



O conceito de átomo foi primeiramente proposto por dois filósofos gregos da antiguidade, Leucipo e Demócrito (mostrado em uma cédula grega), no século V a.C. Eles afirmavam que, se um dado objeto fosse dividido sucessivamente em partes cada vez menores, em uma etapa final seria encontrada uma estrutura fundamental. Essas estruturas fundamentais, os átomos, seriam indivisíveis e indestrutíveis. Mais de 2000 anos se passaram para que se pudesse obter uma comprovação experimental dessa ideia.

Os átomos têm importância fundamental na química. Toda matéria é constituída por átomos e íons que são formados a partir dos átomos. O estudo da estrutura dos átomos é a chave para o entendimento de como as ligações químicas são formadas. Isso é importante, pois grande parte da química está relacionada com a formação e a quebra de ligações químicas.

A história de como os cientistas puderam compreender a estrutura atômica remonta a mais de 2000 anos, embora os avanços mais importantes tenham ocorrido durante a primeira metade do século XX. Esses estudos e o surgimento da **mecânica quântica** produziram uma revolução científica. A mecânica quântica é apontada por muitas pessoas como o mais importante avanço científico de todos os tempos. Muitos dos conceitos da mecânica quântica discutidos neste capítulo podem parecer estranhos, especialmente se esse for o seu primeiro contato com esse assunto. Isso se deve ao fato de que a maneira com que estamos acostumados a entender como as coisas se comportam não é válida para objetos em escala atômica. Entretanto, o estudo da estrutura atômica que você vai estudar neste capítulo servirá como base para o estudo dos demais capítulos deste livro.

No presente capítulo, estudaremos a espectroscopia atômica em conjunto com a estrutura atômica. A espectroscopia atômica fornece grande parte da comprovação experimental da mecânica quântica, e é interessante observar como os resultados experimentais levaram ao desenvolvimento dos conceitos teóricos. Para se entender a espectroscopia, precisamos estudar as propriedades da radiação eletromagnética, que também será importante mais tarde em outros capítulos deste livro.

2.1 A visão clássica do átomo

Com o objetivo de se compreender melhor as teorias modernas da estrutura atômica, é interessante colocá-las em seu contexto histórico. O que levou os cientistas a desenvolver essas teorias? Quais eram os dados experimentais que levaram ao seu desenvolvimento? Nesta seção, o desenvolvimento histórico da teoria atômica é esquematizado em conjunto com alguns conceitos fundamentais.

O conceito de átomo

O químico inglês John Dalton é, em geral, considerado o pai da teoria atômica moderna. Os químicos já tinham observado que uma reação química de duas substâncias sempre ocorre com uma proporção constante entre as massas das duas substâncias. Por exemplo, 16 g de oxigênio se combinam com 2 g de hidrogênio para formar água, enquanto 8 g de oxigênio se combinam com 1 g de hidrogênio. Os químicos também já tinham demonstrado que a massa total de um recipiente fechado, e da matéria nele contida, permanece constante antes e depois de uma reação química. Essa observação é uma lei fundamental da química, conhecida como a **lei da conservação da massa**. No início dos anos 1800, Dalton utilizou o conceito de átomos para explicar essas observações experimentais.

Dalton propôs que a matéria é composta de átomos, sólidos e indivisíveis. Ele concluiu que existem tantos tipos de átomos quanto os elementos químicos e que átomos de diferentes elementos químicos têm massas distintas. Ele explicou as reações químicas como uma forma de alterar a maneira na qual os átomos se agrupam. Uma vez que os átomos não podem ser criados ou destruídos em uma reação química, a massa total dos produtos tem que ser igual à massa total dos reagentes. Assim pode-se explicar a lei da conservação da massa. Dalton também estabeleceu que, para um dado composto químico, os átomos estão sempre presentes na mesma proporção, o que permite explicar por que os reagentes sempre reagem segundo uma razão de massas constante.

A teoria de Dalton foi muito importante, pois pela primeira vez na química podia-se explicar um comportamento macroscópico em termos da estrutura microscópica.

Partículas subatômicas

Os átomos não são indivisíveis como Dalton acreditava. O conceito de que os átomos possuem uma estrutura interna surgiu devido às experiências realizadas no final do século XIX e início do século XX. Uma linha do tempo mostrando as descobertas e os desenvolvimentos mais importantes da estrutura atômica é apresentada na Figura 2.1.

A primeira evidência de que os átomos tinham uma estrutura interna deu-se com a descoberta do elétron. Quando uma corrente elétrica, devido a uma elevada diferença de potencial, atravessa um gás em baixas pressões, observa-se o movimento de partículas com carga negativa entre os eletrodos. Esse movimento de partículas negativas, os chamados raios

➔ A lei da conservação da massa implica que se pode escrever uma equação balanceada para uma reação química, veja a Seção 14.

➔ A Seção 13 apresenta uma visão clássica e simples da estrutura de um átomo na qual um núcleo denso e carregado positivamente se encontra envolvido por elétrons de carga negativa.

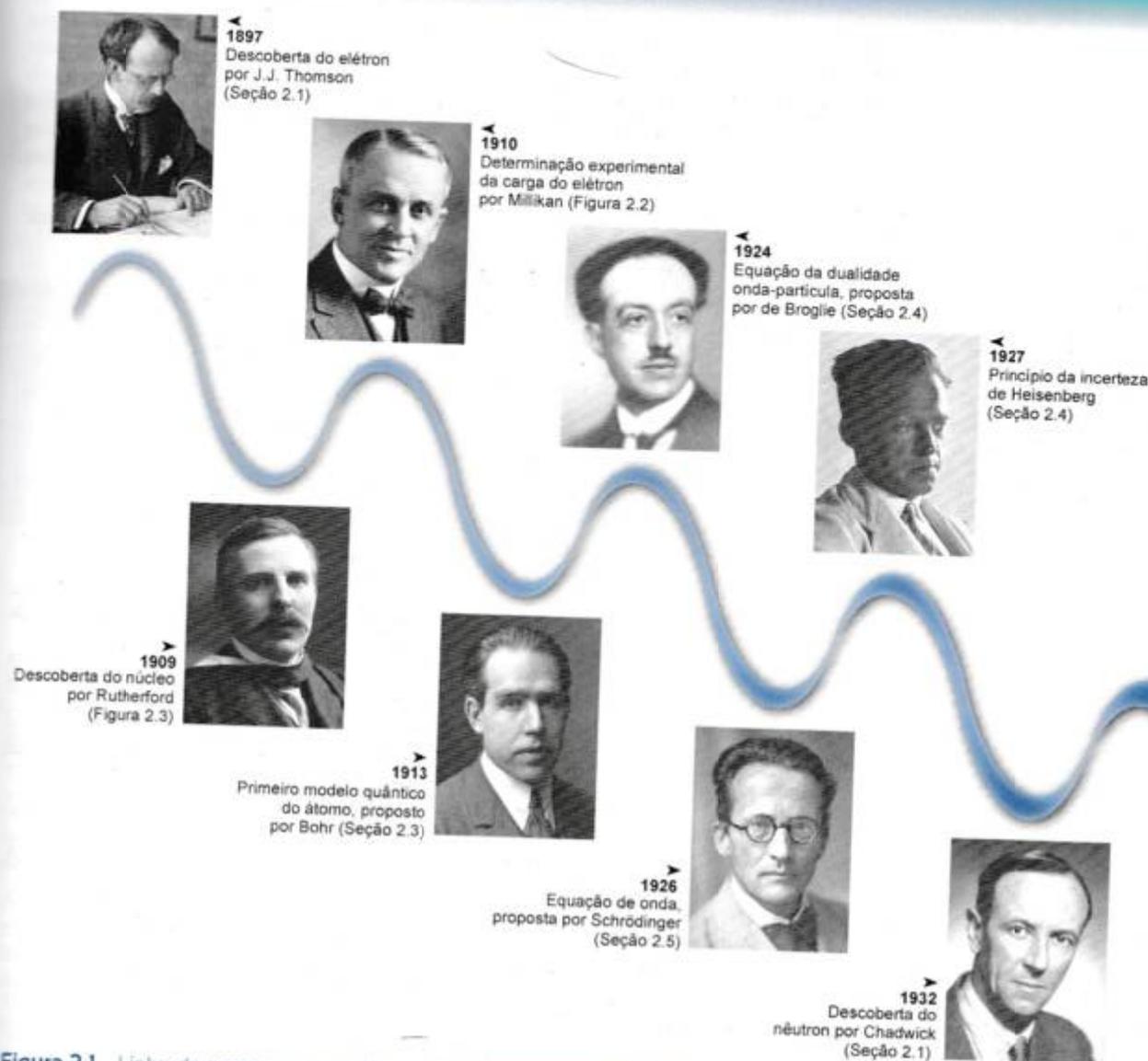


Figura 2.1 Linha do tempo mostrando as etapas mais importantes para o entendimento da estrutura do átomo.

catódicos, ocorre para qualquer tipo de gás, e essas partículas são atualmente denominadas **elétrons**. J. J. Thomson aplicou campos elétricos e magnéticos a esses feixes de elétrons e utilizou o desvio em relação ao movimento linear para determinar a razão entre a carga e a massa dessas partículas.

