positiva. As partículas  $\alpha$  são muito mais compactas do que as partículas  $\beta$  e têm cargas positivas; portanto, são atraídas para a placa negativa. Em unidades de carga de elétron, partículas  $\beta$  têm carga de 1-, e partículas  $\alpha$  têm carga de 2+. Rutherford mostrou posteriormente que partículas  $\alpha$  combinam-se com



**Figura 2.6** Marie Skłodowska Curie (1867–1934). Quando M. Curie apresentou sua tese de doutorado, esta foi descrita como a melhor contribuição individual de todas as teses na história da ciência. Entre outras coisas, dois novos elementos, polônio e rádio, tinham sido descobertos. Em 1903, Henri Becquerel, M. Curie e seu marido, Pierre, dividiram o prêmio Nobel de Física. Em 1911, M. Curie ganhou seu segundo prêmio Nobel, desta vez de Química.

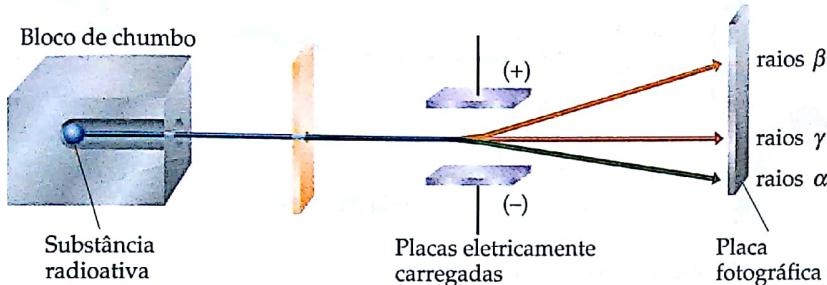


### ANIMAÇÃO

Separação dos raios alfa, beta e gama



**Figura 2.7** Ernest Rutherford (1871–1937), a quem Einstein atribuiu o título de “o segundo Newton”, nasceu e foi educado na Nova Zelândia. Em 1895, ele foi o primeiro estudante estrangeiro do Laboratório Cavendish na Universidade de Cambridge na Inglaterra, onde trabalhou com J. J. Thomson. Em 1898, ele tornou-se membro do corpo docente da Universidade McGill, em Montreal. Enquanto esteve em McGill, Rutherford fez a pesquisa em radioatividade que o levou a ganhar o prêmio Nobel de Química em 1908. Em 1907, Rutherford retornou à Inglaterra para se tornar docente da Universidade de Manchester, onde em 1910 executou seu famoso experimento de dispersão de partículas  $\alpha$ , o qual o conduziu ao modelo nuclear do átomo. Em 1992, a Nova Zelândia homenageou Rutherford colocando seu retrato, com sua medalha de prêmio Nobel, na nota de \$100 neozelandesa.



**Figura 2.8** Comportamento dos raios alfa ( $\alpha$ ), beta ( $\beta$ ) e gama ( $\gamma$ ) em um campo elétrico.

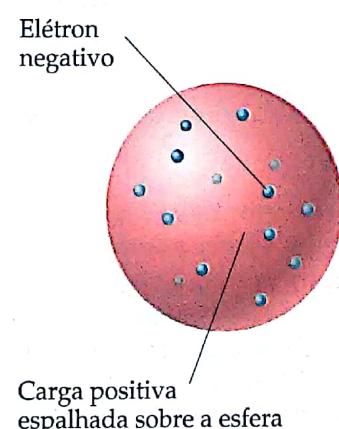
elétrons para formar átomos de hélio. Além disso, ele concluiu que a radiação  $\gamma$  é de alta energia, similar à dos raios X; ela não consiste de partículas e não possui carga. Abordaremos radioatividade em maiores detalhes no Capítulo 21.

