

O modelo atômico de Bohr

Metas da aula

Introduzir e analisar o modelo atômico de Bohr. Introduzir o conceito de onda e de radiação eletromagnética. Introduzir o conceito de espectro atômico. Relacionar o espectro atômico com a estrutura do átomo. Discutir a necessidade de construir um novo modelo atômico.

objetivos

Espera-se que, após estudar o conteúdo desta aula, você seja capaz de:

- desenvolver uma expressão para energia total num átomo;
- calcular grandezas associadas a ondas;
- discutir a origem do espectro atômico e como ele pode se relacionar com a estrutura do átomo;
- mostrar que por meio de experiências simples podemos obter informações importantes sobre a estrutura dos átomos;
- conceituar espectro atômico e a diferença entre um espectro discreto e um contínuo.

INTRODUÇÃO

Na aula passada, desenvolvemos um modelo de átomo baseado nos resultados de várias experiências realizadas por Geiger e Mardsen. Ao final da aula, recapitulamos os principais resultados obtidos na nossa análise e deixamos no ar a pergunta: *como os elétrons se movem num átomo?*

O MODELO DE BOHR

A primeira tentativa de descrever como os elétrons se movem num átomo foi feita por **NIELS BOHR**, em 1913.

Partindo do modelo atômico de Rutherford, Bohr imaginou que os elétrons se moveriam em trajetórias circulares em torno do núcleo. A **Figura 9.1** é uma representação do modelo de Bohr para o átomo mais simples, o do elemento hidrogênio.

**NIELS HENRIK
DAVID BOHR
(1885-1962)**

Foi um físico dinamarquês cujos trabalhos contribuíram decisivamente para a compreensão da estrutura atômica e da teoria quântica. (Fonte: http://pt.wikipedia.org/wiki/Niels_Bohr)

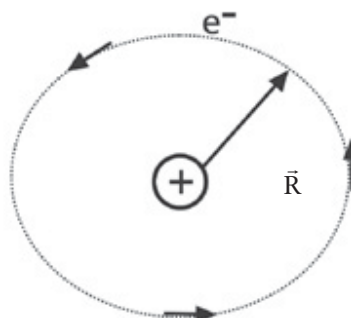


Figura 9.1: Representação do átomo mais simples de acordo com o modelo de Bohr.

A escolha de uma trajetória circular implica que o elétron gire em torno do núcleo a uma distância fixa \bar{R} . Mas *qual seria o valor dessa distância?*

Para determinar o valor de \bar{R} , podemos proceder da seguinte maneira: se o elétron percorre uma trajetória circular, sua *velocidade* tem que estar *mudando constantemente de direção*. Por quê? Muito simples! Pela própria definição de velocidade, $\langle \vec{v} \rangle = \vec{d}/t$, essa grandeza tem a mesma direção e sentido do deslocamento, \vec{d} . Mas, num *movimento circular*, a direção do deslocamento tem de mudar constantemente; em caso contrário, o movimento seria *retilíneo*, isto é, sempre numa mesma direção.

Muito bem; então, a velocidade do elétron está mudando à medida que ele percorre uma trajetória circular em torno do núcleo. Mas o seu valor está aumentando ou diminuindo? Nem uma coisa nem outra.

Vejamos por quê.

Velocidade é uma grandeza *vetorial*. Isso significa que precisamos especificar seu *módulo* (valor numérico e unidade de medida), *direção* e *sentido*, para definir completamente a grandeza. Para alterar a velocidade, basta mudar, por exemplo, sua direção, sem necessariamente aumentar ou diminuir seu *valor* numérico (magnitude).

Acho que concordamos que a velocidade do elétron, na sua trajetória circular, esteja constantemente mudando. Mas, se a sua velocidade está mudando, o elétron está sendo *acelerado*! Não há como mudar a velocidade de qualquer objeto ou partícula sem acelerá-los. Por outro lado, para acelerar qualquer objeto é preciso que haja uma força atuando sobre ele. De acordo com a Segunda Lei de Newton, sabemos que a relação entre a força que atua sobre um corpo de massa m e a aceleração por ela causada vale:

$$\vec{F} = m\vec{a} \quad (1)$$



Para rever os tópicos grandeza vetorial, velocidade, aceleração e Segunda Lei de Newton, volte à Aula 2 – Grandezas, medidas e unidades.

Que força poderia estar atuando sobre o elétron para acelerá-lo de forma a mantê-lo numa trajetória circular em torno do núcleo?

Na Aula 6, falamos sobre a lei de Coulomb e a força de atração ou repulsão entre partículas carregadas. Como elétron e próton têm cargas iguais, mas contrárias, haverá sempre uma força de atração entre essas partículas. Essa força, sempre dirigida na direção do núcleo (força centrípeta), é a responsável pela aceleração do elétron. Seu módulo é dado por

$$F = k \frac{q_e q_p}{R^2} \quad (2)$$

onde q_e e q_p são as cargas do elétron e do próton, respectivamente, e k é uma constante introduzida para que as forças calculadas pelas equações (1) e (2) sejam expressas nas mesmas unidades.

Força centrípeta

No caso do movimento circular, a aceleração está sempre dirigida para o centro da trajetória. No presente caso, átomo de hidrogênio, a aceleração está sempre dirigida para o núcleo do átomo. Como, pela equação (1), a força tem a mesma direção da aceleração, ela também estará dirigida para o centro da trajetória (núcleo do átomo). Uma força com essa característica (quando aplicada a um corpo muda a direção da sua velocidade de tal forma que o corpo é acelerado na direção do centro da trajetória) é denominada *força centrípeta* (na direção do centro).

Nas disciplinas de Física, você estudará em detalhes o movimento de um corpo em trajetória circular, mas vou adiantar um resultado. A aceleração de um objeto de massa m , percorrendo uma trajetória circular de raio R , com um *valor* de velocidade constante, v , é dada, em módulo, por:

$$a = \frac{v^2}{R} \quad (3)$$

Se agora substituirmos a equação (3) na equação (1), tomada em módulo, e igualarmos a equação resultante à equação (2), obteremos:

$$R = \frac{kq^2}{mv^2} \quad (4)$$

em que $q = |q_e| = |q_p|$. Da equação (4) podemos também determinar a velocidade do elétron, caso a sua distância ao núcleo seja conhecida:

$$v^2 = \frac{kq^2}{mR} \quad (5)$$

Em princípio, a equação (4) permitiria a Bohr determinar a distância do elétron ao núcleo do átomo de hidrogênio, caso sua velocidade pudesse ser medida e sua massa e carga fossem conhecidas.

Repare que, nesta última equação, a única grandeza que pode variar é a velocidade do elétron, já que a sua carga e massa são fixas, e k é uma constante. Portanto, no modelo de Bohr, para mudar o valor do raio da trajetória, ou seja, da distância do elétron ao núcleo, temos que mudar o *valor* da sua velocidade. Mas mudar o valor da velocidade do elétron significa mudar o valor da sua *energia*. Como relacionar a distância do elétron ao núcleo com a energia do átomo?

A ENERGIA DO ÁTOMO DE BOHR

No próximo semestre, na disciplina de Química II e também nas disciplinas de Física, você vai aprender que existem várias formas de energia. Para podermos continuar a nossa discussão, vou adiantar mais alguns resultados.