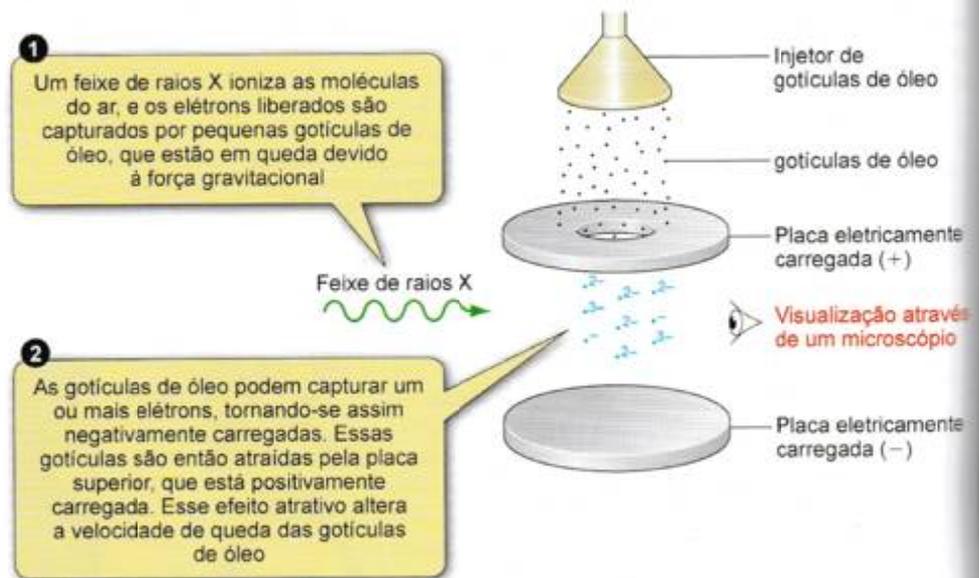
Treze anos depois, o cientista americano Robert Millikan obteve a carga do elétron determinando a velocidade de queda de gotículas de óleo eletricamente carregadas. Um esquema da aparelhagem experimental utilizada é apresentado na Figura 2.2. Uma vez que Thomson tinha determinado anteriormente a razão entre a carga e a massa do elétron, foi possível obter, a partir da determinação de sua carga, a massa do elétron.

Uma vez que os átomos são eletricamente neutros, a comprovação experimental da presença de elétrons em toda a matéria implicou que partículas positivamente carregadas também estão presentes nos átomos. Essas partes dos átomos com carga positiva, denominadas **íons**, apresentam uma massa muito maior do que a massa do elétron. A massa dos íons depende da natureza do gás utilizado nas experiências. O menor valor de massa foi observado para o hidrogênio, e, quando foram usados outros gases, suas massas eram múltiplos do valor obtido para o hidrogênio. Esse resultado indicou que existia uma característica fundamental na natureza da parte carregada positivamente do átomo de hidrogênio, que foi denominada **próton**.

A terceira partícula subatômica, o **nêutron**, foi mais difícil de ser observada. A existência dessa partícula neutra foi prevista a partir da razão entre a carga e a massa de íons, mas a sua observação experimental só ocorreu em 1932. Os nêutrons foram finalmente identificados

O coulomb (simbolizado por C) é a unidade de carga elétrica no SI. Veja a Tabela 1.2.

Figura 2.2 Millikan investigou como a velocidade de queda de gotículas de óleo negativamente carregadas variava em função da carga nas placas. Assim, ele foi capaz de determinar a carga de cada gotícula. Todos os valores encontrados eram múltiplos inteiros de $-1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$, demonstrando assim que esse é o valor da carga de um elétron.



As partículas α são núcleos de átomos de hélio. A emissão de partículas α é discutida na Seção 28.

Tabela 2.1 Propriedades das partículas subatômicas

| | Massa/kg | Massa relativa | Carga/C | Carga relativa |
|------------|--------------------------|----------------|--------------------------|----------------|
| Elétron, e | $9,1094 \times 10^{-31}$ | 1 | $-1,602 \times 10^{-19}$ | -1 |
| Próton, p | $1,6726 \times 10^{-27}$ | 1836 | $+1,602 \times 10^{-19}$ | +1 |
| Nêutron, n | $1,6749 \times 10^{-27}$ | 1839 | 0 | 0 |

por James Chadwick como as partículas emitidas após o bombardeio de átomos de berílio ou boro com partículas α , que são partículas carregadas positivamente e que agora sabemos serem constituídas por dois prótons e dois nêutrons. As propriedades do elétron, do próton e do nêutron são apresentadas na Tabela 2.1.

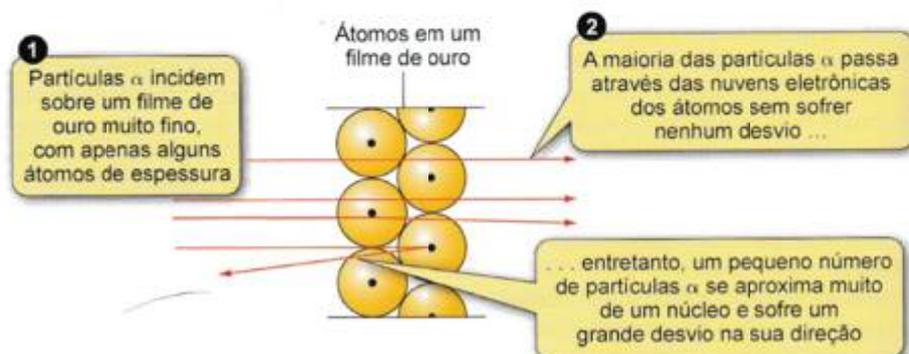
As primeiras ideias sobre a estrutura atômica

Embora os cientistas tivessem a compreensão de que os átomos eram constituídos por partículas mais elementares, eles não tinham nenhuma ideia de como essas partículas estavam distribuídas no interior dos átomos. A primeira observação dessa distribuição foi obtida pelo cientista neozelandês Ernest Rutherford.

Rutherford, na época trabalhando em Manchester, pediu para dois de seus colaboradores – Hans Geiger e Ernest Marsden – para bombardear com partículas α um filme metálico muito fino, com apenas alguns átomos de espessura. A Figura 2.3 mostra uma representação esquemática dessa experiência. A maioria das partículas carregadas positivamente passou através do filme sofrendo apenas um pequeno desvio. Entretanto, uma pequeníssima fração das partículas – cerca de uma em cada 20.000 partículas – foi desviada de um ângulo maior que 90° , e algumas dessas partículas foram refletidas, retornando no sentido oposto ao do feixe incidente.

Esse resultado foi surpreendente, pois antes da realização dessa experiência a maioria dos cientistas acreditava que a estrutura do átomo era formada por uma esfera carregada posi-

Figura 2.3 A maioria das partículas α que apresentam carga positiva passa através de um filme metálico sem praticamente nenhuma mudança na sua direção. Entretanto, cerca de uma em cada 20.000 partículas sofre um desvio de um ângulo muito grande devido às interações repulsivas com os núcleos que têm carga positiva. O número infimo de partículas desviadas indica que o tamanho do núcleo é muito menor do que o tamanho do átomo.



vamente incrustada de elétrons de carga negativa. Esse modelo de estrutura atômica era, às vezes, denominado “modelo do pudim de passas”. Os resultados experimentais não estavam de acordo com esse modelo. Ao contrário, os resultados experimentais indicaram para Rutherford que a estrutura do átomo consistia em uma região central carregada positivamente muito pequena e densa, envolta por uma região de grande volume, praticamente vazia, ocupada pelos elétrons. Rutherford denominou **núcleo** essa região central de carga positiva. Sabemos atualmente que o núcleo contém prótons e nêutrons, mantidos juntos pela força nuclear forte. Essa força se sobrepõe à repulsão elétrica entre os prótons que têm carga positiva.

➔ A estrutura atômica proposta pelos experimentos de Rutherford é apresentada na Figura 1.6.



Resumo

- A teoria atômica de Dalton, desenvolvida no início dos anos 1800, explicou a lei da conservação da massa e por que os reagentes se combinam sempre com a mesma razão entre as suas massas.
- A primeira comprovação experimental da estrutura interna dos átomos foi obtida no início do século XX. As experiências realizadas levaram à proposição de um modelo do átomo consistindo em um núcleo carregado positivamente, denso e muito pequeno, envolvido pelos elétrons.

2.2 A radiação eletromagnética e quantização

Uma das melhores maneiras de se investigar a estrutura atômica consiste no estudo da interação dos átomos com a radiação eletromagnética. Os átomos podem absorver, ou ser forçados a emitir, radiação eletromagnética. O estudo dessa absorção ou emissão é chamado de **espectroscopia**. A **espectroscopia atômica** permitiu avanços muito importantes no estudo da estrutura dos átomos. Antes de estudarmos essas técnicas, é importante entender a natureza da radiação eletromagnética.

A radiação eletromagnética

A **radiação eletromagnética** é uma forma de energia constituída por um campo elétrico e um campo magnético oscilatórios. Essas oscilações se propagam pelo espaço com uma velocidade c igual a $2,998 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$, conhecida como **velocidade da luz**. Luz visível, ondas de rádio, micro-ondas e raios X são formas de radiação eletromagnética. Cada um desses tipos de radiação eletromagnética tem um **comprimento de onda** característico, λ . O comprimento de onda está relacionado com a **frequência**, ν , pela Equação 2.1

$$c = \lambda \nu \quad (2.1)$$

O comprimento de onda, a frequência e a amplitude de uma onda estão mostrados na Figura 2.4.

