

Capítulo 5

O ÁTOMO

TÓPICOS GERAIS

5.1 PRIMEIROS MODELOS ATÔMICOS

O átomo de Dalton

Os primeiros experimentos de eletrólise

Experimentos em tubos de Crookes

O átomo de Thomson

5.2 O ÁTOMO NUCLEAR

O átomo de Rutherford

O átomo moderno

Isótopos

5.3 MASSAS ATÔMICAS

Abundância isotópica

A determinação de massas atômicas

5.4 ELÉTRONS EM ÁTOMOS

O dilema do átomo estável

Energia radiante

Espectroscopia atômica

O átomo de Bohr

Embora os filósofos gregos tenham suposto corretamente a existência de átomos, eles não podiam imaginar algo tão sutil como a estrutura de um átomo. (Um átomo não poderia ser composto de partes menores se nada menor existisse.) Entretanto, átomos não são esferas homogêneas sem estrutura. Neste capítulo começaremos o estudo da sua estrutura.

Por que é importante conhecer a estrutura de um átomo? Um dos temas em química é a inter-relação entre a estrutura e as propriedades da matéria. O comportamento físico e químico da matéria depende da maneira pela qual os átomos interagem e esta, por sua vez, depende da sua estrutura.

No final deste capítulo introduziremos a teoria de Bohr do átomo. Em suas leituras rotineiras, você provavelmente tem encontrado figuras de supostos átomos mostrando elétrons circundando um núcleo central, assim como os planetas estão em volta do sol. Tal conceito artístico em jornais e revistas populares é a teoria da estrutura atômica de Bohr, a primeira tentativa importante de estabelecer uma ponte entre o mundo macroscópico e o mundo microscópico dos átomos.

Embora a teoria de Bohr represente o átomo como se fosse facilmente visível, muito da teoria não pode ser provado por experimentos e por esta razão grande parte da teoria de Bohr é considerada hoje imprecisa. Todavia, a teoria de Bohr forneceu uma valiosa contribuição ao nosso conhecimento sobre o átomo e o conceito da quantização da energia dos elétrons.

5.1 PRIMEIROS MODELOS ATÔMICOS

Na história da química, os séculos XVII e XVIII caracterizaram-se pela aquisição de um grande número de informações obtidas experimentalmente. Deu-se uma certa preferência aos processos químicos, e como conseqüência o conhecimento químico cresceu em quantidade e, em alguma extensão, em qualidade. (Muitos experimentos eram rudimentares e logo percebeu-se a necessidade de observações mais cuidadosas, e medidas mais exatas.) No final deste período, um grande número de fatos químicos floresceram, porém as perguntas aumentavam e poucas explicações eram apresentadas. Por exemplo, embora se tivesse conhecimento de que o ácido sulfúrico dissolvia zinco e *ferro*, e não prata e ouro, a razão para essa diferença permanecia indefinida. No início do século XIX acreditava-se que havia diferenças fundamentais entre os elementos, compostos e misturas. As leis da conservação da massa e da composição definida haviam sido propostas e, embora fossem sustentadas por alguns dos químicos mais progressistas da época, não podiam satisfatoriamente explicar *por*

que massas eram conservadas durante uma transformação química e *por que* certos tipos de matéria pareciam ter a mesma composição.

O ÁTOMO DE DALTON

Em 1803, John Dalton, acreditando nas leis da conservação de massa e da composição definida, propôs uma teoria que explicava estas e outras generalizações químicas. De fato, Dalton ressuscitou o conceito grego da existência dos átomos e foi capaz de sustentar este conceito com evidências experimentais que ele e outros obtiveram. A **teoria atômica de Dalton** foi baseada no seguinte modelo:

1. Toda matéria é composta de partículas fundamentais, os átomos.
2. Os átomos são permanentes e indivisíveis, eles não podem ser criados nem destruídos.
3. Os elementos são caracterizados por seus átomos. Todos os átomos de um dado elemento são idênticos em todos os aspectos. Átomos de diferentes elementos têm diferentes-propriedades.
4. As transformações químicas consistem em uma combinação, separação ou rearranjo de átomos.
5. Compostos químicos são formados de átomos de dois ou mais elementos em uma razão fixa.

Usando estas idéias simples, Dalton fez com que as observações químicas da época parecessem muito razoáveis. Sua teoria, por exemplo, explicou com sucesso por que a *massa* é *conservada* nas reações químicas. (Se cada átomo tem sua própria característica e se os átomos são rearranjados, permanecendo inalterados durante uma reação química, então a massa total dos átomos dos reagentes deve ser a mesma que a dos átomos dos produtos.) A *lei da composição definida* é também explicada com sucesso: se cada composto é caracterizado por proporções fixas entre os números de átomos dos seus elementos componentes e se cada átomo de um dado elemento tem a mesma massa, então a composição de cada composto deve ser sempre a mesma.

Muitas das idéias básicas que fazem parte da teoria de Dalton ainda são aceitas hoje em dia, embora saibamos que átomos são formados de pequenas partículas e que, devido à existência de isótopos (Seção 2.3), todos os átomos de um dado elemento não têm a mesma massa. Contudo, Dalton deixou dúvidas em vários pontos, por exemplo, na distinção entre um átomo e uma molécula. (Isto o levou a propor fórmulas incorretas para certos compostos.) Ainda assim, sua contribuição para o entendimento químico foi de grande valor; não somente foi capaz de fornecer respostas satisfatórias para alguns problemas químicos complexos, mas

também forneceu estímulo ao mundo científico para começar a pensar seriamente sobre a existência dos átomos.

OS PRIMEIROS EXPERIMENTOS DE ELETRÓLISE

Atualmente, evidencia-se uma íntima relação entre a matéria e a eletricidade. A primeira alusão surgiu em 1800, quando dois químicos ingleses, William Nicholson e Anthony Carlisle, demonstraram a decomposição da água nos gases hidrogênio e oxigênio por eletrólise. (*Eletrólise* é o uso de eletricidade para produzir uma transformação química geralmente uma decomposição.) Mais tarde dois outros químicos Ingleses, Humphry Davy e seu assistente Michael Faraday, estudaram a eletrólise extensivamente. Em 1832, Faraday foi capaz de mostrar que a quantidade de um produto formado em uma eletrólise depende (1) da quantidade de eletricidade usada e (2) da identidade do produto. Suas observações são resumidas em afirmações que conhecemos como *leis de Faraday*. (Ver Seção 18.2.)

EXPERIMENTOS EM TUBOS DE CROOKES

O primeiro experimento dá indícios de que átomos poderiam ser constituídos de partes menores; ainda partículas mais simples surgiram em 1850. William Crookes, um físico britânico, foi o primeiro de vários cientistas a construir *tubos de descarga de gás*, geralmente chamados de *tubos Crookes* (Figura 5.1a) Os eletrodos de um tubo Crookes são primeiro ligados a uma fonte de alta voltagem digamos, 20.000 volts, e o tubo é então conectado a uma bomba de vácuo e evacuado gradualmente por meio de um pequeno tubo lateral mostrado no diagrama.

Como a pressão no tubo diminui, uma série de fenômenos podem ser observados. A pressões próximas à atmosférica, nada parece acontecer dentro do tubo. Com a saída do gás, o gás residual no interior do tubo começa a emitir uma leve incandescência, a cor que depende da identidade do gás no tubo. (Ver Figura 5.1b) Posteriormente, a pressão no tubo diminui, o interior incandescente desaparece gradualmente e o vidro na extremidade do tubo com o eletrodo de carga positiva, o *ânodo*, começa a emitir uma incandescência esverdeada, mostrada em um tom mais escuro na Figura 5.1c.

