

sitivamente carregado, em decorrência da forte atração eletrostática? Rutherford sugeriu que talvez os elétrons *girassem* em órbitas em torno do núcleo, assim como os planetas giram em torno do Sol.

Porém, de acordo com a teoria eletromagnética clássica, qualquer carga elétrica em aceleração (oscilando ou girando) irradia ondas eletromagnéticas. Um exemplo é a radiação de uma carga puntiforme oscilatória que representamos na Figura 32.3 (Seção 32.1). Um elétron orbitando dentro de um átomo sempre teria uma aceleração centrípeta em direção ao núcleo e, portanto, deveria estar emitindo radiação *o tempo inteiro*. Assim, a energia de um elétron orbitando deveria diminuir continuamente, sua órbita deveria se tornar cada vez menor e ele deveria se chocar com o núcleo dentro de uma fração de segundo (**Figura 39.14**). Pior ainda, de acordo com a teoria clássica, a *frequência* das ondas eletromagnéticas emitidas deveria ser igual à frequência de rotação. À medida que os elétrons irradiassem energia, suas velocidades angulares mudariam continuamente, e eles emitiriam um espectro *contínuo* (uma mistura de todas as frequências), não a *linha* espectral realmente observada.

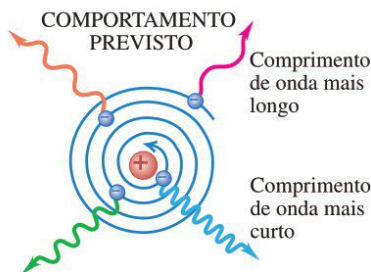
Assim, o modelo de Rutherford de elétrons orbitando o núcleo, que é baseado na mecânica newtoniana e na teoria eletromagnética clássica, faz três previsões totalmente *erradas* sobre os átomos: eles deveriam emitir luz continuamente, deveriam ser instáveis e a luz que eles emitem deveria ter um espectro contínuo. Logicamente, era preciso haver uma reavaliação radical da física na escala do átomo. Na próxima seção, veremos a ideia audaciosa que levou a uma nova compreensão do átomo e veremos como a ideia se une à noção menos audaciosa de De Broglie, de que os elétrons possuem atributos ondulatórios.

Figura 39.14 A física clássica faz previsões sobre o comportamento dos átomos que não combinam com a realidade.

DE ACORDO COM A FÍSICA CLÁSSICA:

- Um elétron em órbita está acelerando, de modo que deve irradiar ondas eletromagnéticas.
- As ondas não transportariam energia, de modo que o elétron deveria perder energia e se espiralar para dentro.
- A velocidade angular do elétron aumentaria à medida que sua órbita encolhesse, de modo que a frequência das ondas irradiadas aumentaria.

Assim, a física clássica diz que os átomos deverão colidir dentro de uma fração de segundo e emitir luz com um espectro contínuo enquanto fazem isso.



NA VERDADE:

- Átomos são estáveis.
- Eles emitem luz somente quando excitados e somente em frequências específicas (como um espectro linear).

TESTE SUA COMPREENSÃO DA SEÇÃO 39.2 Suponha que você repetisse a experiência de espalhamento de Rutherford com um conjunto fino de hidrogênio sólido no lugar da lâmina de ouro. (O hidrogênio é um sólido em temperaturas abaixo de 14,0 K.) O núcleo de um átomo de hidrogênio tem um único próton, com cerca de um quarto da massa de uma partícula alfa. Em comparação com a experiência original com a lâmina de ouro, você poderia esperar que as partículas alfa nessa experiência sofressem (i) mais espalhamento com ângulo grande; (ii) a mesma quantidade de espalhamento com ângulo grande ou (iii) menos espalhamento com ângulo grande? **I**

39.3 NÍVEIS DE ENERGIA E O MODELO DO ÁTOMO DE BOHR

Em 1913, um físico dinamarquês trabalhando com Ernest Rutherford na Universidade de Manchester fez uma proposta revolucionária para explicar tanto a estabi-