➔ A **espectroscopia atômica** fornece informações sobre a estrutura dos átomos. A absorção e a emissão de radiação pelas moléculas, a **espectroscopia molecular**, são estudadas nos Capítulos 11 e 13.

i **Símbolos gregos**
 λ lambda (comprimento da onda)
 ν ni (frequência)

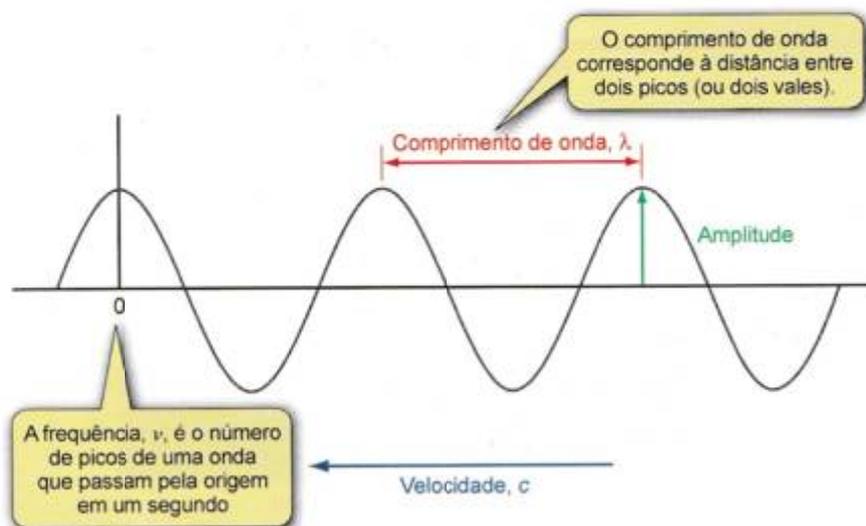


Figura 2.4 Quando uma onda se propaga com a velocidade c , a frequência, ν , é igual ao número de picos da onda (pontos de máximo) que passam pela origem (0) por segundo.

i $1 \text{ s}^{-1} = 1 \text{ Hz}$

Encontram-se na Seção 1.2 informações relativas à utilização e à conversão de unidades.

Σ Uma discussão de como rearrumar equações é apresentada em Ferramentas Matemáticas FM2.

O comprimento de onda é normalmente expresso em metros (m), ou nm para radiações na faixa do espectro visível. A frequência é expressa em s^{-1} . Essa unidade é tão comum que tem seu próprio nome e símbolo, **hertz (Hz)**.

Exemplo resolvido 2.1 Conversão entre comprimento de onda e frequência

A Rádio 5Live da Inglaterra transmite em 909 kHz. Qual é o comprimento de onda correspondente?

Estratégia

Utilize a Equação 2.1, $c = \lambda\nu$, e manipule a equação de modo a calcular λ . Lembre-se de converter a frequência de kHz para Hz (s^{-1}). O valor de λ será obtido em metros.

Solução

Manipula-se a Equação 2.1 pela divisão dos dois lados por ν

$$\begin{aligned}\lambda &= \frac{c}{\nu} \\ c &= 2,998 \times 10^8 \text{ m s}^{-1} \\ \nu &= 909 \text{ kHz} = 909 \times 10^3 \text{ Hz} = 909 \times 10^3 \text{ s}^{-1}\end{aligned}$$

Substituindo os valores numéricos na equação

$$\begin{aligned}\lambda &= \frac{2,998 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{909 \times 10^3 \text{ s}^{-1}} \\ &= 330 \text{ m}\end{aligned}$$

Questão proposta

Qual é o comprimento de onda da luz vermelha com comprimento de onda de 680 nm?

Os diferentes tipos de radiação eletromagnética constituem o **espectro eletromagnético** mostrado na Figura 2.5. A visão dos seres humanos é sensível apenas a uma faixa relativamente pequena de comprimentos de onda, de modo que a luz visível corresponde somente à parcela do espectro eletromagnético com comprimentos de onda entre aproximadamente 390 nm e 740 nm (veja a Tabela 2.2). A cor da luz visível depende de seu comprimento de

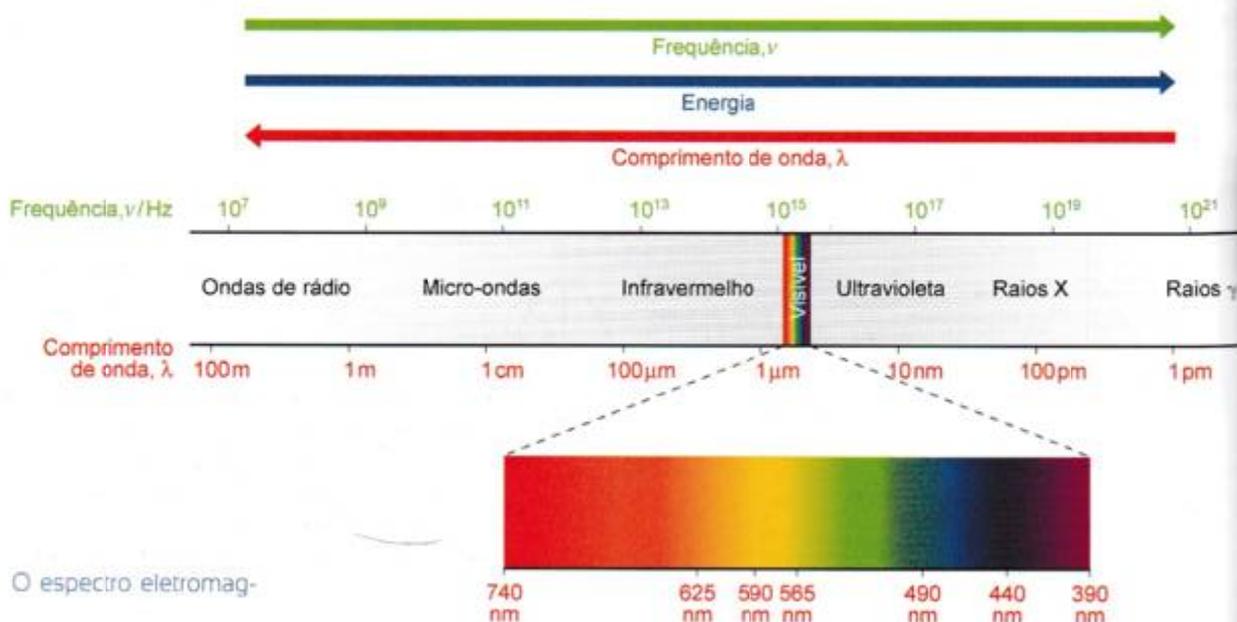


Figura 2.5 O espectro eletromagnético.

Tabela 2.2 As cores da luz visível

| Cor | Faixa de comprimento de onda/nm |
|----------|---------------------------------|
| Vermelho | 740–625 |
| Laranja | 625–590 |
| Amarelo | 590–565 |
| Verde | 565–490 |
| Azul | 490–440 |
| Violeta | 440–390 |

onda, com o vermelho na extremidade superior da faixa de comprimentos de onda (baixa frequência) e o violeta na extremidade inferior (alta frequência).

O conceito de radiação eletromagnética é tão utilizado na física e na química que é comumente chamado apenas de radiação. Assim, por exemplo, radiação infravermelha corresponde à radiação eletromagnética da região do infravermelho do espectro eletromagnético.

A maioria das regiões do espectro eletromagnético tem utilização na química, permitindo obter informações sobre diferentes tipos de processos atômicos e moleculares. Algumas das aplicações mais importantes estão listadas na Tabela 2.3. Discutiremos muitas dessas técnicas espectroscópicas em capítulos posteriores.

i Prefixos do SI mais utilizados

| | | |
|-------|-------|------------|
| p | pico | 10^{-12} |
| n | nano | 10^{-9} |
| μ | micro | 10^{-6} |
| m | mili | 10^{-3} |
| c | centi | 10^{-2} |
| d | deci | 10^{-1} |
| k | quilo | 10^3 |
| M | mega | 10^6 |
| G | giga | 10^9 |
| T | tera | 10^{12} |

i Não confunda radiação eletromagnética com radiação ionizante, que é emitida por certas substâncias sob a forma de partículas α e β . A radiação ionizante (radioatividade) é discutida na Seção 2.8.