A energia total do elétron no átomo de hidrogênio é composta de duas parcelas: *energia cinética e energia potencial*. Na disciplina de Química II, vamos estudar, em detalhes, as várias formas de energia.

A energia cinética depende exclusivamente da *massa* e da *velocidade* do elétron, sendo definida pela expressão:

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 \quad (6)$$

A energia potencial é a parcela da energia que depende da *posição* do elétron em relação ao núcleo. Qual seria a sua expressão?

Existem várias formas de energia potencial, e a expressão da energia potencial depende do tipo de força que está agindo sobre o elétron. Já vimos que a força que mantém o elétron na sua trajetória circular em torno do núcleo é uma força de origem elétrica, a força de Coulomb. Assim, a *energia potencial* associada a este tipo de força é chamada de *potencial de Coulomb*, definida pela expressão:

$$E_p = k \frac{q_e q_q}{R} = -k \frac{q^2}{R} \quad (7)$$

A última igualdade na equação (7) decorre do fato de que $q_p = -q_e$. A constante k é a mesma que aparece na equação (2).

A energia total do elétron no átomo de hidrogênio seria igual à soma das equações (6) e (7):

$$E_t = E_c + E_p = -k \frac{q^2}{2R} \quad (8)$$

**ATIVIDADE****1. Vamos exercitar**

Substitua a expressão da velocidade (equação 5) na expressão da energia cinética (equação 6). Some a equação resultante com a da energia potencial (equação 7) e mostre que a energia total é dada pela equação (8)

RESPOSTA COMENTADA

Primeiro calculamos a energia cinética,

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}m \frac{kq^2}{mR} = \frac{1}{2} \frac{kq^2}{R}$$

Em seguida a somamos à energia potencial,

$$E_t = E_c + E_p = \frac{kq^2}{2R} - \frac{kq^2}{R} = -\frac{kq^2}{2R}$$

A equação (7) nos permitiria determinar o raio da trajetória do elétron caso sua energia pudesse ser medida. Muito bem, conseguimos relacionar a energia com o raio da trajetória, em resposta à questão colocada no final da última seção. Mas *como medir a energia de um átomo?*

UM POUCO DE LUZ E DE CORES

Antes de responder a esta última pergunta, vamos fazer algumas experiências muito simples. Você deve ter um prego em casa, ou mesmo um pedaço de fio de cobre. Ligue o bico de gás do seu fogão. Se ele estiver bem regulado a chama será azulada. Segure uma das extremidades do fio de cobre ou do prego (que é basicamente feito de ferro) com um alicate, ou mesmo com um prendedor de roupa, e coloque a outra extremidade do fio, ou do prego, no fogo.

Após um certo tempo, você notará que a parte do fio ou do prego em contato com fogo vai se tornando vermelho-amarelada. Se você retirar o prego ou o fio do fogo, a cor vermelho-amarelada logo desaparece. Entretanto, se repetirmos a experiência, ela volta a aparecer.

Portanto, esta coloração tem a ver com a temperatura do prego ou do fio de cobre.

A temperatura máxima da chama de um bico de gás dos fogões caseiros é da ordem de 1.900°C . Entretanto, se pudéssemos aquecer o prego (ou o fio) numa temperatura ainda maior, veríamos que a sua cor se tornaria mais azulada. O que acontece com o prego (ou o fio) quando o aquecemos? Por que a cor muda de acordo com a variação da temperatura?

Quando aquecemos o prego ou o fio, estamos fornecendo energia para os átomos de cobre do fio, ou para os átomos de ferro do prego. Essa forma de energia é chamada de *energia térmica*. Quanto maior a temperatura da chama, maior é a quantidade de energia que estamos transferindo para os metais, cobre e ferro. Tanto o cobre quanto o ferro são substâncias elementares ou, mais simplesmente, elementos. Portanto, o prego é formado de uma quantidade imensa de átomos de ferro, assim como o pedaço de fio de cobre contém um número gigantesco de átomos de cobre. Portanto, a energia térmica fornecida ao prego de ferro e ao fio de cobre está sendo absorvida pelos átomos desses elementos.

Mas o que os átomos fazem com essa energia toda? Bem, durante um certo tempo eles conseguem acumular a energia, o que faz com que a temperatura do fio e a do prego aumentem. Mas, depois de um tempo muito curto, os átomos começam *espontaneamente* a se livrar da energia que eles absorveram. Na verdade, mesmo durante a experiência, os átomos estão constantemente absorvendo energia e se livrando dela. Mas como eles se livram dela?

Faça o seguinte. Repita a experiência, mas antes que a cor do prego ou do fio comece a mudar, retire a peça para longe do fogo e coloque a sua mão em volta dela, *mas sem tocá-la para não se queimar*. Você vai sentir um calorzinho na mão. Como você está longe do fogo, este calorzinho só pode estar vindo da peça aquecida (fio ou prego). Assim, a peça se livra da energia que absorveu por um processo chamado de *radiação*. A radiação emitida por um corpo qualquer devido a sua temperatura é chamada de *radiação térmica*. Talvez você não acredite, mas esse processo está também acontecendo durante todo o tempo que estamos aquecendo a peça.

Voltemos a nossa experiência. Se continuarmos aquecendo a peça já sabemos que, atingida uma certa temperatura, ela começará a ficar vermelho-alaranjada. E, se pudermos aquecer a uma temperatura ainda maior, a cor se tornará azulada. Mas o que tem a ver essas cores com a temperatura da peça?

Quando, à noite, você quer enxergar alguma coisa, “acende uma luz”, não é? Não sei se você já teve a curiosidade de examinar uma lâmpada comum. Se nunca teve, pegue uma lâmpada transparente e olhe bem para o seu interior. Você verá um fio, bem fininho, que chamamos de filamento, feito normalmente de um elemento chamado tungstênio.

Tungstênio é um elemento que, à temperatura ambiente, encontra-se no estado sólido, tal como o ferro e o cobre. De cor branca acinzentada, brilhante, muito duro e denso, tem o ponto de fusão mais alto de todos os elementos. É utilizado em filamentos de lâmpadas incandescentes, em resistências elétricas, em ligas de aço e na fabricação de ferramentas.

Fonte: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Tungst%C3%AAnio>



Figura 9.2: Lâmpada incandescente.

Fonte: www.sxc.hu/photo/681348

O que acontece quando você “acende a luz”? Ao ligar o interruptor, você faz passar uma corrente elétrica pelo filamento de tungstênio. Ele se aquece e *emite luz*. Ora, mas na nossa experiência, com o fio e com o prego, a única diferença é que estamos aquecendo as peças com a chama de um bico de gás. Logo, a coloração observada quando aquecemos o fio e o prego deve ser *da luz que eles emitem quando aquecidos*. Mas por que as peças emitem luz? Os átomos de cobre do fio, ou os de ferro do prego, *emitem luz para se livrarem da energia que absorveram*, da mesma forma que os átomos do fio de tungstênio da lâmpada. Em todas essas experiências os átomos estão se livrando da energia que absorveram por emissão de radiação, *radiação térmica*.

Mas quer dizer que *luz é energia*? Bem, se você ficar debaixo de um sol forte, na praia, durante muito tempo, você não se queima? Pois é, *luz é uma forma de energia*. Muito bem, mas por que a *cor* da luz emitida pelos átomos depende da temperatura da peça? Outra coisa.