### O átomo com núcleo

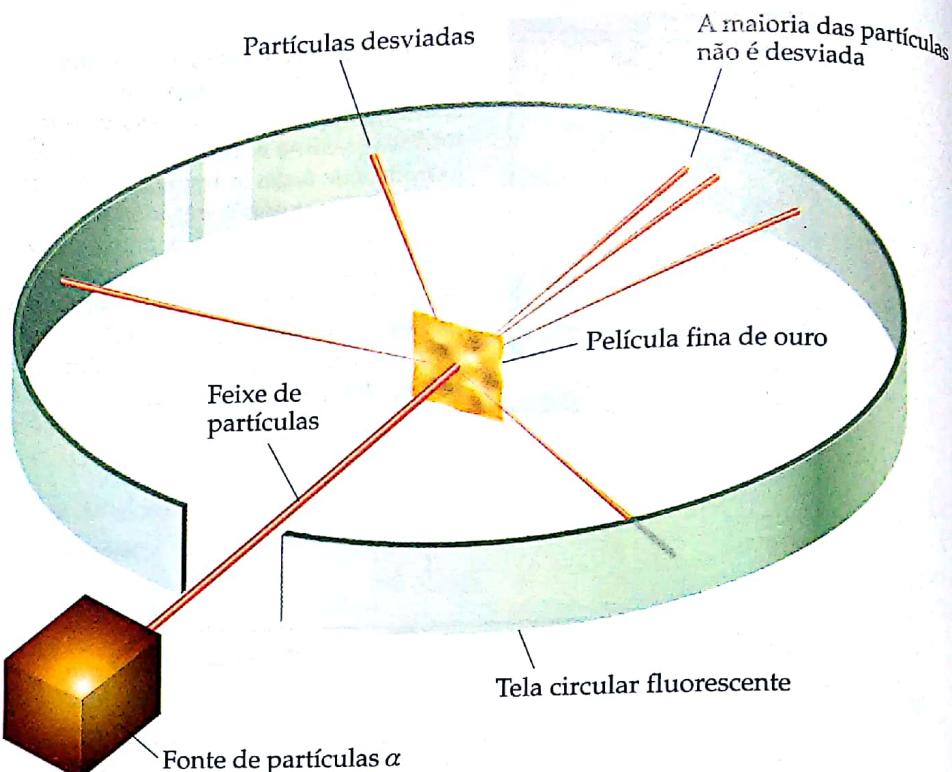
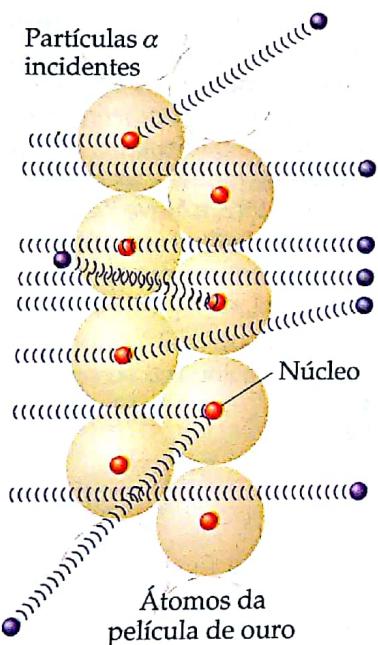
Com o crescimento das evidências de que o átomo era composto de partículas ainda menores, deu-se mais atenção a como as partículas se uniriam. No início do século XX, Thomson argumentou que já que os elétrons comprehendiam apenas uma pequena fração de massa de um átomo, eles provavelmente seriam responsáveis por uma fração igualmente pequena do tamanho do átomo. Ele propôs que o átomo consistia em uma esfera positiva uniforme de matéria, na qual os elétrons estavam incrustados, como mostrado na Figura 2.9.

Esse modelo, chamado de modelo “pudim de ameixa”, nome dado em homenagem a uma tradicional sobremesa inglesa, teve uma vida muito curta.

Em 1910, Rutherford e seus colaboradores realizaram um experimento que contestava o modelo de Thomson. Rutherford estava estudando os ângulos em que as partículas  $\alpha$  eram dispersadas à medida que elas passavam por uma folha de ouro de poucas milhares de camadas atômicas de espessura (Figura 2.10). Ele e seus colaboradores descobriram que quase todas as partículas  $\alpha$  passavam direto através da folha sem dispersão. Descobriu-se que uma pequena porcentagem dispersava-se na ordem de um grau, o que era coerente com o modelo atômico de Thomson. Apenas por preciosismo, Rutherford sugeriu que Ernest Marsden, um estudante de graduação que trabalhava em seu laboratório, procurasse com afinco por evidências de dispersão com ângulos grandes. Para completa surpresa de todos, observou-se uma pequena quantidade de partículas que se dispersavam em ângulos grandes. Algumas partículas foram refletidas até para trás, na direção de onde provenham. A explicação para esses resultados não foi imediatamente óbvia, mas eles eram claramente incoerentes com o modelo “pudim de ameixa” de Thomson.