Se um tubo Crookes especial contendo uma amostra de sulfeto de zinco (é uma substância fosforescente que emite luz quando bombardeada por uma partícula de alta energia. A tela da televisão é revestida do lado interno com uma mistura de substâncias fosforescentes que produz luz quando bombardeada por elétrons lançados do interior do tubo de imagem) é operado como descrito anteriormente (Figura 5.1d), o lado da amostra voltado

para o eletrodo carregado negativamente, o *cátodo*, emite um incandescência fosforescente brilhante e uma sombra da amostra pode ser vista no ânodo no final do tubo. Quando a superfície incandescente de sulfeto de zinco é examinada com um microscópio de baixa resolução, a incandescência pode ser vista como sendo composta de incontáveis e minúsculos *flashes* de luz brilhante. Todos estes resultados podem ser obtidos usando qualquer metal como eletrodo e qualquer gás no tubo, exceto para aqueles gases que emitem cor a pressões intermediárias (a cor emitida pelo gás depende de sua identidade).

Os experimentos dos tubos Crookes podem ser interpretados da seguinte forma: a baixas pressões, é evidente que alguma coisa deixa o cátodo e viaja para o ânodo. Originalmente, pensou-se que se tratasse de um raio, semelhante a um raio de luz, que foi denominado *raio catódico*, um nome que é usado até hoje. Entretanto, um raio catódico é composto realmente de um fluxo de minúsculas partículas, e cada vez que uma partícula individual bate na superfície do sulfeto de zinco, um *flashe* de luz é emitido. Além do mais, é necessário que as partículas emitidas do cátodo viajem em linhas retas; se elas pudessem seguir vários caminhos em torno do sulfeto de zinco, a sombra no ânodo na extremidade do tubo seria indefinida. A incandescência emitida pelo gás no interior do tubo a pressões intermediárias resulta das colisões das partículas em movimento com moléculas do gás. (A baixas pressões, a concentração de moléculas de gás é muito baixa para produzir luz visível, e sob estas condições muitas partículas atingem o vidro no ânodo na extremidade do tubo, causando incandescência.).

Em 1887, o físico inglês *J. J. Thomson* mostrou que as partículas em raio catódico são *carregadas negativamente*. Provou a afirmação mostrando que o raio pode ser desviado se passar entre placas de metais carregados opostamente em um tubo de Crookes (Figura *5.2a*). A direção do desvio (para a placa carregada positivamente) mostra que as partículas do raio catódico carregam um carga elétrica negativa. Hoje, geralmente provamos a existência desta carga negativa mostrando o desvio das partículas em um campo magnético, como mostrado na Figura *5.2b*.

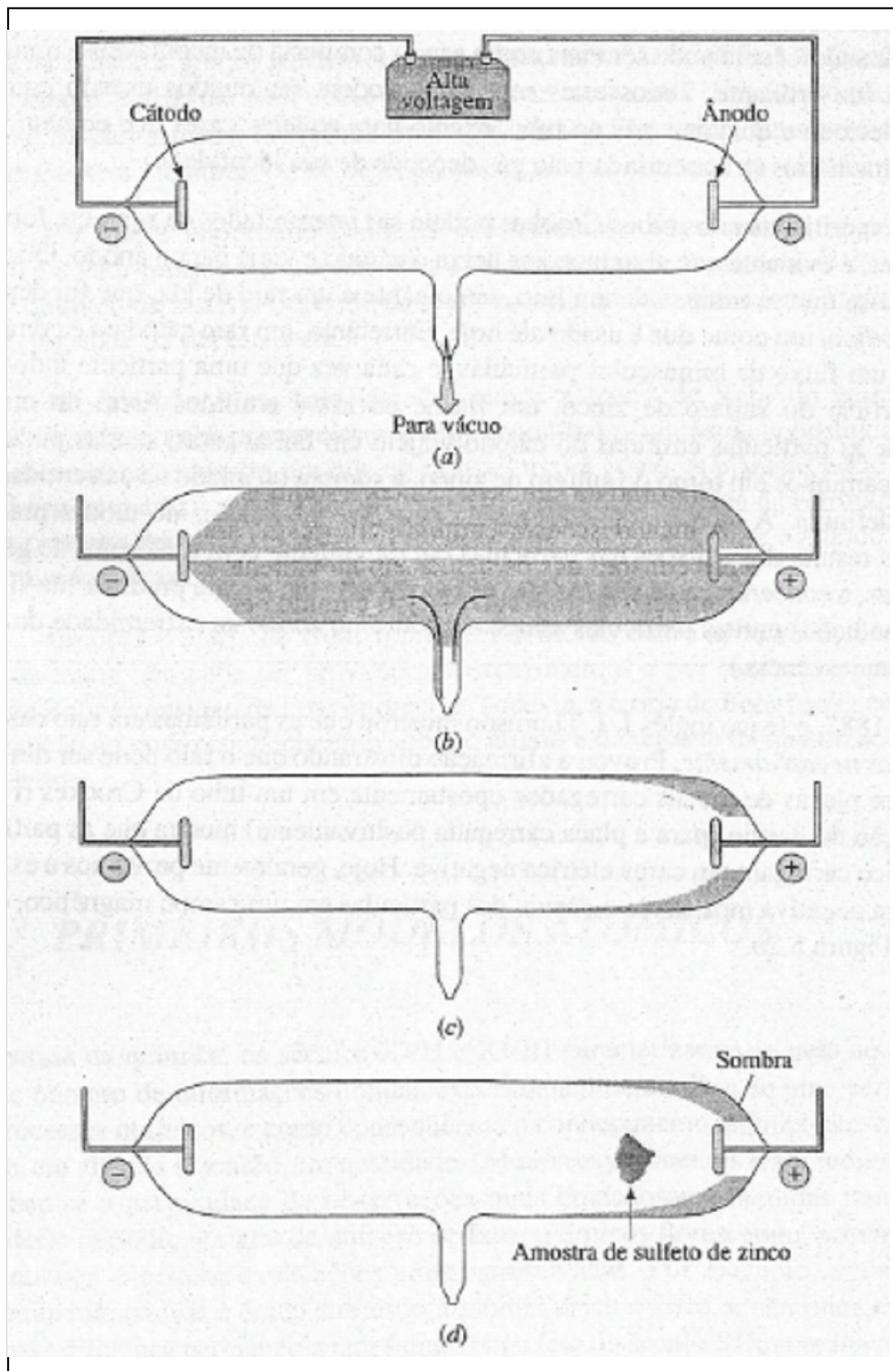


Figura 5.1 Um tubo Crookes. O cátodo é o eletrodo carregado negativamente por uma fonte de alta voltagem, e o ânodo, o eletrodo carregado positivamente. (a) Antes de ser evacuado. (b) A pressões intermediárias. (c) Abaixas pressões. (d) A baixas pressões.