Quando fizemos a experiência, retirando a peça do fogo antes que ela atingisse uma temperatura muito alta, a radiação térmica emitida não tinha cor. Por quê?

A luz que nos chega do Sol, a luz branco-amarelada emitida pela lâmpada e também a emitida pelo prego ou fio aquecidos, na verdade, é uma combinação de várias cores. Você já deve ter visto um arco-íris, não é? Pois bem, o arco-íris nada mais é do que a decomposição da luz emitida pelo Sol por pequenas gotas de água presentes na atmosfera, geralmente após uma chuva.



Veja uma simulação do processo de formação do arco-íris no site: <http://br.geocities.com/saladefisica3/laboratorio/arcoiris/arcoiris.htm>

Para se convencer de que a luz emitida pelos corpos aquecidos (fio, prego ou filamento da lâmpada) também é uma combinação de diferentes cores, você pode fazer uma experiência muito simples, ilustrada a seguir. Se você não tiver um balão para colocar água, pode usar um copo cheio d'água. Se não tiver uma tela, use uma folha de papel branco. E, como fonte de luz você pode usar até mesmo uma lanterna. Mas, para observar a decomposição da luz, você precisará fazer esta experiência num ambiente muito pouco iluminado.

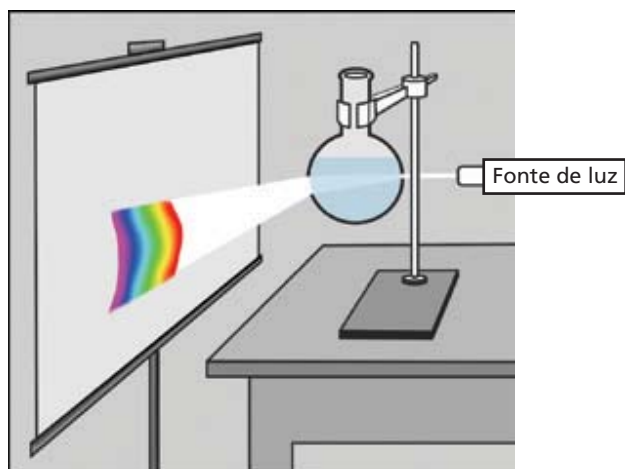


Figura 9.3: Decomposição da luz pela água.

Mas, se a luz emitida pelos corpos aquecidos é uma combinação de cores, por que só vemos uma das cores? Porque os corpos não emitem todas as cores com a mesma *intensidade*. Por conta disso, acabamos vendo somente a cor mais intensa que ele emite. Porém, já vimos que a luz emitida pelos corpos aquecidos muda de “cor” com a temperatura. *Isso significa que, para cada temperatura, o corpo aquecido emite mais intensamente radiação de uma determinada cor.*

Se tivéssemos um detector capaz de medir a *intensidade* de radiação emitida em função da sua cor, obteríamos uma curva como a mostrada na **Figura 9.4**. Mas não se esqueça de que o máximo desta curva, ou seja, a cor emitida com maior intensidade, vai depender da temperatura do corpo.

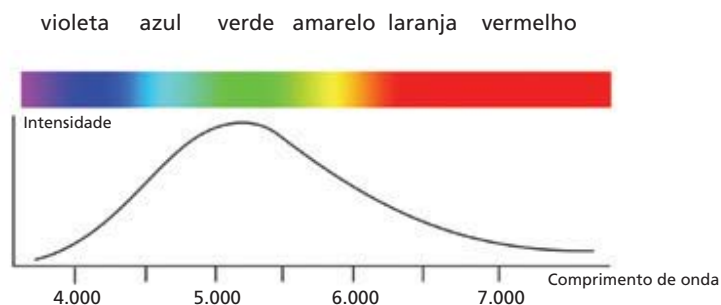


Figura 9.4: Intensidade da luz em função da cor.

Outra maneira, ainda mais simples, de se observar a decomposição da luz é com um CD qualquer, desses que usamos em computador. Aponte o CD na direção da fonte de luz (lâmpada, chama do fogão etc.) inclinando-o de várias maneiras, até você observar o aparecimento de várias cores. Esse conjunto de cores é chamado de *espectro* da fonte que está iluminando o CD. Neste caso, o CD está funcionando como uma *rede de difração*, que é um dos dispositivos capazes de *separar* a radiação emitida por um corpo nas suas diversas componentes.

O *prisma* é um outro dispositivo que pode ser usado para separar a radiação emitida, por uma fonte qualquer, nas suas componentes. Por exemplo, para a *luz solar* obteríamos o espectro mostrado na **Figura 9.5**.

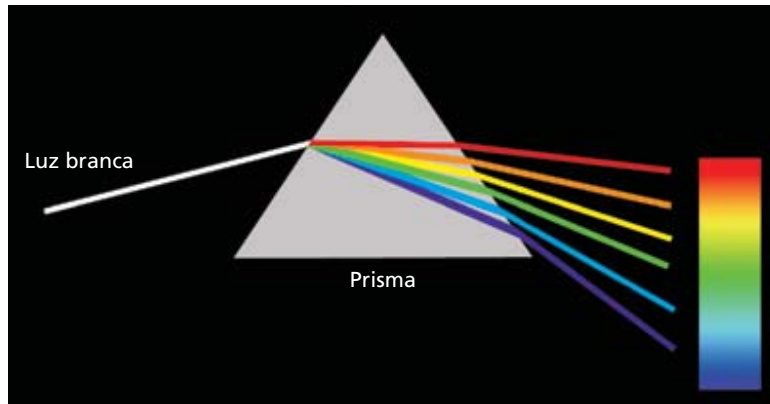


Figura 9.5: Decomposição da luz por um prisma.

Na verdade, a figura anterior mostra somente parte do espectro da luz solar, denominada de *espectro visível*, ou seja, aquela parte do espectro que *conseguimos ver*. Quer dizer que a luz emitida pelo sol contém outras cores? Não, ela *não contém* outras cores, mas contém muitas outras *componentes*. O olho humano só consegue perceber certas componentes, aquelas que formam o espectro visível. Para distingui-las, inventamos nomes como vermelho, amarelo, verde, ou seja, inventamos as cores. Não teria sentido dizer que as demais *componentes* também têm cor se não podemos vê-las.

Os objetos, quando aquecidos, também podem emitir radiação invisíveis ao olho humano. Quando fizemos a experiência retirando a peça do fogo antes que ela atingisse uma temperatura muito alta, a radiação térmica emitida não tinha cor. A radiação térmica emitida neste caso está numa região do espectro chamada de *infravermelho*.

São tantas as tonalidades de cada cor que seria praticamente impossível classificar as componentes do espectro visível da luz solar por cor e tonalidade. Além disso, o espectro visível é só uma pequena parte do espectro completo e não teríamos como classificar as demais componentes por cor, já que elas não são visíveis ao olho humano. Qual a alternativa?

UM POUCO DE ONDAS

Nas disciplinas de Física, você irá estudar em detalhes a natureza da luz e suas propriedades. Nesta seção nos limitaremos a introduzir alguns conceitos que são importantes para a nossa discussão sobre a estrutura dos átomos.