**Figura 2.9** Modelo “pudim de ameixa” do átomo de J. J. Thomson. Ele imaginou que os pequenos elétrons estariam embutidos no átomo como passas em um pudim ou como sementes em uma melancia. Ernest Rutherford provou que o modelo dele estava errado.

**ANIMAÇÃO**Experimento de Rutherford:  
átomo nuclear

**Figura 2.11** Modelo de Rutherford explicando o espalhamento de partículas  $\alpha$  (Fig. 2.10). A lâmina de ouro tem a espessura de vários milhares de átomos. Quando uma partícula  $\alpha$  colide com o núcleo de ouro (ou passa muito próximo dele), ela é fortemente repelida. A partícula  $\alpha$ , que possui menos massa, é desviada de seu caminho por interações repulsivas.

**Figura 2.10** Experimento de Rutherford sobre espalhamento de partículas  $\alpha$ .

Por volta de 1911, Rutherford conseguiu explicar essas observações, postulando que a maioria da massa do átomo e toda a sua carga positiva residiam em uma região muito pequena e extremamente densa, que ele chamou de **núcleo**. A maior parte do volume total do átomo é espaço vazio, no qual os elétrons movem-se ao redor do núcleo. No experimento de dispersão  $\alpha$ , a maioria das partículas  $\alpha$  passa diretamente através da folha porque elas não encontram o minúsculo núcleo e simplesmente passam pelo espaço vazio do átomo. Ocionalmente uma partícula  $\alpha$  entra na vizinhança de um núcleo do ouro. A repulsão entre o núcleo altamente carregado do ouro e as partículas  $\alpha$  é forte o suficiente para refletir a partícula  $\alpha$  menos densa, como mostrado na Figura 2.11.

Estudos experimentais subsequentes levaram à descoberta de ambas as partículas no núcleo, as partículas positivas (**prótons**) e as partículas neutras (**nêutrons**). Os prótons foram descobertos em 1919 por Rutherford. Os nêutrons foram descobertos em 1923 pelo cientista britânico James Chadwick (1891–1972). Apronfundaremos o estudo de partículas na Seção 2.3.

## 2.3 A visão moderna da estrutura atômica

Desde o tempo de Rutherford, os físicos têm aprendido muito sobre a composição detalhada do núcleo atômico. No curso dessas descobertas, a lista de partículas que compõem o núcleo tem crescido muito e continua a crescer. Como químicos, podemos adotar uma visão muito simples do átomo porque apenas três partículas subatômicas — **próton**, **nêutron** e **elétron** — influenciam o comportamento químico.

A carga de um elétron é  $-1,602 \times 10^{-19}$  C, e a do próton é  $+1,602 \times 10^{-19}$  C. A quantidade  $1,602 \times 10^{-19}$  C é chamada de carga eletrônica. Por conveniência, as cargas atômicas e subatômicas são normalmente expressas em múltiplos desta carga em vez de em coulombs. Assim, a carga do elétron é 1-, e a do pró-

ton, 1+. Nêutrons não têm carga e, por consequência, são eletricamente neutros (daí seu nome). Os átomos têm um número igual de elétrons e prótons; logo, eles têm uma carga elétrica líquida neutra.

Prótons e nêutrons são encontrados no núcleo do átomo, que, como proposto por Rutherford, é extremamente pequeno. A maior parte do volume atômico é o espaço no qual o elétron é encontrado. Eles são atraídos pelos prótons no núcleo pela força que existe entre as partículas de cargas elétricas opostas. Nos capítulos seguintes veremos que o poder da força de atração entre elétrons e núcleo pode ser usado para explicar muitas das diferenças entre os vários elementos.

Os átomos têm massas extremamente pequenas. A massa do átomo mais pesado conhecido, por exemplo, é da ordem de  $4 \times 10^{-22}$  g. Uma vez que seria incômodo expressar massas tão pequenas em gramas, usamos a **unidade de massa atômica** ou *u*. Uma *u* é igual a  $1,66054 \times 10^{-24}$  g. As massas de prótons e nêutrons são aproximadamente iguais, e ambas são muito maiores do que a do elétron: um próton tem uma massa de 1,0073 *u*, um nêutron, de 1,0087 *u*, e um elétron, de  $5,486 \times 10^{-4}$  *u*. Seriam necessários 1.836 elétrons para igualar a massa de um próton, logo o núcleo contém a maior parte da massa de um átomo. A Tabela 2.1 mostra as cargas e massas das partículas subatômicas. Falaremos mais sobre massas atômicas na Seção 2.4.