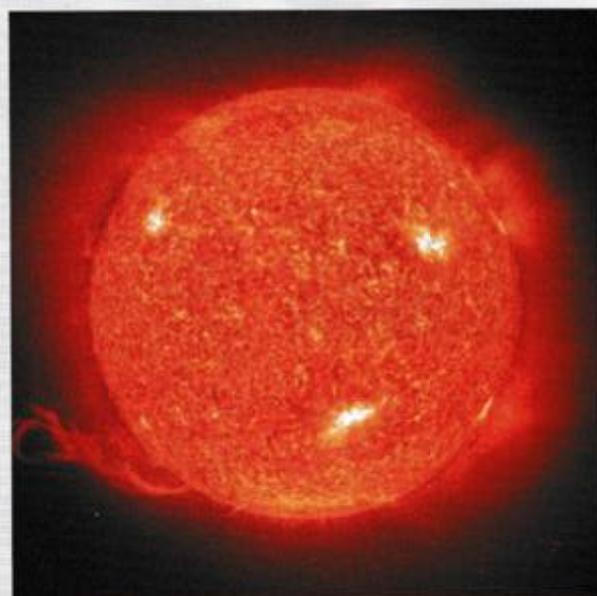
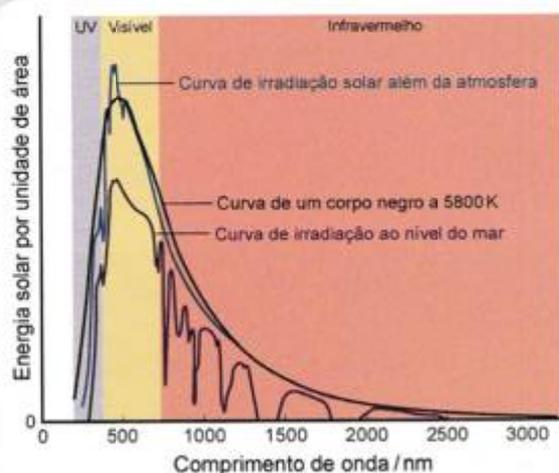
Boxe 2.1 A radiação solar

Como podemos determinar a temperatura do Sol?

Quando um objeto é aquecido, ele se torna rubro e emite luz vermelha. Quando aumentamos ainda mais a sua temperatura, a sua cor muda, sucessivamente, para laranja, amarelo, branco e, por fim, azul. A radiação emitida é denominada "radiação de corpo negro", e o seu espectro depende da temperatura do corpo.

Uma imagem do Sol obtida pelo telescópio *Extreme Ultraviolet Imaging SOHO*. ➤

▼ Curva de irradiação solar na parte superior da atmosfera terrestre e ao nível do mar, junto com uma curva de radiação do "corpo negro" a 5800 K. *Atmosphere Climate: An Earth System Perspective*, Thomas E. Graedel e Paul J. Crutzen © 1993 W. H. Freeman and Company. Utilizado com permissão.



O espectro da luz solar mostra como a intensidade da radiação solar varia com o comprimento de onda. Utilizando a intensidade máxima correspondente ao comprimento de onda de aproximadamente 500 nm, os cientistas calcularam a temperatura da superfície solar como sendo de 5780 K. Essa é a temperatura da fotosfera, a região do Sol que emite luz.

O gráfico visto a seguir apresenta o espectro da luz solar na borda superior da atmosfera terrestre, o espectro da luz solar ao nível do mar e o espectro da radiação do corpo negro a 5800 K. Cerca de 10% da energia da radiação solar corresponde à radiação ultravioleta, 45% à luz visível e 45% à radiação infravermelha. A radiação infravermelha tem comprimento de onda maior do que





740 nm, e é sentida sob a forma de calor. A radiação ultravioleta tem um comprimento de onda menor do que 390 nm, e é responsável pelas queimaduras e pelos cânceres de pele.

O espectro eletromagnético da luz solar que atinge a superfície terrestre difere do espectro da luz emitida pelo sol devido à absorção de parte da radiação pela atmosfera. A radiação ultravioleta é absorvida na estratosfera (atmosfera superior) pelo ozônio (O_3) e pelo O_2 . O mecanismo desse fenômeno e o efeito

dos clorofluorcarbonos (CFCs) sobre o ozônio são discutidos no Boxe 27.6. A radiação infravermelha é absorvida na troposfera (atmosfera inferior) pelos gases responsáveis pelo efeito estufa, como o CO_2 e H_2O . Esse assunto é discutido no Boxe 27.2.

Questão

Por que o Sol parece amarelo?



A Quantização e a "catástrofe do ultravioleta"

Quando a física clássica foi utilizada para explicar a emissão de um "corpo negro", surgiu um problema. Ela conseguiu prever com sucesso a emissão em baixas frequências, porém errou grosseiramente ao superestimar as emissões em altas frequências. Esse resultado é conhecido como a "catástrofe do ultravioleta". Planck propôs o conceito de quantização para solucionar esse problema.

Quantização

Na seção anterior, a radiação eletromagnética foi considerada uma onda, com um determinado comprimento de onda e frequência. Em algumas situações, o comportamento da luz pode ser mais facilmente explicado se considerarmos a luz não como onda, mas como partícula. Em 1900, o físico alemão Max Planck propôs que a radiação eletromagnética só poderia ser emitida ou absorvida em pacotes, ou **quanta**, de radiação, que mais tarde foram denominados **fótons**. A energia de um fóton é proporcional a sua frequência (Equação 2.2)

$$E = h\nu \quad (2.2)$$

em que h é a constante de Planck, e vale $6,626 \times 10^{-34}$ Js.

Veja a Figura 2.5. A radiação ultravioleta tem uma frequência maior do que a luz visível. Como a energia de um fóton é proporcional a sua frequência, cada fóton do ultravioleta tem mais energia de que um fóton da luz visível. Isso explica por que a radiação ultravioleta emitida pelo sol é mais nociva que a radiação visível.

Tabela 2.3 Exemplos de técnicas espectroscópicas

| Radiação eletromagnética utilizada | Tipo de espectroscopia | Transição envolvida | Seção |
|------------------------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------------------------|----------------------------|
| Ondas de rádio | Ressonância magnética nuclear (RMN) | Entre estados de spin nuclear em um campo magnético | 11.7, 13.3 |
| Micro-ondas | Ressonância de spin eletrônico (ESR) | Entre estados de spin eletrônico em um campo magnético | Boxe 2.6, 11.7 |
| Micro-ondas | Rotacional | Entre estados rotacionais moleculares | 11.4 |
| Infravermelho | Infravermelho (IV) | Entre estados vibracionais moleculares | 11.5, 13.2 |
| Visível, ultravioleta | Ultravioleta-visível (UV-VIS) | Entre níveis de energia eletrônica molecular | 11.6, 12.4, 28.6 |
| Infravermelho, visível, ultravioleta e raios X | Atômica | Entre níveis de energia eletrônica atômica | 2.3, Boxes 2.2 e 2.3, 12.5 |

Exemplo resolvido 2.2 A conversão da frequência em energia

Qual é a energia de um mol de fótons de ondas de rádio de frequência de 909 kHz?

Estratégia

Utilize a Equação 2.2 para calcular a energia de um fóton. Multiplique o valor obtido pelo número de Avogadro para determinar a energia de um mol de fótons. (O número de qualquer entidade em um mol é dado pelo número de Avogadro, N_A , veja a Seção 1.3.)

Solução

Utilize a Equação 2.2

$$E = h\nu \quad (\text{a constante de Planck } h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J s}) \quad (2.2)$$

Converta, primeiramente, a frequência do fóton de kHz para Hz (s^{-1})

$$909 \text{ kHz} = 909 \times 10^3 \text{ s}^{-1}$$

A seguir, substitua esse valor na Equação 2.2

$$E = (6,626 \times 10^{-34} \text{ J s}) \times (909 \times 10^3 \text{ s}^{-1}) = 6,023 \times 10^{-28} \text{ J}$$

Essa é a energia de um fóton.

Multiplique esse valor pelo número de Avogadro ($N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$) para determinar a energia de um mol de fótons. Assim,

$$\begin{aligned} E &= (6,023 \times 10^{-28} \text{ J}) \times (6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}) \\ &= 3,63 \times 10^{-4} \text{ J mol}^{-1} \end{aligned}$$

Questão proposta

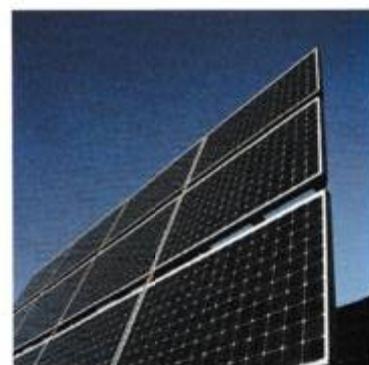
Qual é a energia de um mol de fótons de luz vermelha com comprimento de onda de 680 nm?

A teoria quântica nos permite interpretar um raio de luz como um fluxo de fótons, com a sua energia relacionada à frequência da radiação eletromagnética e a sua intensidade relacionada ao número de fótons presentes. Uma boa evidência para essa abordagem vem do efeito fotoelétrico.

O efeito fotoelétrico

Sabe-se que quando a radiação ultravioleta atinge uma superfície metálica ocorre a emissão de elétrons. Esse é o chamado **efeito fotoelétrico** (Figura 2.6). Os elétrons são emitidos somente quando a frequência da radiação ultravioleta é superior a uma frequência mínima, denominada frequência de corte, que é específica para cada tipo de metal. Entretanto, uma vez ultrapassada a frequência de corte, ocorre a emissão de elétrons, independentemente da intensidade da radiação, embora mais elétrons sejam emitidos quanto maior for a intensidade da radiação. Essas observações experimentais não podem ser explicadas através da mecânica clássica.

Albert Einstein, em 1905, explicou o efeito fotoelétrico utilizando uma abordagem quântica. Einstein considerou que os elétrons só podem ser emitidos por uma superfície quando os fótons incidentes forem capazes de transmitir um valor mínimo de energia para os átomos da superfície metálica. Se um fóton não tiver energia suficiente, um elétron não será emitido, qualquer que seja a intensidade da radiação, uma vez que cada fóton individualmente



Células solares têm o seu funcionamento baseado em uma variante do efeito fotoelétrico. Nesse caso, o fóton não causa a emissão de um elétron do átomo, mas provoca a excitação desse elétron para uma "banda de condução" de maior energia. A teoria de bandas é discutida na Seção 5.3.