Vamos começar com algumas experiências muito simples, que você poderá fazer com um amigo ou até mesmo sozinho. Pegue um pedaço de corda, com cerca de um metro ou mais. Se você tiver uma mola desse mesmo tamanho, melhor ainda. Peça a seu amigo para segurar firme uma das extremidades da corda (ou da mola), ou, se você estiver sozinho, amarre firme uma das extremidades da corda em algum lugar da casa. Segure a outra extremidade da corda e afaste-se do seu amigo, ou do local onde você fixou a outra extremidade da corda ou da mola, até que ela fique bem esticada. Em seguida, movimente a sua mão, para cima e para baixo, *mas sem levantar ou abaixar o braço*, e observe o que acontece com a mola. Se você tiver feito a experiência corretamente, você observará o que está mostrado na **Figura 9.6**:

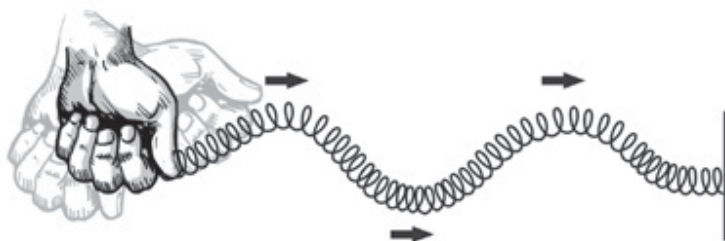


Figura 9.6: Propagação do movimento numa mola esticada.

O resultado dessa experiência mostra que o movimento que você faz numa das extremidades se propaga por toda a mola. É claro que, ao movimentar a extremidade da mola, para cima e para baixo, você transmitiu uma certa quantidade de energia àquele ponto da mola. Essa energia vai sendo transmitida, em seqüência, de ponto para ponto da mola, de tal maneira que cada ponto dela também executa um movimento, para cima e para baixo, tal qual o movimento da sua mão. Essa “*perturbação*” que se propaga de ponto para ponto da mola é o que chamamos de *onda*.

Você conseguiria imaginar outras maneiras de criar ondas?

Se você estiver diante de um lago de águas paradas, jogue uma pedra no lago. O resultado será o surgimento de ondas que se propagam a partir do ponto em que a pedra tocou as águas. Outra possibilidade é tocar as cordas de um violão, ou ainda soprar uma flauta ou qualquer outro instrumento de sopro. As ondas, nesse último caso, são ondas sonoras que se propagam a partir do instrumento e podem atingir nossos ouvidos.

Repita agora a experiência da seguinte maneira. Marque um certo tempo, digamos, 15 segundos, durante o qual você vai movimentar sua mão, *para cima e para baixo, mas sem levantar o braço*. Em seguida, execute o movimento lentamente, durante os 15 segundos, e observe a onda que se forma. Terminado esse tempo, deixe a mola voltar à posição inicial, bem esticada. Repita agora a experiência, durante os mesmos 15 segundos, mas executando o movimento de forma mais rápida. Observe a onda e tente identificar diferenças com aquela criada na experiência anterior. Anote essas diferenças. Em seguida, repita a experiência, enquanto você agüentar e/ou tiver paciência, *mas sempre aumentando a velocidade do seu movimento*, e anotando as diferenças entre as várias experiências.

Se você realizou todas as experiências com o devido cuidado, as ondas criadas devem ter comparativamente as seguintes formas:



Figura 9.7: Movimento lento.



Figura 9.8: Movimento rápido.



Figura 9.9: Movimento muito rápido.

Elas são bem diferentes, não é? Sem dúvida o desenho delas é bem diferente. Mas será que não haveria outra maneira de diferenciá-las que não fosse pelo desenho das suas formas? Afinal, ninguém é obrigado a ser bom desenhista. Podemos caracterizar as diferentes ondas por meio das suas *freqüências* (ν) ou seus *comprimentos de onda* (λ). Essas duas propriedades são tradicionalmente representadas pelas letras gregas ν e λ , respectivamente, que são equivalentes às letras n e l do nosso alfabeto.

O *comprimento de onda* é definido como sendo a distância entre dois “picos” sucessivos da onda, como indicado na **Figura 9.10**. Podemos definir o *período* (T) como o tempo necessário para a onda percorrer uma distância igual ao seu *comprimento de onda*. Portanto, se a *velocidade de propagação* da onda for igual a v , podemos escrever que a distância percorrida pela onda do tempo T, ou seja, a distância λ , é igual a velocidade de propagação vezes o tempo T:

$$\lambda = vT \quad (9)$$

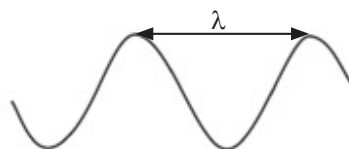


Figura 9.10: Comprimento de onda.

Agora podemos ficar olhando para um determinado ponto da mola ou da corda, onde ocorre um “pico” e anotar quantas vezes, em um segundo, um pico passa por aquele ponto. Esse número é, por definição, a *freqüência* (ν) da onda. Não é difícil perceber que a freqüência será igual ao inverso do período. Assim, podemos reescrever a equação (9) da seguinte maneira:

$$\lambda = \frac{v}{\nu} \quad \text{ou} \quad v = \lambda\nu \quad (10)$$

**ATIVIDADE****2. Freqüência de onda**

Mostre que a freqüência de uma onda é igual ao inverso do período.

RESPOSTA COMENTADA

O período é o tempo que a onda leva para percorrer dois picos. A freqüência é o número de picos que a onda percorre por segundo. Logo, quanto maior for o período, menor será a freqüência e vice-versa. Deste modo, freqüência e período são inversamente proporcionais.

Voltemos agora aos desenhos das ondas que você criou nas suas várias experiências. Observe que, para o movimento *mais lento*, a onda resultante tem o *maior comprimento* de onda e a *menor freqüência*. Contrariamente, para o movimento *mais rápido*, a onda resultante apresenta a *maior freqüência* de todas as geradas e o *menor comprimento* de onda. Na verdade, a freqüência da onda deveria ser igual ao número de vezes que, em um segundo, você move sua mão para cima e para baixo. Só que, como você não é uma máquina, seria impossível manter sempre a mesma “freqüência do seu movimento”.

Agora uma observação *muito importante*. Para criar a onda com maior freqüência (movimento mais rápido), você teve que fazer um esforço muito maior do que para criar a de freqüência menor. Ou seja, você teve que gastar mais energia, não é mesmo? E para onde foi essa energia? Foi usada para criar a onda e propagá-la pela corda. Portanto, quanto *maior a freqüência* de uma onda, *maior é a energia* a ela associada. Contrariamente, quanto *maior o comprimento de onda*, *menor a energia* a ela associada.

Esse tipo de onda que você criou é chamado de onda mecânica porque ela precisa de um meio (a corda ou a mola) para se propagar. A luz também pode ser vista como uma onda, mas de outro tipo, pois ela *não* precisa de meio algum para se propagar. Estranho, mas é verdade. Veja o seguinte. A luz do Sol, para chegar até nós, na Terra, atravessa, um imenso espaço *sem nada*, totalmente vazio. Portanto, ela não precisa de

um meio para se propagar. Essa é apenas uma das muitas propriedades estranhas da luz. A luz é um tipo de onda chamado de *eletromagnética*. A razão para esse nome você aprenderá mais tarde.