Os átomos são extremamente pequenos. A maioria deles tem diâmetro entre  $1 \times 10^{-10}$  m e  $5 \times 10^{-10}$  m, ou 100–500 pm. Uma unidade de comprimento conveniente, embora não reconhecida pelo SI, usada para expressar dimensões atômicas é o **angström** ( $\text{\AA}$ ). Um angström é igual a  $10^{-10}$  m. Os átomos têm diâmetros na ordem de 1–5  $\text{\AA}$ . O diâmetro do átomo de cloro, por exemplo, é de 200 pm, ou 2,0  $\text{\AA}$ . Tanto picômetros quanto angströms são comumente usados para expressar as dimensões de átomos e moléculas.

O quadro “Como fazer 2.1” ilustra ainda mais como átomos muito pequenos são comparados com objetos mais familiares.

### COMO FAZER 2.1

O diâmetro de uma moeda de um centavo norte-americana é 19 mm. O diâmetro de um átomo de prata (Ag) é apenas 2,88  $\text{\AA}$ . Quantos átomos de prata podem ser arranjados lado a lado em uma linha reta ao longo do diâmetro de uma moeda de um centavo?

**Solução** Queremos saber o número de átomos de prata (Ag). Usamos a relação 1 átomo de Ag = 2,88  $\text{\AA}$  como um fator de conversão relacionando o número de átomos e a distância. Logo, podemos começar com o diâmetro da moeda de um centavo, primeiro convertendo essa distância em angströms e depois usando o diâmetro do átomo de Ag para converter a distância em números de átomos de Ag:

$$\text{Átomos de Ag} = (19 \text{ mm}) \left( \frac{10^{-3} \text{ m}}{1 \text{ mm}} \right) \left( \frac{1 \text{ \AA}}{10^{-10} \text{ m}} \right) \left( \frac{1 \text{ átomo de Ag}}{2,88 \text{ \AA}} \right) = 6,6 \times 10^7 \text{ átomos de Ag}$$

Isto é, 66 milhões de átomos de prata podem ser acomodados lado a lado no diâmetro de uma moeda de um centavo!

### PRATIQUE

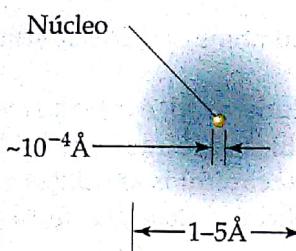
O diâmetro de um átomo de carbono é 1,54  $\text{\AA}$ . (a) Expresse esse diâmetro em picômetros. (b) Quantos átomos de carbono poderiam ser alinhados lado a lado em uma linha reta pela extensão de um traço de lápis de 0,20 mm de largura?

**Respostas:** (a) 154 pm; (b)  $1,3 \times 10^6$  átomos de C.

Os diâmetros de núcleos atômicos são da ordem de  $10^{-4}$   $\text{\AA}$ , somente uma pequena fração do diâmetro de um átomo como um todo. Você pode estimar os tamanhos relativos do átomo e de seu núcleo imaginando que, se o átomo fosse tão grande como um estádio de futebol, o núcleo seria do tamanho de uma bolinha de gude. Uma vez que o minúsculo núcleo carrega a maioria da massa de um átomo em um volume tão pequeno, ele tem uma incrível densidade — da ordem de  $10^{13}$  –  $10^{14}$  g/cm<sup>3</sup>. Uma caixa de fósforo cheia de material com uma densidade dessas

TABELA 2.1 Comparação entre prótons, nêutrons e elétrons

Partículas	Carga	Massa ( <i>u</i> )
Próton	Positiva (1+)	1,0073
Nêutron	Nenhuma (neutra)	1,0087
Elétron	Negativa (1-)	$5,486 \times 10^{-4}$



**Figura 2.12** Vista do corte transversal através do centro de um átomo. O núcleo, o qual contém prótons e nêutrons, é o local onde praticamente toda a massa do átomo está concentrada. O resto do átomo é o espaço no qual os elétrons, carregados negativamente e mais leves, se localizam.

mos de carbono também tem seis nêutrons, apesar de alguns terem mais e outros, menos.