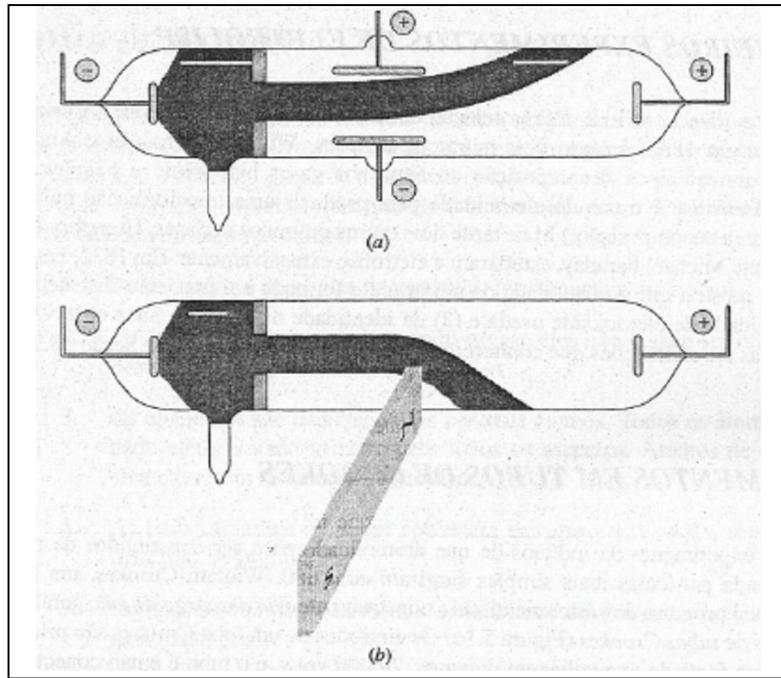


Figura 5.2 Deflexão dos raios catódicos por campos aplicados. (a) Campo elétrico. (b) Campo magnético.

Devido às partículas que emergem do cátodo em um tubo Crookes sempre terem as mesmas propriedades e serem independentes do material do cátodo, pode-se concluir que *elas estão presentes em toda a matéria*. Atualmente estas partículas são chamadas **elétrons**.

Em 1908, o físico americano Robert Millikan realizou um experimento clássico que determinou a magnitude da carga negativa no elétron. Ele vaporizou gotas de óleo entre duas placas metálicas carregadas opostamente e, por meio de um microscópio, observou que tais gotículas caíam pelo ar sob influência da gravidade. Ele então irradiou o espaço entre as placas com raios x. Estes, chocando-se com moléculas do ar, refletiam elétrons de tais moléculas e alguns destes elétrons eram capturados pelas gotículas de óleo. Carregando a placa superior positivamente e a inferior negativamente, ele poderia parar a queda de uma gota de óleo por meio de um ajuste da quantidade de carga elétrica nas placas. Assim, ele determinaria esta carga e calcularia o tamanho da carga em uma única gotícula. Ele repetiu o experimento várias vezes e determinou a carga de muitas gotículas de óleo individualmente.

Millikan acreditava que os raios X chocavam-se com os elétrons das moléculas do ar que circundavam as gotículas de óleo e que as gotículas poderiam captar estes elétrons. Mais tarde, uma gotícula poderia captar apenas um número *inteiro* de elétrons, e quando ele descobriu que cada gotícula era carregada por um múltiplo inteiro de $-1,6 \times 10^{-19} \text{C}$ (Coulombs), concluiu que cada elétron precisava carregar a carga: $-1,6 \times 10^{-19} \text{C}$.

J. Thomson já tinha mostrado que a razão carga-massa é a mesma para todos os elétrons e havia determinado sua magnitude. De posse desta informação, Millikan pôde calcular a massa do elétron, $9,1 \times 10^{-28}$ g. Millikan foi assim capaz de mostrar que *todos os elétrons são idênticos, isto é, todos têm a mesma massa e carga.*

Comentários Adicionais

Os elétrons estão presentes em toda a matéria. Eles são um dos seus constituintes subatômicos e são realmente todos idênticos.

Todos os átomos contêm elétrons. O que mais eles contêm? Em 1886, o físico alemão E. Goldstein usou um tubo Crookes modificado para produzir um novo tipo de raio. (Ver Figura 5.3.) O cátodo no tubo de Goldstein tinha uma fenda montada próximo ao meio do tubo. Goldstein observou um fluxo incandescente que parecia começar na fenda e mover-se em direção ao ânodo. Chamou este fluxo de um *raio canal*, e, pela observação da direção de deflexão do raio canal em um campo elétrico e magnético, ele foi capaz de provar, que o raio consistia em partículas carregadas *positivamente*. Contudo, diferentemente dos elétrons de um raio catódico, as partículas de um raio canal não são todos semelhantes, mesmo se um único gás puro estiver presente no tubo. Ao contrário, eles têm diferentes cargas, embora cada carga seja um múltiplo inteiro de $+1,6 \times 10^{-19}$ C. Além do mais, as massas destas partículas não dependem somente da identidade do gás no tubo de descarga, mas são *muito maiores* do que aquelas de um elétron.

Todas as observações experimentais feitas com tubos de Crookes podem ser resumidas como segue: os elétrons estão presentes em qualquer substância usada como cátodo. Sob influência de alta voltagem localizada nos eletrodos do tubo, os elétrons deixam o cátodo, e alguns deles colidem com as moléculas do gás no tubo, chocando-se um ou mais elétrons adicionais, que deixam as moléculas com uma carga elétrica positiva. Desde que as moléculas são normalmente descarregadas (neutras), essas moléculas e seus átomos consistem em partículas carregadas positivamente e elétrons carregados negativamente. A soma das cargas positivas em uma molécula normal precisa ser igual à soma das cargas negativas dos elétrons, assim, a molécula não carrega carga *líquida*.

Quando uma molécula (ou um único átomo) perde um ou mais de seus elétrons, adquire uma carga *líquida* positiva igual ao número de elétrons perdidos, porque agora a soma de suas cargas positivas é maior do que a de suas cargas negativas. A partícula resultante é chamada de **ion positivo**, e sua carga é indicada por um sinal de mais na sua fórmula: Na^+ ,

O_2^+ , H_2^+ , Ca^{2+} , etc. O índice "2+" no último exemplo mostra que o átomo de cálcio perdeu *dois* elétrons para tornar-se o íon de cálcio. (As moléculas e os átomos também podem *ganhar* elétrons para tomarem-se *íons negativos*, tais como: Cl^- , O^{2-} , S^{2-} , etc.)

Comentários Adicionais

Expressa em coulombs, a carga de um íon é o produto da carga apresentada na sua fórmula vezes a magnitude da carga do elétron, também em coulombs. Por exemplo, a carga do íon de cálcio, Ca^{2+} , é $(+2)(1,6 \times 10^{-19} \text{ coulombs})$, ou $3,2 \times 10^{-19} \text{ coulombs}$. Entretanto, há algum tempo, cargas já são expressas em termos de carga eletrônica por simplicidade. Por exemplo, geralmente podemos dizer que a carga do íon de cálcio é 2+ ou +2.

O ÁTOMO DE THOMSON

A partir de 1890, ficou evidente para a maioria dos cientistas que os átomos consistem em uma parte carregada positivamente e alguns elétrons, mas isto não era totalmente claro. De que os átomos são constituídos? Em 1898, *J. J.* Thomson sugeriu que um átomo poderia ser uma esfera carregada positivamente na qual alguns elétrons estão incrustados, e apontou que isto levaria a uma fácil remoção de elétrons dos átomos. Este modelo de átomo, algumas vezes chamado de modelo de "pudim de ameixas", é ilustrado na Figura 5.4. (Mais tarde, Thomson postulou que os elétrons estavam arranjados em anéis e circundavam completamente em órbitas a esfera positiva.)

5.2 O ÁTOMO NUCLEAR

O modelo atômico de Thomson (descrito anteriormente) foi bem aceito por muitos anos. Pouco depois do início do século XX, experimentos realizados na Inglaterra pelos físicos *E. Rutherford*, *E. Marsden* e *H. Geiger* levaram à substituição do modelo de Thomson.