A frequência e o comprimento de onda da luz estão relacionados pela equação:

$$v = \frac{c}{\lambda} \quad (11)$$

onde c é a velocidade da luz ($c \cong 3 \times 10^{10}$ cm/s). Das experiências anteriores, concluímos que quanto maior a frequência, maior a energia da onda. Para uma onda eletromagnética, *qual seria a relação entre essas duas grandezas, frequência e energia?*

Em 1900, um cientista alemão, chamado Max Plank, tentava achar uma expressão matemática que lhe permitisse calcular a intensidade de radiação de um dado comprimento de onda (ou frequência), emitida por um objeto quando aquecido a uma certa temperatura (veja **Figura 9.4**). No processo de dedução da sua equação, Planck *propôs* que a energia do objeto sendo aquecido estaria distribuída em “pacotes” de energia, cujo valor se relacionava com a frequência, v , da radiação, através da expressão:

$$E = hv = \frac{hc}{\lambda} \quad (12)$$

onde h é uma constante, hoje conhecida como constante de Planck ($h = 6,62 \times 10^{-27}$ erg.s).



Erg é a unidade de energia no Sistema CGS. Esse tópico foi tratado na Aula 2.

Assim, ao emitir radiação para se livrar do excesso de energia, o objeto aquecido também emitiria “pacotes” de energia $E = hv$.

Essa idéia era muito estranha e ele mesmo não conseguia dar uma justificativa muito clara para ela. No entanto, ao introduzir esta hipótese Plank foi capaz de chegar a uma expressão que reproduzia *exatamente* os resultados experimentais (veja **Figura 9.4**).

**ATIVIDADE****3. Espectro solar**

Calcule a energia das componentes do espectro solar com $\lambda = 4.000 \text{ \AA}$ (violeta) e $\lambda = 7.000 \text{ \AA}$ (vermelho). $1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm}$.

RESPOSTA

$$\lambda = 4.000 \text{ \AA} = 4.000 \times 10^{-8} \text{ cm} = 4 \times 10^3 \times 10^{-8} \text{ cm} = 4 \times 10^{-5} \text{ cm}$$

Pela equação 12, temos

$$E = \frac{6,62 \times 10^{-27} \text{ erg} \cdot 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{4 \times 10^{-5} \text{ cm}} = 4,96 \times 10^{-12} \text{ erg}$$

$$\lambda = 7.000 \text{ \AA} = 7.000 \times 10^{-8} \text{ cm} = 7 \times 10^3 \times 10^{-8} \text{ cm} = 7 \times 10^{-5} \text{ cm}$$

$$E = \frac{6,62 \times 10^{-27} \text{ erg} \cdot 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{7 \times 10^{-5} \text{ cm}} = 2,84 \times 10^{-12} \text{ erg}$$

Mais tarde, em 1905, Albert Einstein, na tentativa de explicar outro estranho fenômeno envolvendo luz, chamado de efeito fotoelétrico, chegou à conclusão de que a energia da própria radiação eletromagnética (luz) poderia estar distribuída em “pacotes” de energia igual a $h\nu$. Curiosamente, Einstein não fez uso da hipótese de Plank, mas chegou à mesma equação. Esses “pacotes” de radiação eletromagnética, de energia $E = h\nu$, foram mais tarde (1926) batizados de *fótons*, por Gilbert Lewis, de quem voltaremos a falar em breve.

Por essas e várias outras razões, acreditamos que a equação (12) expresse corretamente a relação entre a *energia de uma onda eletromagnética e a sua frequência*.

Como os comprimentos de onda são, em geral, muito pequenos, é comum expressá-los numa unidade, denominada Angstrom, cujo símbolo é \AA . Outra possibilidade seria expressar os comprimentos de onda no sistema internacional (SI), usando a unidade submúltipla (veja Aula 2) nanômetro: $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ metro}$.



O Angstrom não pertence a nenhum sistema de unidades e equivale a 10^{-8} cm (0,00000001 cm).

**ATIVIDADE****4. Unidades para onda e frequência**

Em que unidades deveremos expressar o comprimento de onda e a frequência se a velocidade da luz for dada em cm/s?

RESPOSTA COMENTADA

O comprimento de onda, como já diz o nome, deve ser expresso em unidades de comprimento. Como a velocidade da luz está expressa em cm/s, é natural expressarmos o comprimento de onda em cm. Para chegarmos à unidade de frequência, tomamos a equação 11, ou seja, a unidade de frequência é igual à unidade de velocidade da luz (cm/s) dividida pela unidade de comprimento de onda (cm), o que leva a 1/s ou s^{-1} (que se diz inverso do segundo ou segundo a menos um).

Neste ponto, gostaria de chamar a sua atenção para um aspecto *extremamente importante* do espectro mostrado na **Figura 9.4**. O espectro visível da luz solar é formado por uma *sucessão contínua* de cores que passa por todas as tonalidades de vermelho até todas as tonalidades do violeta. Você poderá verificar esse fato fazendo a experiência com o CD, com o prisma ou com o balão cheio de água.

JUNTANDO AS PEÇAS

A esta altura você deve estar se perguntando o que tudo isso tem a ver com medir a energia do átomo. No final da segunda seção (“A energia do átomo de Bohr”), chegamos à conclusão de que, se pudéssemos medir a energia do átomo de hidrogênio, a equação (8) nos permitiria determinar o *raio da trajetória* do elétron. E deixamos no ar a pergunta: *como determinar a energia do átomo?*

Através das experiências descritas na seção anterior, vimos que se aquecermos um fio de cobre ou se passarmos corrente elétrica pelo filamento de uma lâmpada, tanto o fio quanto o filamento vão emitir luz. Se separarmos todas as componentes da luz emitida, obtemos o *espectro de emissão* do cobre (fio) ou do tungstênio (filamento).

Chegamos também à conclusão de que, ao aquecermos o fio de cobre, ou ao passarmos corrente elétrica no filamento, estávamos fornecendo energia aos átomos de cobre (fio) ou de tungstênio (filamento). E, como a luz é uma forma de energia, ao *emitir* luz, tanto os átomos do fio quanto os do filamento estavam espontaneamente devolvendo a energia recebida.

Mas agora dispomos de uma informação importantíssima, que é a *relação entre a frequência (ou o comprimento de onda) da luz emitida por aqueles objetos e a energia que está sendo emitida*. Na suposição de que tanto o fio (de cobre ou de ferro) quanto o filamento de tungstênio estejam emitindo a mesma quantidade de energia que absorveram, se soubermos como medir v ou λ , saberemos *quanto de energia foi absorvida e emitida pelos átomos daqueles materiais!*

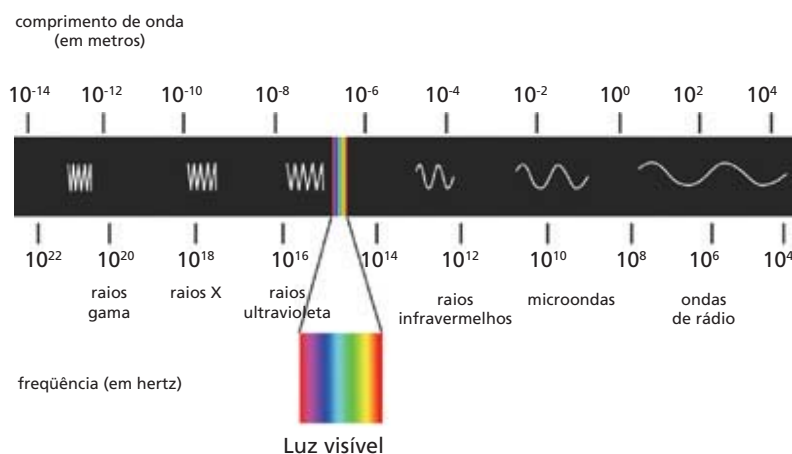


Figura 9.11: Espectro eletromagnético.