Os átomos de um dado elemento cujo número de nêutrons difere e, consequentemente, de massa também, são chamados de **isótopos**. O símbolo  $^{12}_6\text{C}$  ou simplesmente  $^{12}\text{C}$  (lê-se: "carbono doze", carbono-12) representa o átomo de carbono com seis prótons e seis nêutrons. O número de prótons, chamado de **número atômico**, é mostrado pelo índice inferior. O número atômico de cada elemento é apresentado com o nome e o símbolo de cada elemento no encarte que acompanha o livro. Já que todos os átomos de um dado elemento apresentam o mesmo número atômico, o índice inferior é redundante, portanto, em geral omitido. O índice superior é chamado **número de massa**; ele é o número total de prótons mais nêutrons em um átomo. Alguns átomos de carbono, por exemplo, têm seis prótons e oito nêutrons, sendo representados como  $^{14}\text{C}$  (lê-se: "carbono quatorze"). Vários isótopos do carbono são relacionados na Tabela 2.2.

Geralmente usaremos a notação com índice inferior e índice superior apenas quando nos referirmos a um isótopo específico de um elemento. Um átomo de um isótopo específico é chamado **nuclídeo**. Um átomo de  $^{14}\text{C}$  é descrito como um nuclídeo  $^{14}\text{C}$ .



### ATIVIDADES

Simbologia dos elementos,  
Isótopos do hidrogênio,  
Simbologia dos isótopos

**TABELA 2.2** Alguns isótopos do carbono<sup>a</sup>

Símbolo	Número de prótons	Número de elétrons	Número de nêutrons
$^{11}\text{C}$	6	6	5
$^{12}\text{C}$	6	6	6
$^{13}\text{C}$	6	6	7
$^{14}\text{C}$	6	6	8

<sup>a</sup> Quase 99% do carbono encontrado na natureza é  $^{12}\text{C}$ .

## Um olhar mais de perto Forças básicas

Existem na natureza quatro forças básicas, ou interações, conhecidas: gravidade, eletromagnetismo, forças nucleares fortes e forças nucleares fracas. Forças gravitacionais são forças atrativas que atuam entre todos os objetos na proporção de suas massas. Forças gravitacionais entre átomos ou partículas subatômicas são tão pequenas que elas não têm consequência química.

Forças eletromagnéticas são forças atrativas e repulsivas que atuam entre objetos carregados elétrica ou magneticamente. Forças elétricas e magnéticas estão intrinsecamente relacionadas. Forças elétricas são de importância fundamental no entendimento do comportamento químico dos átomos. O valor da força entre duas partículas carregadas é dado pela lei de Coulomb:  $F = kQ_1Q_2/d^2$ , onde  $Q_1$  e  $Q_2$  são os valores das cargas nas duas partículas,  $d$  é a distância

entre seus centros e  $k$  é uma constante determinada pelas unidades para  $Q$  e  $d$ . Um valor negativo para a força indica atração, enquanto um valor positivo, repulsão.

Todos os núcleos, exceto o do átomo de hidrogênio, contêm dois ou mais prótons. Uma vez que cargas iguais se repelem, a repulsão elétrica faria com que os prótons se separem do núcleo se uma força atrativa mais forte não os mantivesse juntos. Essa força é chamada *força nuclear forte* e atua entre partículas subatômicas, como no núcleo. Nessa distância essa força é mais forte do que a força elétrica, por isso o núcleo as mantém juntas. A *força nuclear fraca* é mais fraca do que a força elétrica, mas mais forte do que a gravidade. Sabemos de sua existência apenas porque ela se mostra em certos tipos de radioatividade.

Todos os átomos são constituídos de prótons, nêutrons e elétrons. Uma vez que essas partículas são as mesmas em todos os átomos, a diferença entre átomos de elementos distintos (ouro e oxigênio, por exemplo) deve-se única e exclusivamente à diferença no número de partículas subatômicas de cada átomo. Podemos considerar um átomo como a menor amostra de um elemento, pois a quebra de um átomo em partículas subatômicas destrói sua identidade.

### COMO FAZER 2.2

Quantos prótons, nêutrons e elétrons existem em um átomo de  $^{197}\text{Au}$ ?

**Solução** O índice superior 197 é o número de massa, a soma do número de prótons e nêutrons. De acordo com a lista dos elementos dada no encarte deste livro, o ouro tem número atômico 79. Consequentemente, um átomo de  $^{197}\text{Au}$  tem 79 prótons, 79 elétrons e  $197 - 79 = 118$  nêutrons.