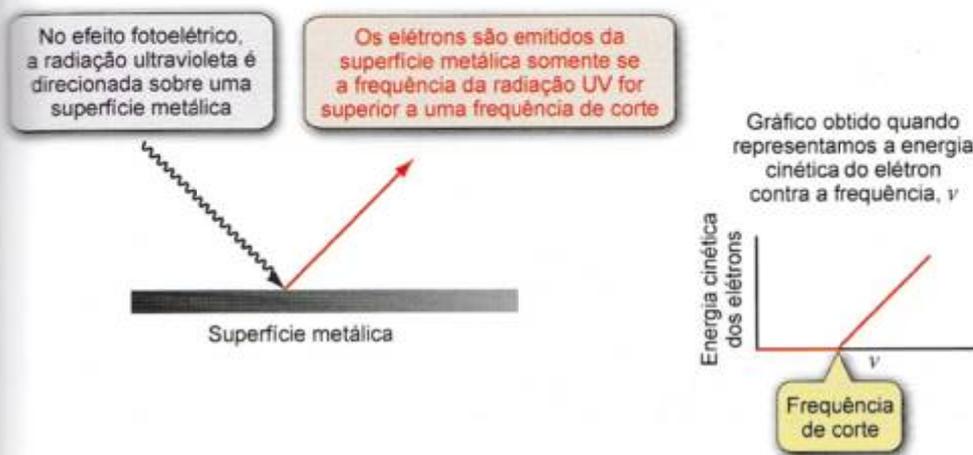


Figura 2.6 Efeito fotoelétrico. A frequência de corte da radiação incidente é característica do metal.


Símbolos gregos
 Φ ϕ (maiúsculo)
(função trabalho)

A energia cinética E_c é introduzida na Seção 1.6.

não possui energia necessária para causar a emissão do elétron. Essas ideias são resumidas na Equação 2.3.

$$h\nu = \Phi + E_c \quad (2.3)$$

em que Φ representa o valor mínimo de energia necessário para remover um elétron, denominado **função trabalho**, e E_c representa a energia cinética do elétron emitido.

Exemplo resolvido 2.3 O efeito fotoelétrico

Quando o sódio é bombardeado com luz ultravioleta de comprimento de onda de 475 nm, ocorre a emissão de elétrons com energia cinética de $30,0 \text{ kJ mol}^{-1}$. Qual é o valor da função trabalho do sódio (em J)?

Estratégia

Utilize a Equação 2.3 para determinar a função trabalho Φ

$$h\nu = \Phi + E_c \quad (2.3)$$

A Equação 2.3 é válida para um único fóton, assim o valor da energia cinética fornecido tem que ser convertido de uma grandeza molar, ou por mol, para um valor por elétron.

Solução

Inicialmente, converta λ em ν utilizando a Equação 2.1

$$\begin{aligned} c &= \lambda\nu \\ \nu &= \frac{c}{\lambda} = \frac{2,998 \times 10^8 \cancel{\text{m}} \cancel{\text{s}^{-1}}}{475 \times 10^{-9} \cancel{\text{m}}} \\ &= 6,31 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} \end{aligned} \quad (2.1)$$

Determine agora, $h\nu$ para um único fóton

$$\begin{aligned} E &= h\nu \\ &= (6,626 \times 10^{-34} \cancel{\text{J}} \cancel{\text{s}}) \times (6,31 \times 10^{14} \cancel{\text{s}^{-1}}) \\ &= 4,18 \times 10^{-19} \text{ J} \end{aligned}$$

Divida, agora, o valor da energia cinética de um mol de elétrons pelo número de Avogadro, obtendo assim a energia cinética de um único elétron.

$$\begin{aligned} E_c &= \frac{30,0 \times 10^3 \cancel{\text{J mol}^{-1}}}{6,022 \times 10^{23} \cancel{\text{mol}^{-1}}} \\ &= 4,98 \times 10^{-20} \text{ J} \end{aligned}$$

Reescreva a Equação 2.3 para calcular Φ

$$\Phi = h\nu - E_c$$

Assim,

$$\begin{aligned} \Phi &= (4,18 \times 10^{-19} \text{ J}) - (4,98 \times 10^{-20} \text{ J}) \\ &= 3,68 \times 10^{-19} \text{ J} \end{aligned}$$

Questão proposta

Calcule a energia cinética dos elétrons emitidos (em kJ mol^{-1}) se uma radiação ultravioleta de comprimento de onda de 450 nm é utilizada nessa experiência.

A dualidade onda-partícula da luz

O efeito fotoelétrico demonstra como a radiação eletromagnética pode se comportar como partículas. Entretanto, também há extensa comprovação experimental, por exemplo, o fenômeno da difração, de que a radiação eletromagnética se comporta como uma onda. Thomas Young, no início do século XIX, demonstrou que, quando a luz passa duas fendas muito próximas, como mostrado na Figura 2.7, cada fenda produz uma onda circular, e essas ondas interferem entre si, gerando um padrão de difração que se caracteriza por uma série de linhas claras e escuras.

Quando o pico da primeira onda coincide com o pico da segunda onda, ocorre uma **interferência construtiva**. Nesse caso, as amplitudes das duas ondas se somam, como mostrado na Figura 2.8(a). De maneira oposta, quando o pico da primeira onda coincide com o vale da segunda onda, ocorre uma **interferência destrutiva**, e as duas ondas se cancelam, como mostrado na Figura 2.8(b). O conjunto de linhas na Figura 2.7 é o resultado das interferências construtivas e destrutivas das duas ondas circulares produzidas pelas fendas.

Assim, algumas experiências fornecem evidências da natureza ondulatória da luz, enquanto outras experiências evidenciam que a luz poderia ser formada de partículas. Assim, podemos caracterizar a luz como tendo uma **dualidade onda-partícula**. A dualidade onda-partícula da luz não é um conceito intuitivo, mas constitui um dos fundamentos da ciência moderna. Interpretamos a luz como ondas ou como partículas, dependendo da conveniência.

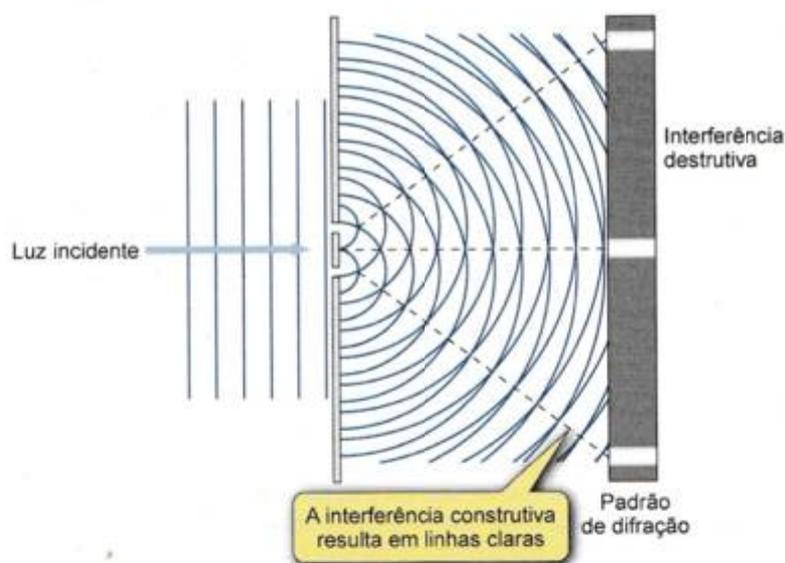


Figura 2.7 Uma dupla fenda e o padrão de difração observado. As linhas azuis representam os picos das ondas. Quando as ondas passam através de duas fendas muito próximas, cada uma das fendas gera uma onda circular. Essas ondas sofrem interferência entre si. Quando ocorre uma interferência construtiva, observam-se linhas claras no anteparo atrás das fendas.

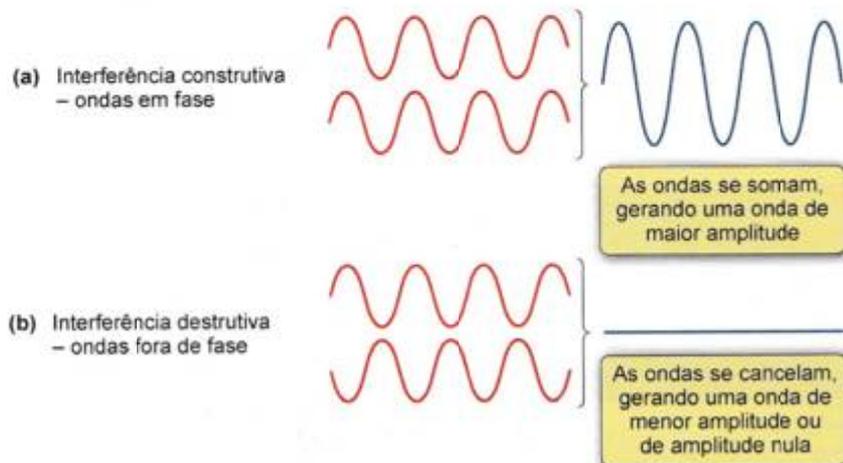


Figura 2.8 (a) Interferência construtiva (ondas em fase) e (b) interferência destrutiva (ondas fora de fase).