O que aconteceria se fizéssemos uma experiência semelhante com o hidrogênio? Bem, o hidrogênio, na temperatura e pressão ambientes, é um gás, e a experiência já não é tão simples de se realizar. Mas vamos imaginar a experiência. Num tubo de vidro selado, contendo *gás hidrogênio*, vamos passar uma corrente elétrica (descarga elétrica). Da mesma forma que nas experiências anteriores, vamos observar emissão de luz, neste caso um violeta intenso.



Como já comentamos, isso não significa dizer que os átomos só estejam emitindo luz dessa cor, mas somente que essa cor é a mais intensamente emitida.

A luz emitida pelos átomos pode ser separada nas suas componentes, por um prisma ou uma rede de difração. Se você tivesse condições de realizar esta experiência, o resultado seria o mostrado a seguir.

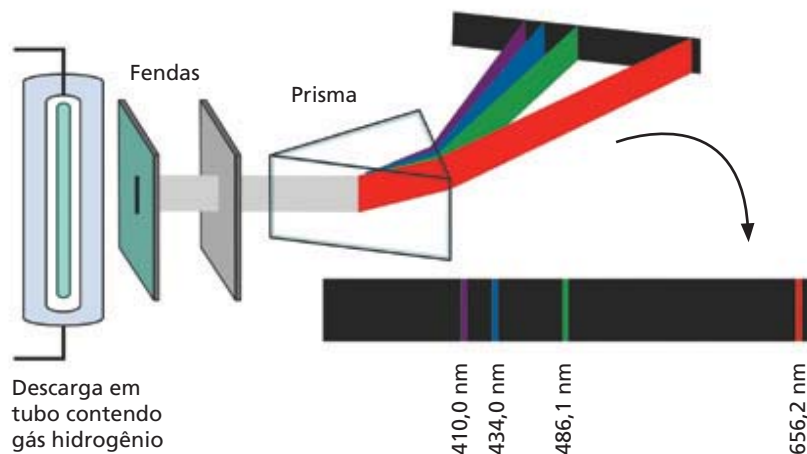


Figura 9.12: Espectro do átomo de hidrogênio.

Contrariamente ao espectro visível da luz solar (Figura 9.5), o espectro visível do átomo de hidrogênio só contém *quatro componentes*, que correspondem a certas tonalidades de vermelho, verde, azul e violeta. Em outras palavras, o *espectro visível* do átomo de hidrogênio é *discreto*, contrariamente ao da luz solar, que é *contínuo*. O comprimento de onda de cada uma das quatro componentes está dado em nanômetros, na escala da Figura 9.12. O prisma é capaz de separar as várias componentes da luz emitida pelos átomos porque o desvio da trajetória da luz, ao atravessá-lo, depende do comprimento de onda da luz. Ou seja, cada componente sofrerá um desvio diferente. Mais à frente, nas disciplinas de Física, você verá como calcular λ em função desse ângulo de desvio, que pode ser medido na experiência.

E, se fizéssemos essa mesma experiência com átomos de outros elementos, qual seria o resultado? Bem, se nas condições ambientes, de temperatura e pressão, o elemento não estiver no estado gasoso, como o hidrogênio, o hélio etc., a experiência é mais complicada, mas pode ser realizada. Teremos primeiro de *vaporizar* o elemento para então fazer a experiência.

Feitas essas experiências, os resultados seriam similares ao da experiência com o hidrogênio: os espectros são *todos discretos*. E mais: *não há dois elementos quaisquer como o mesmo espectro!* Podem até ser parecidos, mas nunca iguais! Isso significa dizer que o elemento pode ser identificado através do seu espectro atômico. Ou, em outras palavras, que o espectro atômico funciona como uma *impressão digital* do elemento químico. Fascinante, não é?



Entre no site <http://jersey.uoregon.edu/vlab/elements/Elements.html>, clique em *Emission* e depois no símbolo de qualquer elemento da tabela periódica para ver o seu espectro atômico.

A esta altura creio que você deve estar um pouco confuso, não é? Primeiro, fizemos uma experiência com um fio de cobre, que contém um número imenso de átomos de cobre e obtivemos um *espectro contínuo* (Figura 9.4). Entretanto, eu acabei de lhe dizer que, se formos capazes de derreter o fio e depois vaporizá-lo para fazer a experiência análoga ao do hidrogênio, obteremos um *espectro discreto*! Sabe qual é o problema? No fio, os átomos de cobre estão “ligados” uns com os outros, enquanto que, no vapor de cobre, os átomos estão separados uns dos outros. A razão pela qual o espectro do elemento depende de os átomos estarem ligados ou não ficará clara mais adiante no curso. Voltemos à experiência com o hidrogênio.

O resultado dessa experiência tem um *profundo significado*. Se os átomos de hidrogênio estão *emitindo* somente certas quantidades de energia, é porque eles só são capazes de *absorver* essas quantidades de energia. Mas isso significa dizer que o átomo de hidrogênio *só pode ter certos valores de energia!* Ou ainda, de acordo com a equação (8), esse resultado também significa dizer que o elétron só poderia girar em certas órbitas, com valores bem definidos do raio, r , como mostrado na figura a seguir. Isso tudo é muito estranho, muito diferente de tudo que observamos no nosso mundo macroscópico.

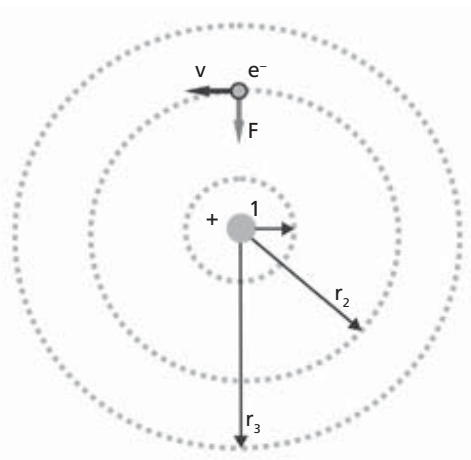


Figura 9.13: Modelo de Bohr.

Seguindo nesta linha de raciocínio, Bohr propôs o seguinte processo para explicar a origem do espectro do átomo de hidrogênio. Inicialmente, isto é, antes da passagem da descarga elétrica, os átomos estariam todos no seu estado de menor energia possível, E_1 , chamado de *estado fundamental*, com o elétron girando em torno do núcleo, a uma distância fixa r_1 . Após a passagem da descarga elétrica, alguns dos átomos absorveriam certas quantidades bem definidas de energia e passariam a ocupar estados de maior energia do átomo, E_2 , E_3 etc., que chamamos de *estados excitados*. Mas, se o átomo passa para um estado de maior energia, o elétron passa a girar numa outra órbita, com raio maior, r_2 , r_3 etc. (Figura 9.13). Em seguida, os átomos se livrariam do excesso de energia emitindo luz (radiação eletromagnética), voltariam ao estado fundamental, e o elétron retornaria à órbita de raio r_1 . Muito bem, vamos ver o que conseguimos com isso.