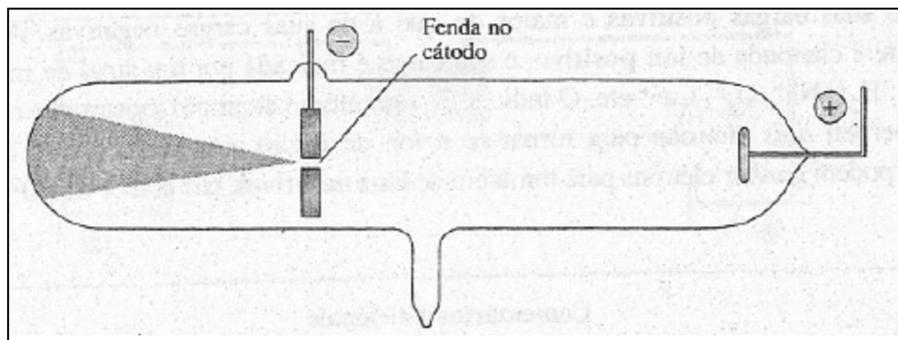


Figura 5.3 Tubo de raio canal de Goldstein.

O ÁTOMO DE RUTHERFORD

Em 1890 descobriu-se que certos elementos são *radioativos*. Isto significa que eles emitem radiação de alta energia, da qual há três tipos: partículas alfa (α), partículas beta (β) e raios gama (γ). Uma partícula alfa carrega uma carga positiva e tem uma massa que é muito maior do que um elétron. Rutherford, Geiger e Marsden lançaram um fluxo de partículas alfa emitidas por uma pequena quantidade do elemento radioativo polônio em várias folhas finas de diversos materiais como mica, papel e ouro. Observaram que, embora muitas partículas atravessassem as folhas em linha reta, algumas foram *espalhadas* ou desviadas da linha reta. Os três cientistas ficaram intrigados pelo espalhamento da partícula alfa (o que causou o desvio e por que somente algumas das partículas foram desviadas?) e projetaram um aparelho para medir o ângulo do desvio sofrido pelas partículas alfa, quando estas passavam através de uma folha extremamente fina de ouro. Neste aparelho, indicado esquematicamente na Figura 5.5, as partículas alfa foram detectadas por um darão formado sobre um anteparo revestido com uma camada de sulfeto de zinco fosforescente. O anteparo era móvel e o espalhamento das partículas através de diferentes ângulos poderia ser detectado e os ângulos, medidos.

Os resultados dos experimentos foram surpreendentes. Embora muitas das partículas atravessassem a folha com pouco ou nenhum desvio; algumas, ao contrário, foram desviadas, como os experimentos previamente mostravam. O surpreendente foi que a amplitude do ângulo medido variava de valores muito pequenos até valores acima de 90° . O espalhamento de ângulos maiores que 90° não foi previsto pelos cientistas; isto significa que algumas partículas alfa realmente emergiam da superfície do ouro, ou seja, as partículas eram rebatidas após o choque sem atravessar a folha. Por que somente poucas partículas se desviavam e por que alguns dos ângulos medidos eram tão grandes?

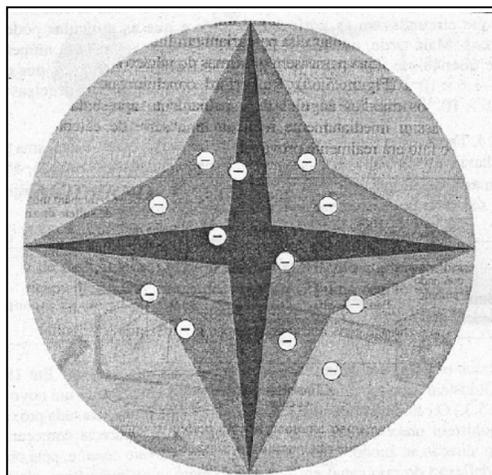


Figura 5.4 o modelo atômico de Thomson ("pudim de ameixas").

Em 1911, Rutherford foi capaz de mostrar o que os resultados experimentais realmente significavam. Pensando em termos do modelo de Thomson, a princípio ele não foi surpreendido pelo fato de que muitas das partículas alfa atravessavam em linha reta a folha com pouca ou nenhuma deflexão. Ele raciocinou que isto ocorreria se a massa e carga elétricas positiva e negativa estivessem espalhadas mais ou menos ao acaso através de cada átomo na folha. (Ver Figura 5.6a.) Tal distribuição difusa de massa poderia significar que nada seria muito sólido para um partícula alfa atravessar, e a carga positiva carregada pela partícula não seria influenciada por nenhuma concentração alta de carga positiva ou negativa localizada na folha. Como, então, os maiores desvios experimentados por algumas partículas alfa poderiam ser explicados?

Neste ponto Rutherford retomou uma idéia proposta em 1904 pelo físico japonês H. Nagaoka: um átomo poderia ser composto por um pequeníssimo núcleo carregado positivamente (no centro do átomo) rodeado por uma região comparativamente maior, contendo os elétrons. Rutherford compreendeu que se (1) elétrons carregados negativamente estavam distribuídos na maior parte do átomo e se (2) a carga positiva compreendendo a maior parte da massa estava concentrada em um minúsculo núcleo no centro do átomo, então não somente muitas partículas alfa passariam em linha reta sem apresentar deflexão, mas aquelas partículas alfa que passassem próximas do núcleo seriam fortemente repelidas por sua carga positiva (Figura 5.6b). Rutherford concluiu que tais repulsões intensas poderiam justificar os maiores ângulos de espalhamento apresentados por poucas das partículas alfa, e assim imediatamente realizou uma série de cálculos detalhados que constatavam que o fato era realmente provável.

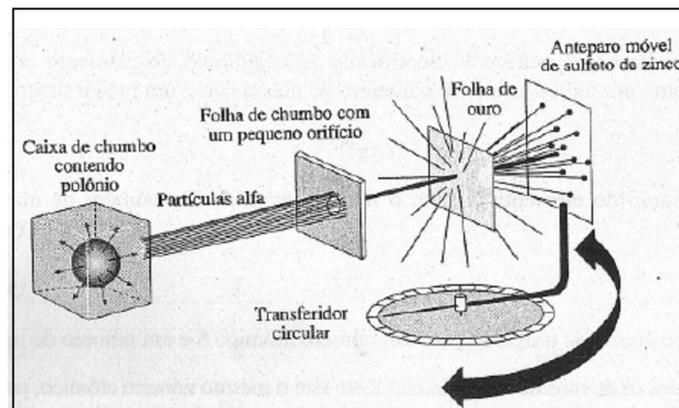


Figura 5.5 O experimento de Rutherford, Geiger e Marsden. O anteparo de sulfeto de zinco pode ser movido para detectar o espalhamento das partículas e o ângulo.