### PRATIQUE

Quantos prótons, nêutrons e elétrons existem no átomo de  $^{138}\text{Ba}$ ?

**Resposta:** 56 prótons, 56 elétrons e 82 nêutrons.

### COMO FAZER 2.3

O magnésio tem três isótopos com massas 24, 25 e 26. (a) Escreva o símbolo químico completo para cada um deles. (b) Quantos nêutrons existem no nuclídeo de cada um dos isótopos?

**Solução** (a) O magnésio tem número atômico 12, logo todos os átomos de magnésio contêm 12 prótons e 12 elétrons. Os três isótopos são, portanto, representados por  $^{24}_{12}\text{Mg}$ ,  $^{25}_{12}\text{Mg}$  e  $^{26}_{12}\text{Mg}$ . (b) O número de nêutrons em cada isótopo é o número de massa menos o número de prótons. O número de nêutrons em cada um dos nuclídeos de cada isótopo é, portanto, 12, 13 e 14, respectivamente.

### PRATIQUE

Dê o símbolo químico completo para o nuclídeo que contém 82 prótons, 82 elétrons e 126 nêutrons.

**Resposta:**  $^{208}_{82}\text{Pb}$

## 2.4 Pesos atómicos ou massas atómicas

Os átomos são pequenos pedaços de matéria, portanto têm massa. Como mostrado na Seção 2.1, um postulado importante da teoria atômica de Dalton é que a massa se conserva durante as reações químicas. Muito do que sabemos sobre reações químicas e comportamento das substâncias tem sido derivado de medidas acuradas das massas de átomos e moléculas (e coleções macroscópicas de átomos e moléculas) que sofrem modificações. As chances de você já ter usado medidas de massa em algum momento do seu curso de laboratório para monitorar mudanças que ocorrem em reações químicas são grandes. Nesta seção abordaremos a escala de massa usada para átomos e apresentaremos o conceito de *pesos atómicos*. Na Seção 3.3, ampliaremos esses conceitos para mostrar como as massas atómicas são usadas para determinar as massas dos compostos e seus *pesos moleculares*.

### A escala de massa atómica

Embora os cientistas do século XIX não soubessem nada sobre partículas subatômicas, estavam cientes de que os átomos de diferentes elementos tinham diferentes massas. Eles descobriram, por exemplo, que cada 100,0 g de água contém 11,1 g de hidrogênio e 88,9 g de oxigênio. Logo, a água contém  $88,9/11,1 = 8$  vezes mais oxigênio, por massa, que hidrogênio. Ao entender que a água contém dois átomos de hidrogênio para cada átomo de oxigênio, eles concluíram que um átomo de oxigênio deve ter  $2 \times 8 = 16$  vezes mais massa que um átomo de hidrogênio. Ao hidrogênio, o átomo mais leve, foi arbitrariamente atribuída uma massa relativa 1 (sem unidades), e as massas atómicas de outros elementos foram inicialmente determinadas em relação a esse valor. Assim, ao oxigênio foi atribuída a massa atómica de 16.

Hoje podemos determinar as massas individuais dos átomos com um alto grau de precisão. Por exemplo, sabemos que o átomo de  ${}^1\text{H}$  tem massa  $1,6735 \times 10^{-24} \text{ g}$  e o átomo de  ${}^{16}\text{O}$  tem massa  $2,6560 \times 10^{-23} \text{ g}$ . Como visto na Seção 2.3, é conveniente usar a *unidade de massa atômica* (*u*) quando lidamos com massas extremamente pequenas:

$$1 \text{ u} = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ g} \quad \text{e} \quad 1 \text{ g} = 6,02214 \times 10^{23} \text{ u}$$

A *u* é atualmente definida fixando uma massa de exatamente  $12 \text{ u}$  para um átomo do isótopo  ${}^{12}\text{C}$  de carbono. Nesta unidade a massa do nuclídeo é  ${}^1\text{H}$  é  $1,0078 \text{ u}$  e a do nuclídeo  ${}^{16}\text{O}$ ,  $15,9949 \text{ u}$ .