Figura 39.15 Niels Bohr (1885-1962) era um jovem pesquisador de pós-doutorado quando propôs a ideia inovadora de que a energia de um átomo só poderia ter certos valores discretos. Ele ganhou o Prêmio Nobel de 1922 em física por essas ideias. Bohr continuou a dar contribuições iniciais para a física nuclear e tornou-se defensor entusiasmado da troca livre de ideias científicas entre todas as nações.



lidade dos átomos quanto sua emissão e absorção de linhas espectrais. O físico era Niels Bohr (**Figura 39.15**), e sua inovação foi combinar o conceito de fóton que introduzimos no Capítulo 38 com uma ideia fundamentalmente nova: a energia de um átomo só pode ter certos valores em particular. Sua hipótese representou uma nítida quebra das ideias do século XIX.

Emissão de fótons e absorção por átomos

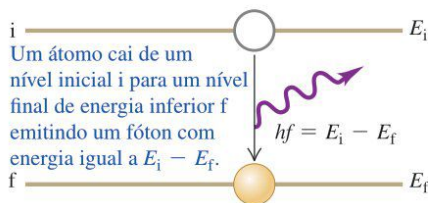
O raciocínio de Bohr era este. A linha espectral de emissão de um elemento nos diz que os átomos desse elemento emitem fótons somente em certas frequências específicas f , e, portanto, com certas energias específicas $E = hf$. Durante a emissão de um fóton, a energia interna do átomo muda por uma grandeza igual à energia do fóton. Portanto, disse Bohr, cada átomo só deverá ser capaz de existir com certos valores específicos de energia interna. Cada átomo possui um conjunto de **níveis de energia** possíveis. Um átomo pode ter uma quantidade de energia interna igual a qualquer um desses níveis, mas *não pode* ter uma energia *intermediária* entre dois níveis. Todos os átomos isolados de determinado elemento têm o mesmo conjunto de níveis de energia, mas os átomos de diferentes elementos têm diferentes conjuntos.

Suponha que um átomo seja elevado, ou *excitado*, para um nível de energia alto. (Em um gás quente, isso acontece quando os átomos em rápido movimento sofrem colisões inelásticas uns com os outros ou com as paredes do recipiente do gás. Em um tubo de descarga elétrica, como aqueles usados em uma lâmpada de neônio, os átomos são excitados por colisões com os elétrons em rápida movimentação.) De acordo com Bohr, um átomo excitado pode fazer uma *transição* de um nível de energia para um nível inferior emitindo um fóton com energia igual à *diferença* de energia entre os níveis inicial e final (**Figura 39.16**):

$$E_{\text{fóton}} = hf = \frac{hc}{\lambda} = E_i - E_f \quad (39.5)$$

Labels in the diagram:
 - $E_{\text{fóton}}$: Energia do fóton emitido
 - h : Constante de Planck
 - f : Frequência do fóton
 - c : Velocidade da luz no vácuo
 - λ : Comprimento de onda do fóton
 - E_i : Energia inicial do átomo antes da transição
 - E_f : Energia final do átomo após a transição

Figura 39.16 Um átomo excitado emitindo um fóton.



Por exemplo, um átomo de lítio excitado emite luz vermelha com comprimento de onda $\lambda = 671 \text{ nm}$. A energia do fóton correspondente é

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})(3,00 \times 10^8 \text{ m/s})}{671 \times 10^{-9} \text{ m}} = 2,96 \times 10^{-19} \text{ J} = 1,85 \text{ eV}$$

Esse fóton é emitido durante uma transição como a mostrada na Figura 39.16 entre dois níveis do átomo que diferem em energia por $E_i - E_f = 1,85 \text{ eV}$.

A linha espectral de emissão (Figura 39.8) mostra que muitos comprimentos de onda diferentes são emitidos por cada átomo. Logo, cada tipo de átomo precisa ter uma série de níveis de energia, com diferentes espaçamentos na energia entre eles. Cada comprimento de onda no espectro corresponde a uma transição entre dois níveis de energia atômicos específicos.