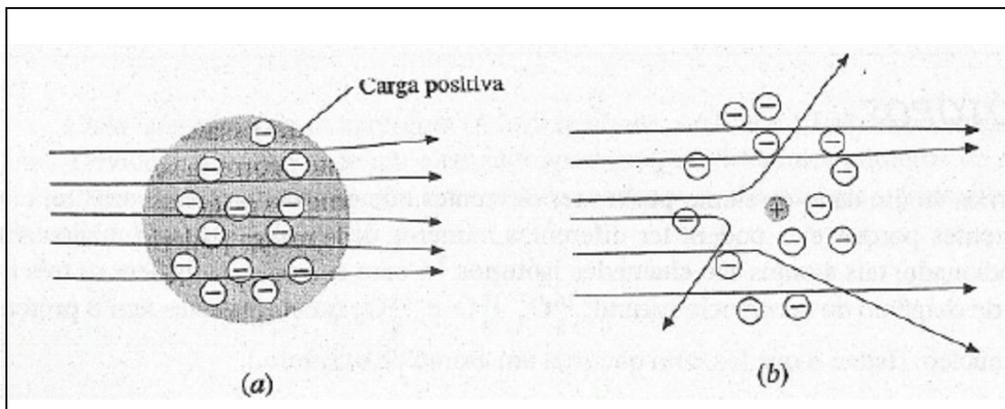


Figura 5.6 Desvios esperados das partículas alfa. (a) Átomo de Thomson: desvios pequenos. (b) Átomo de Rutherford: deflexões variando de pequenas a muito grandes.

Em resumo: o modelo de Rutherford representa o átomo consistindo em um pequeno núcleo rodeado por um grande volume no qual os elétrons estão distribuídos. O núcleo carrega toda a carga positiva e a maior parte da massa do átomo. Devido ao modelo atômico de Thomson não ser normalmente usado para interpretar os resultados dos experimentos de Rutherford, Geiger e Marsden, o modelo de Rutherford logo o substituiu. De fato, isto é a base para o conceito do átomo.

O ÁTOMO MODERNO

O modelo atual do átomo está fundamentado no de Rutherford. Acreditamos que o átomo seja composto de duas regiões: (1) um núcleo minúsculo compreendendo toda a carga positiva e praticamente toda a massa do átomo, e (2) uma região extra-nuclear (alguma coisa em volta do núcleo), que é principalmente um espaço vazio, onde estão distribuídos os elétrons. Este modelo é apresentado esquematicamente na Figura 5.7.

Comentários Adicionais

É importante perceber como o núcleo é extremamente pequeno em comparação com o restante do átomo. Se um átomo pudesse ser aumentado suficientemente para fazer com que seu núcleo tivesse o tamanho de uma bola de tênis, o átomo inteiro teria um diâmetro aproximado de 6,4 km.

Do que o núcleo é composto? Em 1914, Rutherford demonstrou a existência de uma partícula que tem uma massa muito maior do que o elétron e tem a carga igual em grandeza à de um elétron, mas de sinal oposto, isto é, positivo ao invés de negativo. Rutherford sugeriu

que a carga positiva de um núcleo atômico deve-se à presença de um número destas partículas, que em 1920 ele denominou **prótons**.

Rutherford concluiu que, embora os prótons contivessem toda a carga do núcleo, eles sozinhos não podem compor sua massa. O problema da massa extra foi resolvido quando, em 1932, o físico inglês J. Chadwick descobriu uma partícula que tinha aproximadamente a mesma massa de um próton, mas não era carregada eletricamente. Por ser a partícula eletricamente neutra, Chadwick a denominou de **nêutron**. Hoje, acreditamos que, com uma exceção, o núcleo de muitos átomos contém ambas as partículas: prótons e nêutrons, chamados **núcleons**. (A exceção é o núcleo de muitos isótopos comuns de hidrogênio que contém um próton e nenhum nêutron.) Como mencionamos, é geralmente conveniente designar cargas em partículas em termos de carga em um elétron. De acordo com esta convenção, um próton tem uma carga de +1, um elétron de -1, e um nêutron de 0.

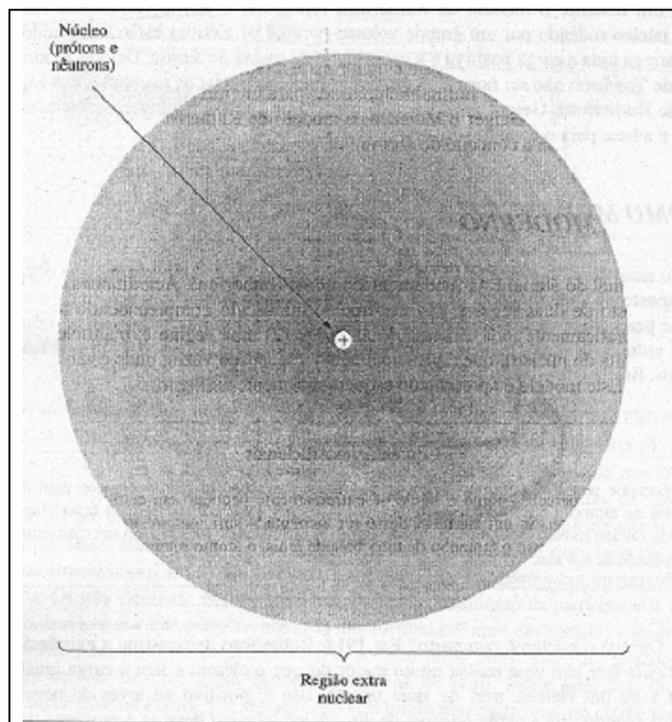


Figura 5.7 O átomo moderno.

Em resumo, podemos então descrever um átomo como apresentando um núcleo central, que é pequeníssimo, mas que contém a maior parte da massa do átomo e é circundado por uma enorme região extranuclear contendo elétrons (carga -1). O núcleo contém prótons (carga +1) e nêutrons (carga 0). O átomo como um todo não tem carga devido ao número de

prótons ser igual ao número de elétrons. A soma das massas dos elétrons em um átomo é praticamente desprezível em comparação com a massa dos prótons e nêutrons.

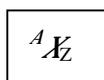
Um átomo individual (ou seu núcleo) é geralmente identificado especificando dois números inteiros: **o número atômico Z** e **o número de massa A** .

O *número atômico* Z é o número de prótons no núcleo.

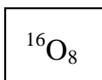
O *número de massa* A é o número total de núcleons (prótons mais nêutrons) no núcleo.

Pode-se ver destas definições que o número de nêutrons no núcleo é igual a $A - Z$.

Um átomo específico é identificado pelo símbolo do elemento com número atômico Z como um índice inferior e o número de massa como um índice superior. Assim,



Indica um átomo do elemento X com o número atômico Z e número de massa A . Por exemplo,



Refere-se a um átomo de oxigênio comum número atômico 8 e um número de massa 16.

Todos os átomos de um dado elemento têm o mesmo número atômico, porque todos têm o mesmo número de prótons no núcleo. Por esta razão, o índice inferior representando o número atômico é algumas vezes omitido na identificação de um átomo individual. Por exemplo, em vez de escrever ${}^{16}_8 O$, é suficiente escrever ${}^{16}O$, para representar um átomo de oxigênio -16.

ISÓTOPOS

Átomos de um dado elemento podem ter diferentes números de massa e, portanto, massas diferentes porque eles podem ter diferentes números de nêutrons em seu núcleo. Como mencionado, tais átomos são chamados isótopos. Como exemplo, considere os três isótopos de oxigênio de ocorrência natural: ${}^{16}O$, ${}^{17}O$ e ${}^{18}O$; cada um destes tem 8 prótons no seu núcleo. (Isto é o que faz com que seja um átomo de oxigênio.)

Tabela 5.1 Números de núcleons e elétrons em vários átomos.