### Massas atômicas médias

A maioria dos elementos são encontrados na natureza como mistura de isótopos. Podemos determinar a *massa atômica média* de um elemento usando as massas de seus vários isótopos e suas abundâncias relativas. O carbono encontrado na natureza, por exemplo, é composto de 98,93% de  ${}^{12}\text{C}$  e 1,07% de  ${}^{13}\text{C}$ . As massas desses nuclídeos são

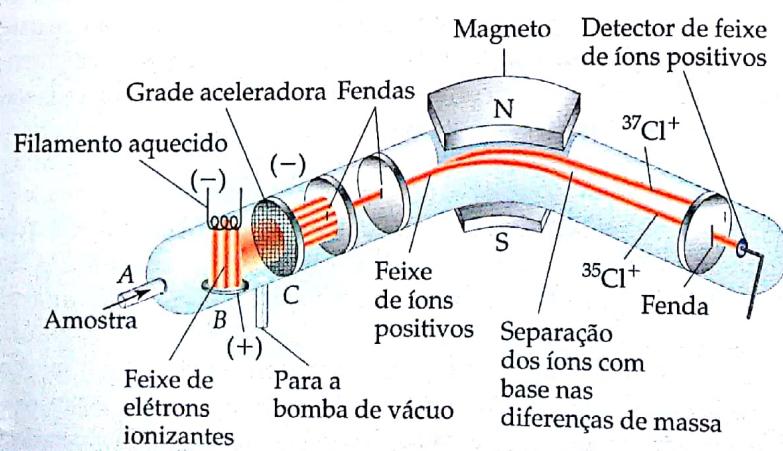


### Um olhar mais de perto O espectrômetro de massa

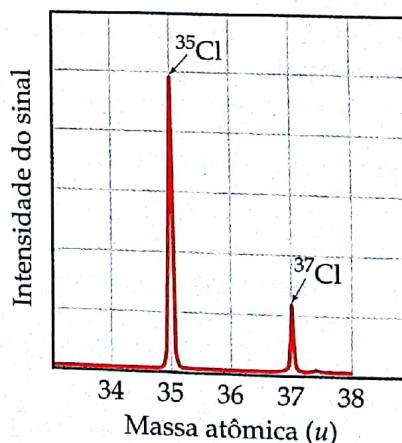
O mais direto e acurado meio de determinar os pesos atómicos e moleculares é produzido pelo espectrômetro de massa (Figura 2.13). Uma amostra gasosa é introduzida em A e bombardeada por um feixe de elétrons de alta energia em B. As colisões entre os elétrons e os átomos ou moléculas do gás produzem íons positivos, a maioria com carga  $1+$ . Esses íons são acelerados em direção a uma grade de arame carregada (C). Depois que passam pela grade, eles encontram duas fendas que permitem a passagem apenas de um feixe muito fino de íons. Esse feixe então passa entre os pólos de um magneto, que desvia os íons para um caminho curvo, à medida que os elétrons são desviados por um campo magnético (Figura 2.4). Para íons com a mesma carga, o grau de desvio depende da massa — quanto maior a massa do íon, menor o desvio. Os íons são, dessa forma, separados de acordo com suas massas. Trocando-se a força do campo magnético ou a voltagem de aceleração na grade carregada negativamente, íons de massas variadas podem ser selecionados para entrar no detector no final do instrumento.

Um gráfico de intensidade do sinal do detector contra a massa do íon é chamado *espectro de massa*. O espectro de massa de átomos de cloro, mostrado na Figura 2.14, revela a presença de dois isótopos. A análise de um espectro de massa fornece tanto as massas dos íons que atingem o detector quanto suas abundâncias relativas. As abundâncias são obtidas das intensidades de seus sinais. Conhecendo a massa atômica e a abundância de cada isótopo, pode-se calcular a massa atômica média de um elemento, como mostrado no Exercício Modelo 2.4.

Os espectrômetros de massa são atualmente muito utilizados para identificar compostos químicos e analisar misturas de substâncias. Quando uma molécula perde elétrons, ela se desintegra, formando uma gama de fragmentos carregados positivamente. Os espectrômetros de massa medem as massas desses fragmentos, produzindo uma impressão digital química da molécula e fornecendo indícios de como os átomos estavam ligados entre si na molécula original. Assim, um químico pode usar essa técnica para determinar a estrutura molecular de um novo composto sintetizado ou para identificar um poluente no ambiente.



**Figura 2.13** Diagrama de um espectrômetro de massa, ajustado para detectar íons  ${}^{35}\text{Cl}^+$ . Os íons mais pesados,  ${}^{37}\text{Cl}^+$ , não são desviados o suficiente para que atinjam o detector.



**Figura 2.14** Espectro de massa do cloro atômico.