Antes da passagem da descarga elétrica, todos os átomos estavam com energia E_1 . Após a passagem da corrente, alguns foram parar no estado com energia E_2 , outros no estado com energia E_3 etc. Quanto de energia eles absorveram para mudar de estado? Os que foram parar no estado de energia E_2 absorveram uma quantidade de energia $\Delta E_{12} = E_2 - E_1$. Os que foram parar no estado E_3 absorveram a energia $\Delta E_{13} = E_3 - E_1$, você concorda? Assim, após o processo de absorção, os átomos passam a ter *excessos* de energia iguais a ΔE_{12} , ΔE_{13} , ΔE_{14} etc. Mas, se eles se livram desse excesso de energia emitindo luz, é claro que a luz emitida terá componentes com energias iguais a ΔE_{12} , ΔE_{13} , ΔE_{14} etc. Mas a energia da luz emitida está relacionada com o seu comprimento de onda e com a sua frequência (equação 12):

$$\begin{array}{lll} \Delta E_{12} = h\nu_{12} & \nu_{12} = \Delta E_{12} / h & \lambda_{12} = h c / \Delta E_{12} \\ \Delta E_{13} = h\nu_{13} & \nu_{13} = \Delta E_{13} / h & \lambda_{13} = h c / \Delta E_{13} \\ \Delta E_{14} = h\nu_{14} & \nu_{14} = \Delta E_{14} / h & \lambda_{14} = h c / \Delta E_{14} \quad \text{etc.} \end{array}$$

Portanto, ao determinarmos, a partir da experiência anterior, os comprimentos de onda (ou as frequências) das componentes da luz emitida pelos átomos de hidrogênio, estaremos determinando as diferenças de energia entre o *estado fundamental* (o de mais baixa energia) e os *estados excitados* do átomo de hidrogênio! Incrível, não é?

Veja que, se formos capazes de medir (ou calcular) o valor da energia de um único estado, *digamos* E_1 , poderemos imediatamente saber a energia dos outros estados que deram origem ao espectro atômico:

$$E_2 = \Delta E_{12} + E_1; \quad E_3 = \Delta E_{13} + E_1; \quad E_4 = \Delta E_{14} + E_1 \quad \text{etc.}$$

A energia do estado fundamental do átomo de hidrogênio não é difícil de se medir. Ela é igual à energia necessária para criar o íon H^+ (veja a Aula 8), ou seja, para separar completamente o elétron do núcleo do átomo. Essa energia é chamada de energia de ionização ou de *potencial de ionização*. Mais adiante vamos mostrar como essa experiência pode ser feita, mas não é difícil entender que, através dela, podemos obter a energia do estado atômico.



ATIVIDADE

5. Valor fundamental e valor do potencial de ionização

Explique por que podemos dizer que o valor da energia do estado fundamental do átomo de hidrogênio é igual ao valor do potencial de ionização.

RESPOSTA COMENTADA

Você já sabe que o elétron no átomo de hidrogênio está ligado ao núcleo pela força de atração coulombiana. Se agora fornecermos ao elétron energia suficiente para cancelar a interação coulombiana (potencial de ionização), ele vai se desprender do núcleo. Portanto, a energia necessária para fazer o elétron se desligar do núcleo é exatamente igual à energia do estado onde o elétron se encontra.

Na verdade, Bohr achou uma expressão matemática que lhe possibilitava calcular o valor do *raio* de todas as órbitas permitidas e de todos os *níveis de energia* ao átomo de hidrogênio e, conseqüentemente, todos os valores possíveis de ΔE . Segundo os cálculos de Bohr, no estado de mais baixa energia (o estado fundamental), o elétron estaria girando numa órbita circular, de raio igual a $0,529 \text{ \AA}$, em torno do núcleo. A partir da sua expressão, Bohr pôde *calcular* o comprimento de onda (e a freqüência) de todas as componentes do espectro deste átomo. E quer saber? O espectro por ele calculado é exatamente igual ao observado nas experiências. Não só a parte do espectro visível, mostrado na **Figura 9.12**, mas o *espectro completo* do átomo de hidrogênio.



Veja o site <http://www.unb.br/iq/kleber/CursosVirtuais/qq/aula-6/aula-6.htm> para ver o espectro completo do átomo de hidrogênio.

Pronto. Finalmente chegamos ao nosso modelo de átomo. Vamos testá-lo?

TESTANDO O MODELO DE BOHR

Talvez você ache que o que acabamos de fazer já foi um excelente teste para o modelo de átomo de Bohr. Mas isso não é bem verdade. O que fizemos foi testar a idéia de Bohr de que o espectro atômico tem sua origem na mudança de estado de energia dos átomos. Isso parece estar correto.

Uma possibilidade seria tentar usar o modelo de Bohr para calcular o espectro do átomo de hélio, que tem dois elétrons. Mas, antes de complicar o problema, precisamos testar a idéia de que os elétrons se movem ao redor do núcleo, em órbitas circulares, de raios bem definidos. Para isso, teríamos que medir a sua posição, em intervalos de tempo bem pequenos, para ver se ele realmente está efetuando um movimento circular. Essa proposta pode lhe parecer muito louca. Afinal, se não podemos “ver” um átomo, como verificar se o elétron está girando numa órbita circular ou não? Mas lembre-se de que, mesmo sem vê-lo, acabamos de determinar os níveis de energia do átomo de hidrogênio.

Antes de prosseguirmos, gostaria de lhe fazer uma pergunta: por que conseguimos ver os objetos do nosso mundo macroscópico?

Não, esta régua não serve porque a escala não é suficientemente precisa. Que tal esta outra régua?



Figura 9.16: Régua com maior precisão.

Melhorou, não é? A conclusão é que você precisaria de uma régua com um intervalo de escala das mesmas dimensões do tamanho do objeto. Agora vamos imaginar o processo de iluminar um elétron com luz de diferentes comprimentos de onda:

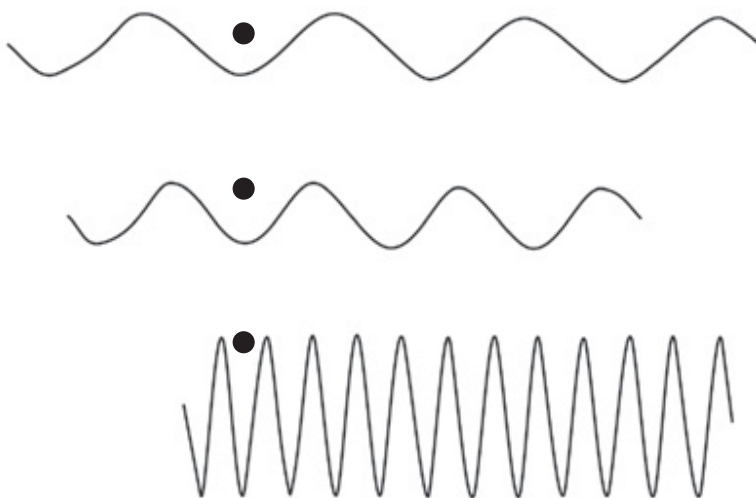


Figura 9.17: O elétron iluminado com radiação de diferentes comprimentos de ondas.

Qual delas seria a mais apropriada para determinar a posição do elétron?