Átomos	População do núcleo		População da região extranuclear
	Prótons	Nêutrons	Elétrons
${}^1_1\text{H}$	1	0	1
${}^2_1\text{H}$	1	1	1
${}^3_1\text{H}$	1	2	1
${}^{16}_8\text{O}$	8	8	8
${}^{17}_8\text{O}$	8	9	8
${}^{18}_8\text{O}$	8	10	8
${}^{234}_{92}\text{U}$	92	142	92
${}^{235}_{92}\text{U}$	92	143	92
${}^{238}_{92}\text{U}$	92	146	92

Cada isótopo também apresenta ($A - Z$) nêutrons, ou 8, 9 e 10 nêutrons, respectivamente. Devido aos isótopos de um elemento apresentar diferentes números de nêutrons, eles têm diferentes massas. Os números de núcleons e elétrons em vários átomos diferentes são dados na Tabela 5.1.

5.3 MASSAS ATÔMICAS

Vimos (Seção 2.3) que as massas atômicas são normalmente expressas em unidades de massa atômica (u). Uma unidade de massa atômica (1 u) é definida como sendo exatamente um doze avos da massa de um átomo de ${}^{12}\text{C}_6$, o mais comum isótopo de carbono. Isto equivale a especificar o valor 12 u como sendo a massa de um átomo de ${}^{12}\text{C}_6$, e as massas de todas os outros átomos são expressas relativamente à massa deste átomo.

ABUNDÂNCIA ISOTÓPICA

A maioria dos elementos é encontrada como uma mistura de isótopos. O boro, por exemplo, ocorre na natureza como uma mistura de 19,9% de átomos de ${}^{10}\text{B}_5$ e 80,1% de átomos de ${}^{11}\text{B}_5$. As porcentagens citadas são *porcentagens em números*, isto é, de cada 100 átomos de boro, 19,9 são ${}^{10}\text{B}_5$ e 80,1 são ${}^{11}\text{B}_5$. (Se átomos fracionários a desagradam,

considere que de cada 1000 átomos de boro, 199 são $^{10}\text{B}_5$ e 801 são $^{11}\text{B}_5$.) As abundâncias relativas dos isótopos de um elemento variam ligeiramente, dependendo da origem da amostra, mas tais variações são normalmente muito pequenas.

As massas e abundâncias isotópicas são **atualmente** determinadas por meio de uma técnica denominada *espectrometria de massas*. O *espectrômetro de massa* é um descendente do dispositivo empregado por J. J. Thomson para determinar a relação carga/massa do elétron. Numa versão moderna desse instrumento. (ver Figura 5.8), os átomos são primeiramente transformados em íons positivos, *ionizados* por meio de um bombardeio por elétrons de alta energia. Estes elétrons removem alguns dos elétrons na região extranuclear dos átomos, e os íons positivos resultantes são acelerados por um campo elétrico. Um campo magnético então desvia o caminho de um feixe luminoso de íons com um ângulo que depende da relação carga/massa dos íons no feixe luminoso. Se a amostra original consiste em uma mistura de isótopos, então o feixe de íons é separado em uma série de feixes, cada um contendo íons com uma relação carga-massa específica. Os feixes podem então ser individualmente detectados ou por meio de um filme fotográfico (num *espectrógrafo de massa*) ou por um detector de íons eletrônico (num *espectrômetro de massa*). A Figura 5.8 mostra a separação de isótopos de neônio; a Figura 5.8b é o *espectro de massa* resultante mostrando os picos produzidos pelos três isótopos de ocorrência natural deste elemento.

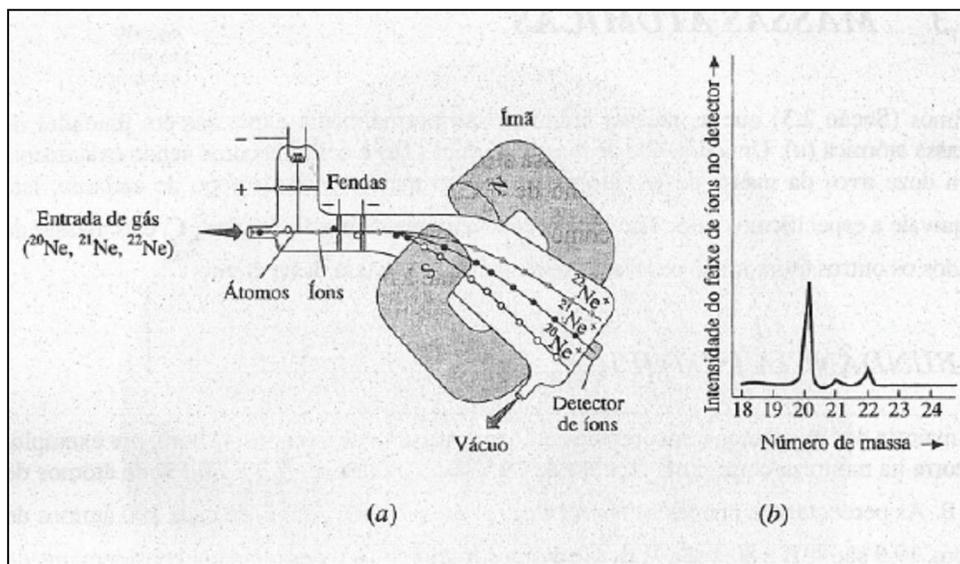


Figura 5.8 O espectro de massa. (a) Diagrama esquemático: é demonstrada a separação de três isótopos do neônio. Átomos de neônio tomam-se ionizados pelo impacto com elétrons. Estes íons são então acelerados e passam através de fendas em duas placas

metálicas que são carregadas negativamente, a segunda mais fortemente que a primeira. Eles então entram no campo magnético. O percurso dos íons $^{20}\text{N}^+$ é o mais desviado pelo campo magnético e o dos íons $^{22}\text{Ne}^+$ é o menos desviado. A voltagem nas fendas é aumentada gradativamente para provocar a passagem dos feixes de íons Ne^+ um por um, através do detector de íons que está conectado a um registrador. (b) Espectro de massa do neônio: os três isótopos de neônio deixam seus picos num gráfico desenhado no papel do registrador. Pelas alturas destes três picos podem ser calculadas as abundâncias relativas: 90,92% de ^{21}Ne ; 0,257% de ^{21}Ne ; e 8,82% de ^{22}Ne .

A DETERMINAÇÃO DE MASSAS ATÔMICAS

A massa atômica de um elemento é calculada pela média das massas dos isótopos deste elemento. A média precisa ser *ponderada* para levar em conta a abundância relativa dos isótopos. O método de cálculo é ilustrado no seguinte problema.

Exemplo 5.1 O cobre ocorre na natureza como uma mistura isotópica de 69,09% de ^{63}Cu (massa = 62,93 u por átomo) e 30,91 % de ^{65}Cu (massa = 64,95u por átomo). Qual é a massa atômica do cobre?

Solução: Resolvemos este problema achando a massa média de algum número, por exemplo, 100, de átomos de cobre. Como 100 átomos de Cu consistem em 69,09 átomos de ^{63}Cu e 30,91 átomos de ^{65}Cu ; a massa total destes 100 átomos de cobre é:

$$(69,09 \text{ átomos})(62,93 \text{ u átomo}^{-1}) + (30,91 \text{ átomos})(64,93 \text{ u átomo}^{-1}) = 6355 \text{ u}$$

A massa média de um átomo de cobre é, portanto,

$$\frac{6355 \text{ u}}{100 \text{ átomos}} = 63,55 \text{ u átomo}^{-1}$$

A massa atômica do cobre é 63,55.