Resumo

- A radiação eletromagnética é uma forma de energia, consistindo em um campo elétrico e um campo magnético oscilantes, que se deslocam na velocidade da luz, c .
- A radiação eletromagnética pode ser quantizada sob a forma de fótons. A energia de um fóton é dada por $E = h\nu$.
- Em algumas circunstâncias, a radiação eletromagnética se comporta como uma onda, enquanto em outras ela se comporta como partículas.



A cachoeira Shogafoss na Islândia tem o seu próprio arco-íris. As gotículas de água na névoa formada pela queda d'água constituem-se em minúsculos prismas, separando a luz branca nas diferentes cores que a constituem.

Σ O símbolo " \propto " na Equação 2.5 significa "proporcional a". Duas grandezas são proporcionais quando ao se variar uma delas a outra também varia de uma forma correspondente. Veja Ferramentas Matemáticas FMI.

2.3 O espectro atômico e o átomo de Bohr

A estrutura eletrônica dos átomos pode ser estudada através da maneira como eles interagem com a radiação eletromagnética. Um átomo pode emitir ou absorver a radiação eletromagnética apenas para algumas frequências. Esse fato implica que apenas certos valores de energia eletrônica são possíveis para um dado tipo de átomo. Nesta seção, vamos estudar como o espectro atômico do hidrogênio fornece informações sobre a sua estrutura eletrônica e como o modelo atômico de Bohr foi desenvolvido para explicar essas observações experimentais.

O espectro atômico

Quando a luz atravessa um prisma, ela se divide nas cores em que é formada. O padrão obtido é denominado **espectro contínuo**. Esse espectro contém uma distribuição contínua de todas as frequências. Um espectro contínuo é apresentado na Figura 2.9(a).

Quando uma faísca ou uma descarga elétrica atravessa uma amostra de hidrogênio gasoso, ocorre a emissão de luz. A descarga elétrica provoca a transformação das moléculas do gás em átomos e também fornece energia para os elétrons que existem nesses átomos. Os átomos liberam essa energia sob a forma de radiação eletromagnética, parte dela na região do espectro visível. Quando a luz emitida passa através de um prisma, o espectro resultante é muito diferente daquele obtido para a luz branca. Em vez de um espectro contínuo, somente são observadas determinadas frequências características (veja a Figura 2.9(b)).

Como cada frequência corresponde a um determinado valor de energia, a forma desse espectro implica que o átomo somente pode perder energia em determinadas quantidades constantes. Assim, podemos concluir que os elétrons em um átomo de hidrogênio só podem existir em determinados **níveis de energia**. Ou seja, a energia eletrônica de um átomo é **quantizada**. As linhas obtidas no espectro correspondem às transições entre os níveis de energia, como mostrado na Equação 2.4

$$h\nu = E_2 - E_1 \quad (2.4)$$

em que E_1 representa o nível de menor energia e E_2 corresponde ao nível de energia maior. Assim, ao examinarmos as frequências das linhas espectrais podemos determinar as diferenças de energia entre os níveis de energia de um átomo. Os níveis de energia correspondentes ao espectro atômico do hidrogênio são apresentados na Figura 2.10. Cada transição corresponde a uma linha do espectro.

A primeira pessoa a identificar um padrão no espectro atômico do hidrogênio foi o matemático suíço Johann Balmer. Ele demonstrou que as frequências das linhas na região do visível do espectro eletromagnético seguem a expressão vista na Equação 2.5.

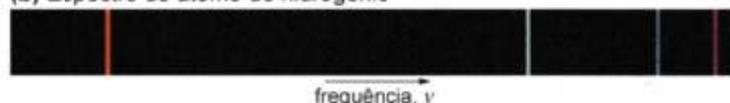
$$\nu \propto \frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \quad n = 3, 4, 5, \dots \quad (2.5)$$

(a) Espectro contínuo



Em um espectro contínuo, todas as frequências são emitidas

(b) Espectro do átomo de hidrogênio



Em um espectro atômico, somente frequências discretas são emitidas. Cada elemento químico possui um espectro distinto e característico

Figura 2.9 (a) O espectro contínuo da luz branca e (b) o espectro do átomo de hidrogênio.

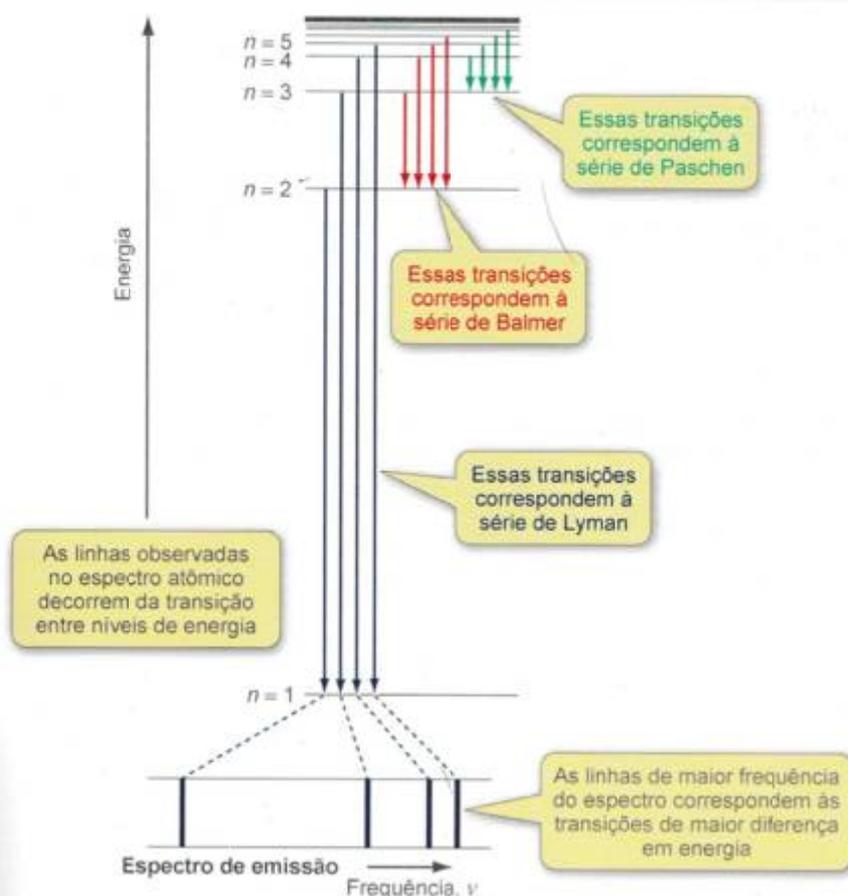


Figura 2.10 Os níveis de energia do átomo de hidrogênio e as transições entre eles. Cada transição corresponde a uma linha no espectro de emissão atômico do hidrogênio. A diferença de energia entre dois níveis é igual à energia da linha espectral resultante. A parte do espectro de emissão que é mostrada corresponde à série de Lyman, na região do ultravioleta, que resulta das transições para o nível de energia $n = 1$.

Essas linhas são atualmente denominadas **série de Balmer**. Com o aumento do valor de n , as frequências das linhas espectrais se aproximam. Esse comportamento representa adequadamente o espectro obtido experimentalmente no qual também se observa que as linhas se aproximam. O número inteiro n é utilizado para indicar os níveis de energia (veja a Figura 2.10).

Outras séries de linhas espectrais foram descobertas posteriormente, nas regiões do ultravioleta e do infravermelho do espectro eletromagnético. O cientista sueco Johannes Rydberg demonstrou que as frequências de todas as linhas do espectro do átomo de hidrogênio são dadas pela Equação 2.6

$$\nu = R_H \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad \text{Equação de Rydberg} \quad (2.6)$$

em que n_1 e n_2 são números inteiros, $n_2 > n_1$, e R_H é a constante de Rydberg, que tem o valor de $3,29 \times 10^{15}$ Hz. Para $n_1 = 1$, as transições obtidas correspondem à série de **Lyman**, observada na região do ultravioleta. Para $n_1 = 2$, essa equação fornece a expressão obtida por Balmer, e descreve as linhas da região do visível. Para valores maiores de n_1 , obtêm-se transições na região infravermelha do espectro eletromagnético. Informações sobre as cinco primeiras séries de linhas espectrais são apresentadas na Tabela 2.4.

Tabela 2.4 O espectro atômico do hidrogênio

| Série | Região do espectro eletromagnético | n_1 | n_2 |
|----------|------------------------------------|-------|--------------|
| Lyman | Ultravioleta | 1 | 2, 3, 4, ... |
| Balmer | Visível | 2 | 3, 4, 5, ... |
| Paschen | Infravermelho | 3 | 4, 5, 6, ... |
| Brackett | Infravermelho | 4 | 5, 6, 7, ... |
| Pfund | Infravermelho | 5 | 6, 7, 8, ... |

BIBLIOTECA
INSTITUTO DE QUÍMICA
Universidade de São Paulo

i A Equação 2.6 é um exemplo de uma expressão **empírica**, pois foi obtida através de observações experimentais e não por uma formulação teórica.

Exemplo resolvido 2.4 O espectro atômico do hidrogênio

Para a série de Paschen de linhas espectrais, $n_1 = 3$ e a série se localiza na região do infravermelho do espectro eletromagnético. Quais são as frequências das três primeiras linhas dessa série?