Agora a nossa “escala” seria dada pela posição dos picos da onda. A melhor escala seria a da onda com um comprimento de onda das mesmas dimensões de um elétron! Ou seja, aquela com o *menor comprimento de onda possível!* Mas *menor comprimento de onda possível* significa maior frequência possível e também maior energia possível! Mas quanta energia?

Não sabemos o tamanho de um elétron. Porém, para ter uma idéia do tamanho da escala que teríamos de usar, ou melhor, do comprimento de onda da luz que teríamos que usar para “iluminar” o elétron, vamos imaginar que ele seja da dimensão de um átomo de hidrogênio. Bem, mas também não sabemos o tamanho de um átomo de hidrogênio, mas podemos tomar como base o raio da órbita de Bohr para o estado fundamental, ou seja, $0,529 \text{ \AA}$. Este seria então o comprimento de onda da luz a se utilizar. Dê uma olhada na figura do espectro eletromagnético (**Figura 9.11**) e veja em que região do espectro esta luz estaria.

Esse comprimento de onda está na região dos raios X. Sim, mas e daí? Veja o seguinte. A luz que incide sobre os objetos não é completamente refletida. Parte dela é também absorvida. Quando vamos à praia, vemos e somos vistos pelas pessoas em nossa volta porque nossos corpos refletem a luz do sol. Entretanto, após certo tempo no sol, nosso corpo começa a esquentar e, se não usarmos um protetor solar, a energia absorvida poderá provocar queimaduras na nossa pele.

Além disso, dependendo da sua energia, a luz pode inclusive *atravessar nosso corpo!* Você já tirou alguma radiografia? Você se lembra como foi e para que serve? Bem, o uso mais comum é para ver se quebramos algum osso e o processo é muito simples. O radiologista coloca uma fonte de raios X (radiação de alta frequência e, portanto, de alta energia) próxima à parte do nosso corpo que precisa ser radiografado, e uma chapa fotográfica embaixo desta mesma parte do nosso corpo. Como a energia do raio X é muito grande, ele atravessa a nossa pele e os nossos músculos, mas não consegue atravessar os nossos ossos. Assim, só chega na chapa fotográfica o raio X que atravessa nosso corpo. Na parte da chapa que não é atingida fica a imagem dos ossos.



Veja uma simulação do processo no site: <http://br.geocities.com/saladefisica3/laboratorio/radiografia/radiografia.htm>.



ATIVIDADE

6. Uma experiência

Pegue uma lanterna, coloque-a a uma distância de cerca de um metro de uma parede, de preferência branca, num ambiente pouco iluminado, e aponte o feixe da luz para a parede. Em seguida, coloque a sua mão, espalmada, entre o feixe de luz da lanterna e a parede. Que imagem você vê projetada na parede? Que conclusões você pode tirar dessa experiência?

RESPOSTA COMENTADA

Naturalmente, a imagem que se vê é a da mão, formada pela sombra. Por que a mão inteira? Porque a luz da lanterna tem baixa energia e, contrariamente ao caso do raio X, não consegue atravessar a nossa mão.

Muito bem. Agora imagine só um feixe de raios X, com toda essa energia, incidindo sobre um minúsculo elétron. O que você espera que aconteça? Mal comparando, seria a mesma coisa que uma patada de elefante numa formiguinha. Ou seja, depois da patada, seria difícil saber onde a formiga foi parar. Da mesma forma, depois do impacto da luz sobre o elétron não teríamos como saber onde ele foi parar. Embora parte da luz incidente pudesse ser refletida e detectada, indicando assim a posição do elétron no *exato instante* em que ele foi “iluminado”, o processo de medida *interfere de tal forma na sua trajetória* que não há como saber onde ele estaria do instante seguinte ao da incidência da luz.

A conclusão dessa história é a seguinte: *não há como testar se o elétron está girando numa órbita circular em torno do núcleo do átomo.* Na verdade, a conclusão é bem *mais drástica: não há como verificar se o elétron gira em torno do núcleo numa órbita circular, elíptica ou qualquer outra forma de trajetória que você possa imaginar!*

Portanto, uma das hipóteses do modelo de Bohr não pode ser testada, ou seja, a de que os elétrons giram em órbitas circulares, de raios bem definidos, ao redor do núcleo atômico. Mas nem Bohr nem vários outros ilustres cientistas parecem ter se preocupado com essa impossibilidade e continuaram tentando descrever a trajetória dos

elétrons em outros átomos como o de hélio (com dois elétrons), lítio (com três elétrons) etc. Entre 1913 e 1925, vários grandes nomes da ciência do século passado trabalharam arduamente na tentativa de desenvolver um modelo atômico capaz de explicar as propriedades dos elementos, até então conhecidas, imaginando diferentes formas de trajetórias. Esse é um dos mais belos capítulos da história da ciência, mas vamos ter que ficar por aqui. *O resumo da história é o seguinte: nenhum dos modelos propostos era capaz de descrever as propriedades de átomos com mais de um elétron.*

Qual seria a razão para tamanho insucesso? Afinal, os cientistas envolvidos naquela tarefa estavam entre os mais renomados da época. Talvez o erro tenha sido insistir em desenvolver modelos baseados em hipóteses que não podem ser testadas, como, por exemplo, a de que os elétrons se movimentam em trajetórias bem definidas (circulares, elípticas etc.) em torno do núcleo. Que tal tentarmos desenvolver um modelo que não faça nenhuma hipótese sobre a trajetória dos elétrons num átomo? Este será o assunto da próxima aula.

Gostaria de encerrar esta aula com um comentário final. Embora na nossa discussão não tenhamos explicitado, tecnicamente usamos o termo “luz” para designar *somente* a região do espectro eletromagnético (veja a **Figura 9.4**) compreendida entre 4.000 Å e 7.500 Å, que corresponde à região *visível* do espectro. Portanto, de agora em diante sempre que usarmos o termo “luz” estaremos nos referindo *especificamente à região visível* do espectro eletromagnético.

ATIVIDADE FINAL

Espectro atômico

Com base no modelo atômico de Bohr, explique por que o espectro do átomo é discreto.

RESPOSTA COMENTADA

No modelo de Bohr, os valores de energia do átomo estão associados aos valores dos raios das órbitas do elétron em torno do núcleo, como mostra a equação 8. Segundo Bohr, somente órbitas com determinados valores de raio seriam admitidas para o elétron. Como consequência, somente certos valores de energia seriam possíveis para o átomo. Quando o elétron decai de um nível de maior energia (maior raio) para outro de menor energia (menor raio), ele emite uma certa quantidade de energia, que corresponde à diferença entre os dois níveis. Logo, essa quantidade de energia emitida também só poderá assumir certos valores. Dizemos, assim, que o espectro é discreto.

RESUMO

Segundo o modelo de Bohr, o elétron gira em torno do núcleo em órbitas circulares de raios bem definidos. O estado fundamental é o estado de menor energia e o que possui a órbita de menor raio. Quando o átomo está num estado excitado, o elétron passa para uma órbita de raio maior. O modelo de Bohr é capaz de explicar o espectro experimental do átomo de hidrogênio (átomo de um elétron). No entanto, sua hipótese de órbita circular não pode ser testada porque no processo de medida da posição do elétron, a interação com a radiação eletromagnética interfere na sua trajetória.