ATENÇÃO Produzindo uma linha espectral As linhas de um espectro de emissão, como o espectro do hélio, mostrado no alto da Figura 39.8, *não* são todas produzidas por um único átomo. A amostra de gás hélio que produziu o espectro na Figura 39.8 continha um grande número de átomos de hélio; estes foram excitados em um tubo de descarga elétrica para vários níveis de energia. O espectro do gás mostra a luz emitida de todas as diferentes transições que ocorreram em diferentes átomos da amostra.

A observação de que os átomos são estáveis significa que cada átomo tem o nível de energia *mais baixo*, chamado **nível básico**. Os níveis com energias maiores que o nível básico são chamados **níveis excitados**. Um átomo em um nível excitado, chamado *átomo excitado*, pode fazer uma transição para o nível básico emitindo um fóton, como na Figura 39.16. Mas, como não existem níveis baixos do nível básico, um átomo no nível básico não pode perder energia e, portanto, não pode emitir um fóton.

As colisões não são a única maneira como a energia de um átomo pode ser elevada de um nível para outro mais alto. Se um átomo inicialmente no nível de energia mais baixo na Figura 39.16 for atingido por um fóton exatamente com a quantidade de energia certa, o fóton pode ser *absorvido* e o átomo acabará no nível mais alto (**Figura 39.17**). Como um exemplo, já mencionamos dois níveis no átomo de lítio com uma diferença de energia de 1,85 eV. Para um fóton ser absorvido e excitar o átomo do nível mais baixo para o mais alto, o fóton precisa ter energia de 1,85 eV e comprimento de onda de 671 nm. Em outras palavras, um átomo *absorve* os mesmos comprimentos de onda que ele *emite*. Isso explica a correspondência entre a linha espectral de emissão de um elemento e sua linha espectral de absorção, que descrevemos na Seção 39.2.

Observe que um átomo de lítio *não pode* absorver um fóton com um comprimento de onda ligeiramente maior (digamos, 672 nm) ou um com um comprimento de onda ligeiramente menor (digamos, 670 nm). Isso porque esses fótons possuem, respectivamente, ligeiramente pouca ou muita energia para elevar a energia do átomo de um nível para o seguinte, e um átomo não pode ter uma energia que seja intermediária entre os níveis. Isso explica por que a linha espectral de absorção possui linhas escuras distintas (veja a Figura 39.9): os átomos só podem absorver fótons com comprimentos de onda específicos.

Um átomo que tenha sido excitado para um nível de energia alto, seja por absorção de fóton, seja por colisões, não permanece lá por muito tempo. Depois de pouco tempo, chamado *tempo de vida* do nível (normalmente em torno de 10^{-8} s), o átomo excitado emitirá um fóton e fará uma transição para um nível excitado mais baixo ou para o nível básico. Um gás frio que é iluminado pela luz branca para criar uma linha espectral de *absorção*, portanto, também produz uma linha espectral de *emissão* quando visto de lado, pois, quando os átomos perdem a excitação, eles emitem fótons em todas as direções (**Figura 39.18**). Para manter um gás de átomos brilhando, você precisa fornecer energia ao gás continuamente, a fim de excitar

Figura 39.17 Um átomo absorvendo um fóton. (Compare com a Figura 39.16.)