Estratégia

Utilize a equação de Rydberg, Equação 2.6

$$\nu = R_H \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad (R_H = 3,29 \times 10^{15} \text{ Hz}, n_1 = 3) \quad (2.6)$$

n_2 tem que ser maior do que n_1 , assim, para as três primeiras linhas da série, temos: $n_2 = 4$, 5 e 6.

Solução

Para a primeira linha temos

$$\begin{aligned} \nu &= R_H \left[\frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2} \right] = R_H \left[\frac{1}{9} - \frac{1}{16} \right] \\ &= R_H \times 0,0486 \\ &= 1,60 \times 10^{14} \text{ Hz} \end{aligned}$$

Para a segunda linha,

$$\begin{aligned} \nu &= R_H \left[\frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2} \right] = R_H \left[\frac{1}{9} - \frac{1}{25} \right] \\ &= R_H \times 0,0711 \\ &= 2,34 \times 10^{14} \text{ Hz} \end{aligned}$$

Para a terceira linha,

$$\begin{aligned} \nu &= R_H \left[\frac{1}{3^2} - \frac{1}{6^2} \right] = R_H \left[\frac{1}{9} - \frac{1}{36} \right] \\ &= R_H \times 0,0833 \\ &= 2,74 \times 10^{14} \text{ Hz} \end{aligned}$$

Questão proposta

Quais são as frequências das três primeiras linhas da série de Brackett, para a qual $n_1 = 4$?

Energias de ionização a partir do espectro atômico

A energia de ionização do hidrogênio é a energia mínima que é necessária para remover inteiramente um elétron de um átomo. O espectro atômico do hidrogênio apresentado na Figura 2.9 mostra que as linhas espectrais em uma determinada série tendem a se aproximar à medida que o valor de n_2 aumenta. As linhas por fim convergem para um contínuo quando $n_2 = \infty$. Nesse caso, o elétron não faz mais parte do átomo. O Exemplo resolvido 2.5 utiliza a Equação 2.6 para calcular a frequência da radiação necessária para remover um elétron completamente. O elétron se encontra, inicialmente, no nível de menor energia possível ($n_1 = 1$). Quando esse elétron é removido do átomo, tem-se $n_2 = \infty$.

 O comportamento periódico das energias de ionização dos elementos químicos é discutido na Seção 2.7.

Exemplo resolvido 2.5 A energia de ionização do hidrogênio

Qual é o valor da energia de ionização do hidrogênio em kJ mol^{-1} ?

Estratégia

Utilize a equação de Rydberg (Equação 2.6) para calcular a frequência da linha que corresponde à transição de $n_1 = 1$ a $n_2 = \infty$ (infinito).

A seguir, utilize a Equação 2.2 para transformar a frequência obtida na energia de transição de um único átomo.

Finalmente, obtenha a energia de transição de um mol de elétrons a partir da energia de transição de um único átomo.

Solução

Utilize a Equação 2.6

$$\nu = R_H \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad (R_H = 3,29 \times 10^{15} \text{ Hz}) \quad (2.6)$$

Como $n_1 = 1$ e $n_2 = \infty$,

$$\nu = R_H \left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right]$$

$$\begin{aligned} \nu &= R_H [1 - 0] = R_H \\ &= 3,29 \times 10^{15} \text{ Hz} \quad (\text{Lembre-se de que } 1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}.) \end{aligned}$$

Utilize a Equação 2.2

$$\begin{aligned} E &= h\nu \quad (h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J s}) \\ &= (6,626 \times 10^{-34} \text{ J s}) \times (3,29 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}) \\ &= 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \\ &= 2,18 \times 10^{-21} \text{ kJ} \end{aligned} \quad (2.2)$$

Essa é a energia necessária para remover completamente um elétron de um átomo. Para um mol de átomos, temos que multiplicá-la pelo número de Avogadro, obtendo o seu valor em kJ mol^{-1} .

$$\begin{aligned} E &= (2,18 \times 10^{-21} \text{ kJ}) \times (6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}) \\ &= 1310 \text{ kJ mol}^{-1} \quad (\text{para 3 algarismos significativos}) \end{aligned}$$

Questão proposta

Qual é a energia de ionização do hidrogênio quando o elétron ocupa o nível $n = 2$?

Os espectros estudados até o momento são exemplos de **espectros de emissão**. Para se obter esse tipo de espectro, os átomos são excitados a um nível eletrônico de maior energia, e, quando retornam para um nível de menor energia, eles liberam energia sob a forma de radiação eletromagnética. Uma vez que apenas algumas frequências são emitidas, o espectro de emissão consiste em linhas claras em um fundo escuro.

Uma maneira alternativa de se estudar as transições consiste na utilização de **espectros de absorção**. Nesse caso, as amostras são irradiadas com um espectro contínuo de radiação eletromagnética. Os fótons com energia correspondente a uma transição entre um estado de menor energia, denominado **estado fundamental**, e um estado de maior energia (um **estado excitado**) são absorvidos. Em um espectro de absorção essas transições aparecem como linhas escuras em um fundo claro. Os espectros de emissão e de absorção para o hidrogênio são apresentados na Figura 2.11. As linhas têm as mesmas frequências em ambos os espectros, pois as transições são entre os mesmos níveis de energia.

O átomo de Bohr

As experiências de espectroscopia atômica comprovam que a energia dos elétrons de um átomo é quantizada. Ou seja, um átomo não pode ter um valor arbitrário qualquer de energia eletrônica – apenas certos valores são possíveis. O primeiro modelo teórico do átomo que permitiu uma explicação dos dados experimentais espectroscópicos foi proposto pelo físico dinamarquês Niels Bohr em 1913.

Bohr sugeriu que no átomo de hidrogênio o elétron gira ao redor do núcleo em uma **órbita** fixa, da mesma forma que os planetas giram ao redor do Sol, e que a energia associada a cada órbita tem um valor constante. Ao absorver energia, o elétron poderia passar de uma



Figura 2.11 (a) Espectro de emissão e (b) espectro de absorção do átomo do hidrogênio. (O espectro de absorção apresentado é para o átomo excitado com $n = 2$. Para o hidrogênio no estado fundamental, o espectro de absorção está na região ultravioleta.)



Boxe 2.2 Iluminando o céu

A pólvora usada nos fogos de artifício é uma mistura contendo um combustível, por exemplo, carvão e enxofre pulverizados, e um agente oxidante, como o perclorato de potássio (clorato de potássio(VII), KClO_4), ou o nitrato de potássio (KNO_3). Os sais de potássio são mais utilizados do que os sais de sódio por serem menos higroscópicos (não absorvem água durante o armazenamento). Além disso, a luz de cor amarela intensa emitida pelo sódio pode interferir com as demais cores.

Metais ou compostos metálicos são adicionados para produzir luzes coloridas quando da explosão da pólvora:

- uma cor branca intensa é obtida pela queima de magnésio, alumínio ou titânio;
- a cor amarela é obtida pela queima de sais de sódio, geralmente Na_2AlF_6 , que não é higroscópico;

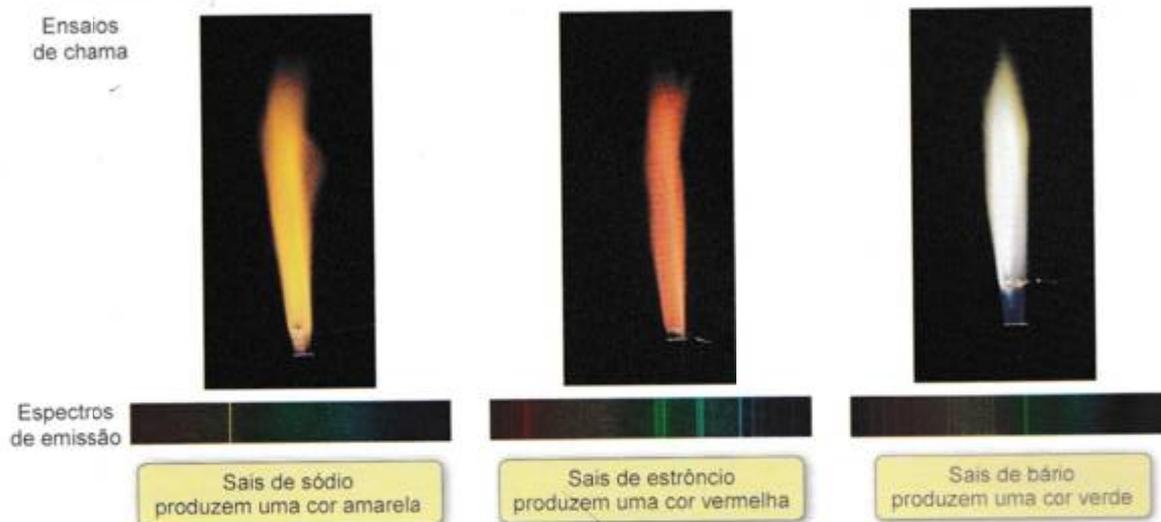
▼ Os metais presentes nos fogos de artifício produzem as diferentes cores.



- a cor vermelha é obtida pela queima de sais de estrôncio, por exemplo, SrCO_3 ;
- a cor verde é obtida pela queima de sais de bário, por exemplo, $\text{Ba(NO}_3)_2$;
- a cor azul é obtida pela queima de sais de cobre, por exemplo, CuCO_3 . A cor azul é a mais difícil de ser produzida.