Problema Paralelo: O enxofre é encontrado na terra com uma mistura isotópica de 95,02% de ^{32}S (massa = 31,972 u por átomo), 0,75% ^{33}S (massa = 32,972 u por átomo), 4,21% ^{34}S (massa = 33,968 u por átomo) e 0,02% de ^{36}S (massa = 35,967 u por átomo). Qual é a massa atômica do enxofre? **Resposta:** 32,07.

Comentários Adicionais

*Devemos ser cuidadosos para não confundir **número de massa** com **massa atômica**. Um número de massa é sempre um número inteiro por representar o número de partículas no núcleo. Em contraste, a massa atômica de um elemento é a massa média das massas de todos os seus isótopos de ocorrência natural. Esta é expressa em u e indica a massa do "átomo médio" de um elemento, relativa à do átomo de ^{12}C , que tem uma massa de 12 u . As massas atômicas não são números inteiros.*

5.4 ELÉTRONS EM ÁTOMOS

Assim que o modelo atômico de Rutherford foi aceito, o mundo científico começou a perguntar: O que *fazem* os elétrons? O próprio Rutherford primeiramente sugeriu que o átomo tinha uma estrutura *planetária*, com o núcleo correspondendo ao sol em nosso sistema solar e os elétrons aos planetas que se movem por um espaço vazio em órbitas fixas.

Tal modelo da estrutura atômica certamente é atraente: objetos em movimento tendem a descrever uma trajetória em linha reta (primeira lei do movimento de Newton), mas um objeto descrevendo uma órbita requer que uma força atue neste para mantê-lo em contínua trajetória curva. A atração da força da gravidade proveniente do sol mantém a terra em sua órbita e é fácil imaginar que a atração elétrica do núcleo carregado positivamente mantém um elétron carregado negativamente em órbita. Contudo, o próprio Rutherford reconheceu que havia uma imperfeição neste simples modelo planetário.

O DILEMA DO ÁTOMO ESTÁVEL

Imagine que você está olhando para um átomo de hidrogênio tão ampliado que possa ver seu núcleo e, bastante distante deste, seu único elétron. Existem apenas duas possibilidades do estado de movimento do elétron: ou ele está (1) estacionário ou está (2) em movimento.

Possibilidade 1 (o *elétron está parado*): se o elétron não estivesse em movimento, apenas "sentado" na região extranuclear, então, de acordo com a física clássica, a atração entre o núcleo carregado positivamente e o elétron carregado negativamente provocaria a movimentação do elétron em direção ao núcleo, o que aconteceria (cálculos mostram) em uma pequena fração de segundo. Em outras palavras, o elétron deixaria a região extranuclear e "cairia" no núcleo. Se este é o comportamento de todos os elétrons em átomos, então todos os átomos tenderiam a um colapso quase imediatamente. De fato, o universo inteiro entraria

num colapso. Uma vez que isto obviamente não aconteceu, rejeitamos este modelo absurdo do átomo.

Possibilidade 2 (o elétron está em movimento): agora, considere a alternativa do modelo do elétron em movimento. Desde que o elétron é parte do átomo, este precisa descrever algum tipo de trajetória em torno do núcleo - sua órbita. O modelo planetário simples considerado brevemente por Rutherford é um exemplo desse tipo de modelo. Em tal modelo, a direção do movimento do elétron precisa constantemente mudar para permanecer na sua órbita sem escapar do núcleo. Entretanto, Rutherford estava bem ciente de que, de acordo com a física clássica, quando uma partícula carregada experimenta uma mudança na direção de seu movimento (uma forma de aceleração), esta emite energia radiante. De um átomo com um elétron orbitando espera-se que ele emita energia continuamente, mas nem sempre isto é observado. Ou, pior ainda, se o elétron perdesse energia por radiação, cairia lentamente e alteraria o raio de sua órbita, e sua distância ao núcleo diminuiria. Em outras palavras, com esta perda de energia, o elétron espiralaria para o núcleo, e como com o modelo do elétron estacionário, os cálculos mostram que isto aconteceria em uma pequena fração de segundo. Assim, obtém-se a mesma conclusão absurda: o colapso do átomo, e por isso todos os elétrons em todos os átomos do universo apresentariam o mesmo comportamento. Rutherford conclui, assim como nós também devemos concluir, que o modelo planetário do elétron em movimento também é incorreto.

Estas conclusões apresentaram realmente um dilema para os cientistas do início do século XX. Qualquer uma das alternativas de um elétron em movimento ou parado em um átomo conduz a conclusões inconsistentes com a realidade. Neste ponto, você pode começar a pensar que deve haver algo errado com a física clássica usada por Rutherford e outros para dispor as duas alternativas para o movimento do elétron e isto, de certo modo, é correto. Hoje sabemos que há algo de errado com a física clássica, tanto que ela não é adequada para descrever o que ocorre em escala atômica. As leis da física clássica são excelentes para descrever o movimento de objetos grandes, de galáxias a mosquitos, mas são completamente insatisfatórias quando aplicadas a partículas tão pequenas quanto elétrons.

A primeira tentativa importante para desenvolver um novo modelo atômico não clássico foi feita por Niels Bohr, um físico dinamarquês. Embora seu modelo não fosse um sucesso completo e tenha sido efetivamente descartado por 20 anos, ele introduziu alguns conceitos revolucionários que conduziram finalmente ao desenvolvimento do modelo moderno da estrutura atômica. Bohr percebeu que a elucidação da estrutura atômica seria encontrada na natureza da luz emitida pelas substâncias a temperaturas altas ou sob influência

de uma descarga elétrica. Mais especificamente, Bohr acreditava que esta luz era produzida quando elétrons nos átomos sofriam alterações de energia. Entretanto, antes de vermos o que Bohr propôs, examinaremos algumas das características da luz e outras formas de energia radiante.

ENERGIA RADIANTE

A energia radiante também chamada de *energia eletromagnética* percorre $3,00 \times 10^8$ metros por segundo no vácuo. Tal energia apresenta movimento ondulatório e sua passagem direta no espaço é semelhante em alguns aspectos à passagem de uma onda sobre a superfície da água (Figura 5.9). Uma onda de água é caracterizada pela sucessão de cristas alternadas (pontos altos) e calhas (pontos baixos). A *freqüência* de uma onda é geralmente representada pela letra grega ν (nu) e corresponde ao número de cristas (ou de calhas) que passam num dado ponto por segundo. O *comprimento da onda* é representada por λ (lambda) e corresponde à distância entre cristas sucessivas. O produto da freqüência e comprimento de onda é igual à *velocidade* v da onda, ou

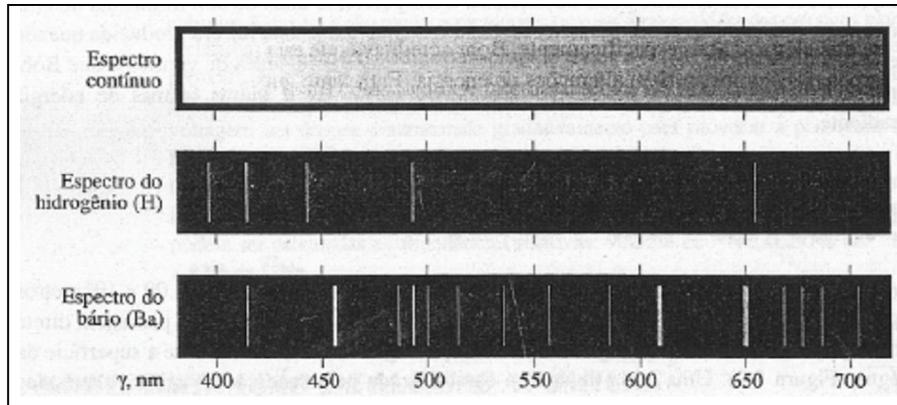
$$\nu\lambda = v$$

Comentários Adicionais

Se o significado da equação anterior não está claro, imagine a analogia: um trem de carga de carros passa por um cruzamento. Você poderia calcular a velocidade do trem pelo produto da freqüência dos carros que passa (o número que passam por segundo) vezes o comprimento de cada carro. A freqüência vezes o comprimento é igual à velocidade.