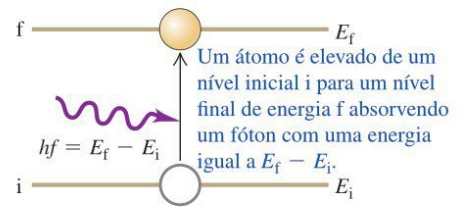
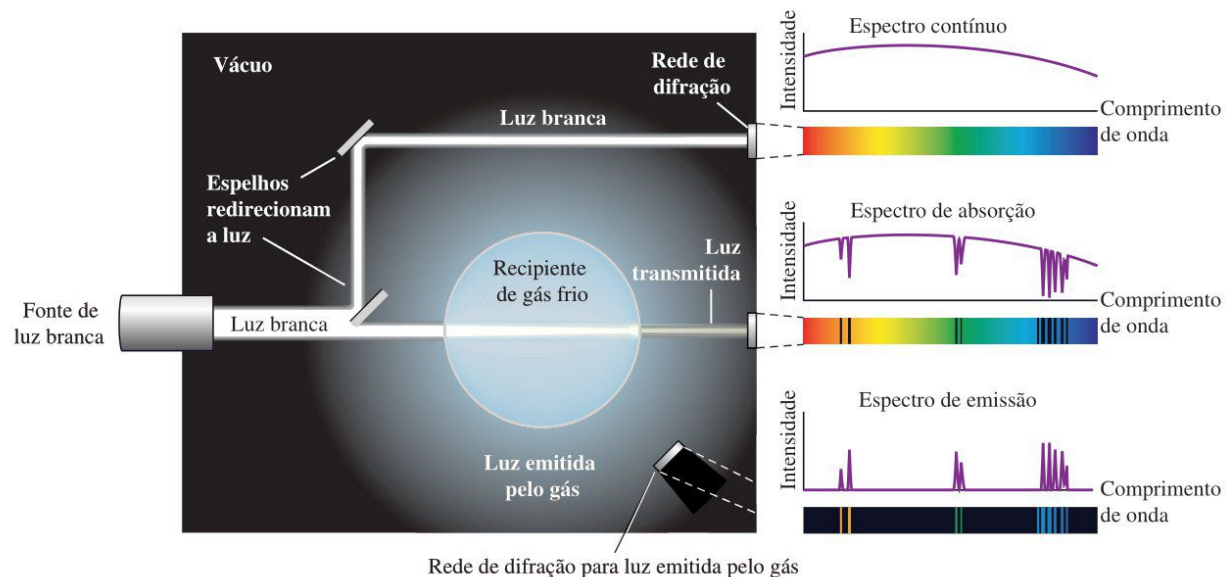


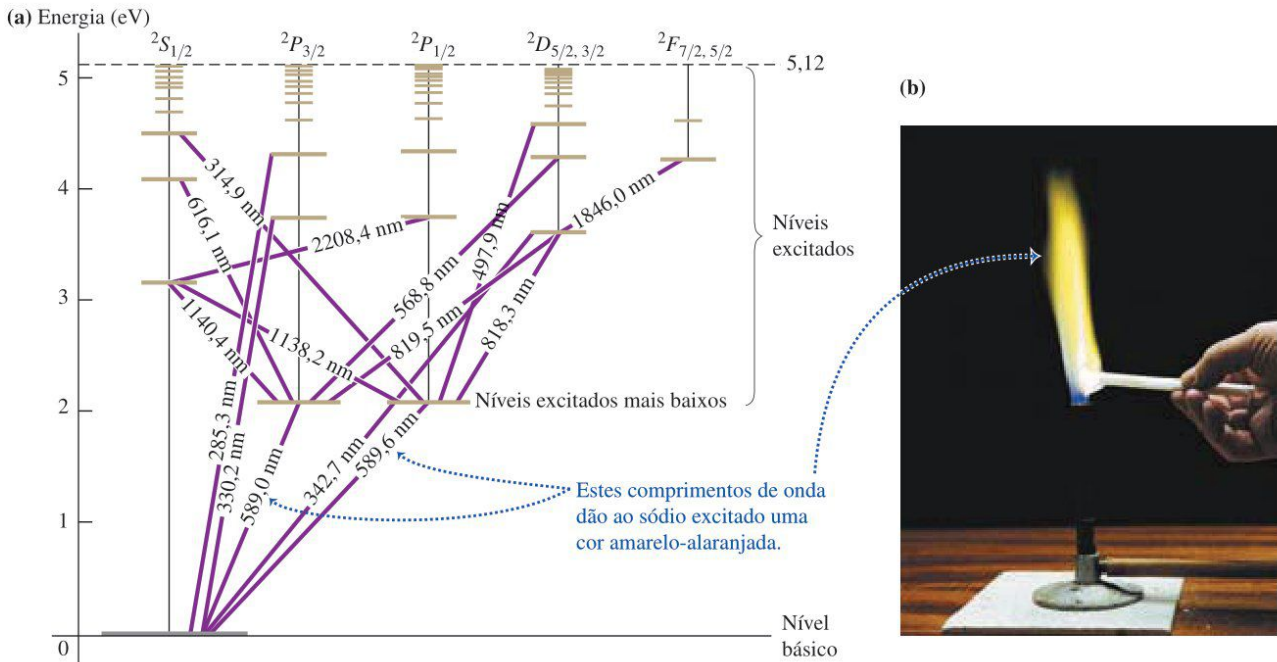
Figura 39.18 Quando um feixe de luz branca com um espectro contínuo passa por um gás frio, a luz transmitida tem um espectro de absorção. A energia da luz absorvida excita o gás e faz com que ele emita luz própria, que tem um espectro de emissão.