Pode-se observar as mesmas cores na realização, em laboratório, de ensaios de chama nos sais metálicos. A alta temperatura da chama leva os elétrons dos átomos dos metais a níveis de maior energia. As cores resultam de transições eletrônicas que ocorrem em átomos, ou íons, energeticamente excitados. Quando os elétrons retornam para o estado fundamental, os átomos emitem luz de uma determinada frequência. Os espectros de emissão atômica do sódio, do estrôncio e do bário são apresentados a seguir, assim como as cores obtidas nos ensaios de chama.

A técnica experimental denominada espectroscopia de emissão atômica utiliza esses princípios para analisar os elementos químicos presentes em uma amostra. Por exemplo, uma amostra da água de um rio pode ser analisada para detectar a presença de elementos químicos poluidores, ou a composição de um aço pode ser monitorada durante a sua fabricação. O espectro de cada elemento químico é único e característico, pois cada elemento químico possui diferentes espaçamentos entre os seus níveis atômicos de energia. A intensidade da luz emitida, para uma dada frequência, pode ser medida e é usada para se determinar a concentração do metal na amostra. (A utilização dos espectros atômicos de emissão e de absorção na química analítica é discutida com mais detalhes na Seção 12.5.)



▲ Espectros atômicos de emissão do sódio, do estrôncio e do bário. Também são apresentadas as cores obtidas nos ensaios de chama.

Questão

Por que os átomos excitados só emitem radiação para certos valores de frequência?

dada órbita para uma outra órbita mais afastada do núcleo. Ao emitir energia, o elétron poderia passar de uma dada órbita para uma outra órbita mais próxima do núcleo. Entretanto, apenas certas órbitas seriam permitidas, e o elétron não poderia permanecer na região entre duas órbitas. Essas órbitas, e as transições entre elas, são mostradas na Figura 2.12.

Bohr utilizou a mecânica clássica para obter uma expressão para a energia do elétron no átomo de hidrogênio. Essa expressão é apresentada na Equação 2.7

$$E = -\frac{2\pi^2 m_e e^4}{n^2 h^2} \quad (2.7)$$

em que m_e representa a massa do elétron, e é a carga do elétron e n é um número inteiro a que Bohr denominou **número quântico**. Uma vez que π , m_e , e e h têm valores constantes, pode-se reescrever a Equação 2.7 na forma simplificada da Equação 2.8

$$E = -\frac{k}{n^2} \quad (2.8)$$

e a energia eletrônica fica em função apenas do número quântico n .

Como cada linha do espectro corresponde a uma transição entre dois níveis de energia, essa equação está de acordo com a expressão empírica proposta por Rydberg (Equação 2.6). O estado de menor energia (valor de energia mais negativo) ocorre para $n = 1$. No modelo de Bohr, esse estado corresponde à órbita mais próxima do núcleo. Quando $n = 2$, ou para valores maiores do que 2, o átomo está em um estado excitado.

Apesar do sucesso do modelo proposto para a explicação do espectro do hidrogênio, Bohr não foi capaz de estender a sua aplicação para nenhum outro tipo de átomo. Ainda mais, ele não foi capaz de explicar por que apenas certas órbitas eram permitidas. Na verdade, de acordo com a física clássica, o elétron em órbita deveria emitir radiação eletromagnética e, por fim, colidir com o núcleo. Embora o modelo de Bohr tenha logo se tornado obsoleto, dois conceitos importantes foram mantidos nas teorias posteriores. A quantização dos níveis de energia e o conceito de número quântico se mantiveram como elementos importantes das teorias atômicas atuais. Antes de discutir essas teorias, porém, vale a pena estudarmos mais sobre a natureza dos elétrons, algo que é feito na Seção 2.4.



Embora a quantização da energia não seja um conceito intuitivo proveniente de nossa experiência cotidiana, muitas pessoas têm uma ideia do que seja quantização, embora não estejam familiarizadas com esse nome. No futebol, por exemplo, os placares são quantizados, e os pontos do futebol são os gols. Não é possível marcar uma fração de gol ou ganhar de $\frac{1}{2}$ -1.

Σ Na Equação 2.8, a constante h representa o produto de todas as constantes presentes na Equação 2.7.

i O estado de menor energia é aquele que apresenta o valor de energia mais negativo. Esse estado é denominado **estado fundamental**.

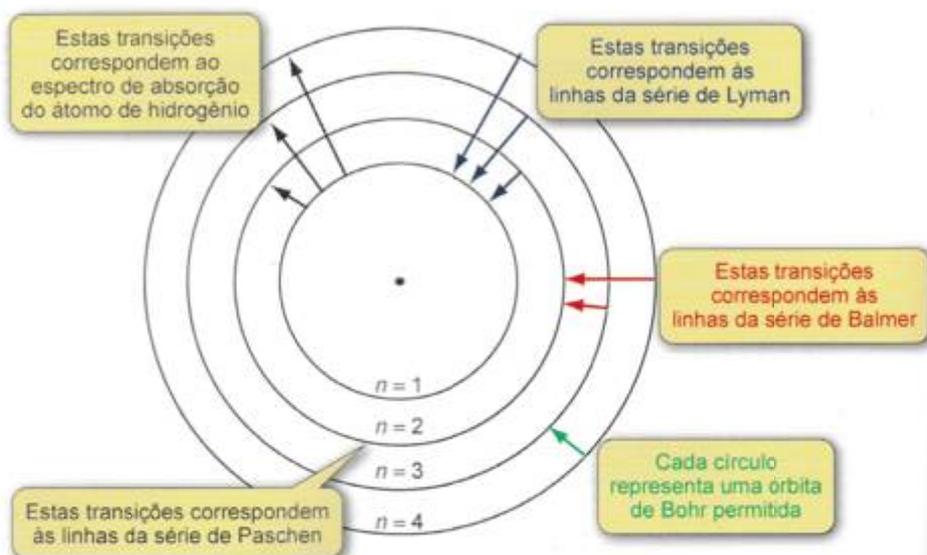


Figura 2.12 O átomo de Bohr. Bohr sugeriu que as transições dos elétrons entre as órbitas produziram o espectro atômico.

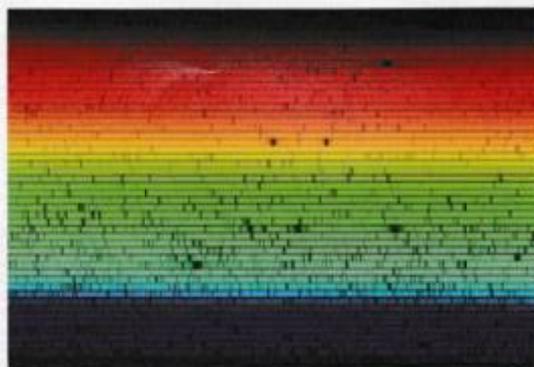


Boxe 2.3 A composição das estrelas

O espectro solar observado não é inteiramente contínuo. Em 1841, o oftalmologista alemão Joseph von Fraunhofer observou linhas escuras no espectro contínuo. Ele observou 600 linhas no espectro visível, mas não conseguiu explicar esse fenômeno.

As linhas observadas por Fraunhofer correspondem ao espectro de absorção dos elementos químicos presentes na atmosfera solar. A luz emitida pela fotosfera solar (ver Boxe 2.1) atravessa uma atmosfera gasosa que absorve certas frequências características. Os elementos químicos presentes nesses gases podem ser identificados pela comparação das linhas de Fraunhofer com os espectros atômicos das espécies químicas conhecidas.

Vários cientistas fizeram determinações experimentais muito precisas do espectro de emissão da luz solar durante o eclipse de 1868. As duas linhas amarelas do sódio foram claramente identificadas. Uma terceira linha, em 588 nm, também era visível,



▲ Luz visível emitida pelo Sol. O menor comprimento de onda (cerca de 400 nm) está localizado no canto inferior esquerdo. O comprimento de onda aumenta da esquerda para a direita, ao longo de cada faixa, e de baixo para cima. As linhas escuras de Fraunhofer são provocadas pela luz emitida sendo absorvida pelos gases presentes na atmosfera solar.

embora não correspondesse ao espectro de nenhum elemento químico conhecido à época. Assim, foi proposto que um novo elemento químico estaria presente nos gases da atmosfera solar. Esse elemento químico foi denominado hélio, tendo como base a palavra grega *helios*, que significa sol. Quase 30 anos depois, o hélio foi descoberto na Terra como um dos produtos resultantes do decaimento radiativo do mineral cleveita.

Quando o astrônomo estadunidense Vesto Slipher estudou a luz proveniente de galáxias distantes, durante a década de 1920, ele descobriu que as posições das linhas do espectro do hidrogênio estavam ligeiramente deslocadas. Essas linhas claramente não se deviam a um novo elemento químico, pois os seus comprimentos de onda apresentavam uma razão constante com os comprimentos de onda da série de Balmer. Todas as linhas tinham comprimentos de onda maiores do que o esperado. Esse aumento dos comprimentos de onda foi denominado *deslocamento para o vermelho*. O deslocamento para o vermelho observado era decorrente do *efeito Doppler* – quando um objeto emitindo luz se afasta do observador, o comprimento



▲ A Galáxia M81 na constelação da Ursa Maior. A luz proveniente dessa galáxia espiral leva 12 milhões de anos para atingir a Terra e apresenta deslocamento para o vermelho.