novamente os átomos, para que possam emitir mais fótons. Se você desligar a fonte de alimentação (por exemplo, desligando a corrente elétrica que passa através de uma lâmpada de gás neônio, ou desligando a fonte de luz na Figura 39.18), os átomos retornam aos seus níveis básicos e deixam de emitir luz.

Trabalhando ao contrário a partir da linha espectral de emissão observada de um elemento, os físicos podem deduzir o arranjo de níveis de energia em um átomo desse elemento. Como um exemplo, a **Figura 39.19a** mostra alguns dos níveis de energia para um átomo de sódio. Você já deve ter notado a luz amarelo-alaranjada emitida pelas lâmpadas a vapor de sódio em postes. Os átomos de sódio emitem essa luz característica com comprimentos de onda de 589,0 e 589,6 nm quando fazem transições dos dois níveis próximos, rotulados como *níveis excitados mais baixos*, para o nível básico. Um teste padrão para a presença de compostos de sódio é procurar essa luz amarelo-alaranjada a partir de uma amostra colocada em uma chama (Figura 39.19b).

Figura 39.19 (a) Níveis de energia do átomo de sódio em relação ao nível básico. Os números nas linhas entre os níveis são os comprimentos de onda da luz emitida ou absorvida durante as transições entre esses níveis. Os rótulos de coluna, como $^2S_{1/2}$, referem-se a certos estados quânticos do átomo. (b) Quando um composto de sódio é colocado em uma chama, os átomos de sódio são excitados para os níveis excitados mais baixos. Quando eles retornam ao nível básico, os átomos emitem fótons de luz amarelo-alaranjada com comprimentos de onda de 589,0 e 589,6 nm.



EXEMPLO 39.5 ESPECTROS DE EMISSÃO E ABSORÇÃO

Um átomo hipotético (**Figura 39.20a**) tem níveis de energia em 0,00 eV (o nível básico), 1,00 eV e 3,00 eV. (a) Quais são as frequências e os comprimentos de onda das linhas espectrais que esse átomo pode emitir quando excitado? (b) Que comprimentos de onda esse átomo pode absorver se estiver em seu nível básico?

SOLUÇÃO

IDENTIFICAR E PREPARAR: a energia é conservada quando um fóton é emitido ou absorvido. Em cada transição, a energia do fóton é igual à diferença entre as energias dos níveis envolvidos na transição.

EXECUTAR: (a) as energias possíveis dos fótons emitidos são 1,00 eV, 2,00 eV e 3,00 eV. Para 1,00 eV, a Equação 39.2 resulta em

$$f = \frac{E}{h} = \frac{1,00 \text{ eV}}{4,136 \times 10^{-15} \text{ eV} \cdot \text{s}} = 2,42 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

Para 2,00 eV e 3,00 eV, $f = 4,84 \times 10^{14} \text{ Hz}$ e $7,25 \times 10^{14} \text{ Hz}$, respectivamente. Para fótons de 1,00 eV,

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3,00 \times 10^8 \text{ m/s}}{2,42 \times 10^{14} \text{ Hz}} = 1,24 \times 10^{-6} \text{ m} = 1.240 \text{ nm}$$

(Continua)