A energia radiante inclui luz visível, radiação infravermelha e ultravioleta, ondas de rádio, microondas, raios X e outras formas que deslocam-se via *ondas eletromagnéticas* (Uma onda eletromagnética é a combinação da oscilação dos campos elétricos e magnéticos percorrendo o espaço). A Figura 5.10 representa esquematicamente três exemplos de ondas eletromagnéticas. A forma de cada onda é semelhante à de uma onda senoidal, e a freqüência, o comprimento e a velocidade estão todos relacionados, como no caso de uma onda de água. Como a velocidade de todas as ondas eletromagnéticas (freqüentemente referida à *velocidade da luz*) é uma constante, pelo menos no vácuo, ela é designada por c . Portanto, podemos escrever

$$\nu\lambda = c$$



Espectro contínuo e de linhas. As séries de linhas espectrais formadas por cada elemento são uma característica daquele elemento e podem ser usadas como uma "impressão digital" para identificação em laboratório. Esse espectro mostra somente a região visível do espectro eletromagnético.

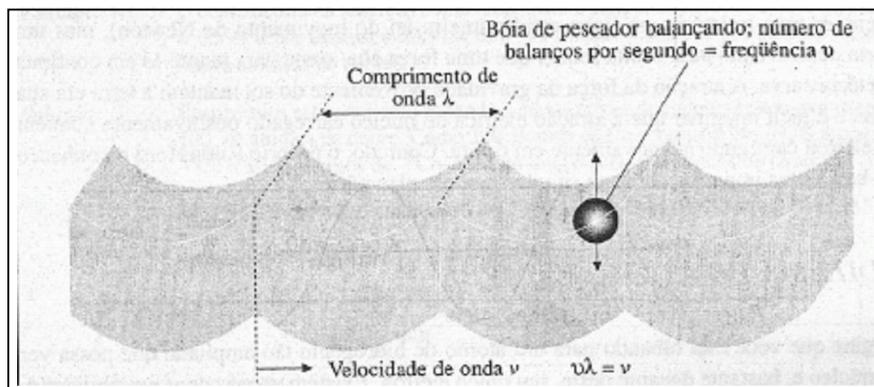


Figura 5.9 Uma onda de água. Uma bóia de pescador flutua e não é levada ao longe com a onda, ao contrário, esta bóia sobe e desce quando a onda passa. A distância entre dois pontos quaisquer comparáveis em uma onda é chamada *comprimento de onda* . Como a cada comprimento de onda que passa corresponde um balanço da bóia, o produto do número de balanços por segundo (a frequência) pelo comprimento de onda é igual à distância percorrida pela onda em um segundo, a *velocidade* de onda, ou $\nu\lambda = v$.

O intervalo de frequências eletromagnéticas e correspondentes comprimentos de onda estão representados na Figura 5.11. O espectro visível é a banda estreita de comprimento de onda que nossos olhos são capazes de detectar. Dentro do espectro visível, vemos ondas de comprimento curto como o violeta e ondas de comprimento longo como o vermelho. Na Figura 5.11, as frequências estão indicadas em unidades de *hertz* (Hz), o que corresponde a *ciclos por segundo*, ou s^{-1} (lê-se "inverso de segundo" ou "por segundo"). Os comprimentos de

onda são indicados em metros, exceto para o espectro visível, onde eles são indicados em nanômetros ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$).

ESPECTROSCOPIA ATÔMICA

A luz branca é composta de uma mistura de ondas eletromagnéticas de todas as frequências do espectro visível, abrangendo o violeta profundo (aproximadamente 400 nm) para o vermelho profundo (aproximadamente 700). Essa mistura de ondas pode ser separada usando um prisma ótico, que não só desvia o raio da luz (chamado de *refração*), *mas* também desvia a luz de diferentes comprimentos, de quantidades diferentes (*dispersão*). A Figura 5.12 mostra um raio de luz branca sendo refratado e disperso por um prisma em uma continuidade de cores. Tal espectro é chamado *espectro contínuo*. O processo de obtenção de um espectro é conhecido como *espectroscopia*.

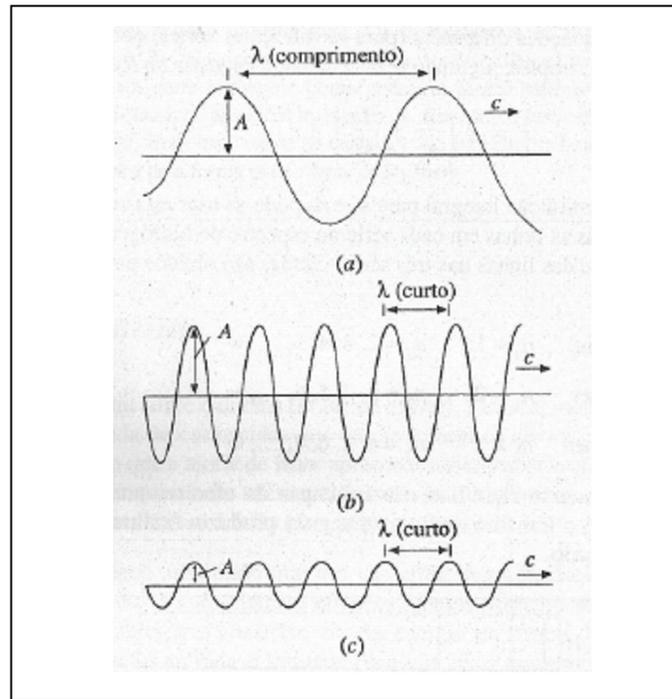


Figura 5.10 Ondas eletromagnéticas. *(a)* Comprimento de onda λ , longo e baixa frequência. *(b)* Comprimento de onda λ , curto e alta frequência. *(c)* Mesmo comprimento de onda e frequência como em *b*, mas baixa amplitude A . Em cada caso a velocidade c da onda é a mesma, e $c = \lambda f$.

Quando eletricidade passa através do gás hidrogênio (em um arco elétrico ou uma faísca), ou quando o gás é aquecido a uma alta temperatura, o hidrogênio emite luz.

Entretanto, quando sua luz atravessa um prisma, o resultado não é um espectro contínuo. Ao contrário, uma *linha espectral* é produzida (Figura 5.13), ou seja, um conjunto de linhas distintas, cada uma produzida pela luz de um comprimento de onda discreta.

As séries de linhas mostradas na Figura 5.13 são encontradas na região visível do espectro e são chamadas de séries de Balmer (por causa do físico suíço J. J. Balmer, que as estudou em 1885). Esta é uma das várias séries de linhas espectrais que podem ser obtidas do hidrogênio; outras séries são encontradas nas regiões ultravioleta e infravermelha do espectro eletromagnético. Por muitos anos, pesquisadores estudaram a linha espectral obtida do hidrogênio e outros elementos pesquisados para um indício da origem do espectro.

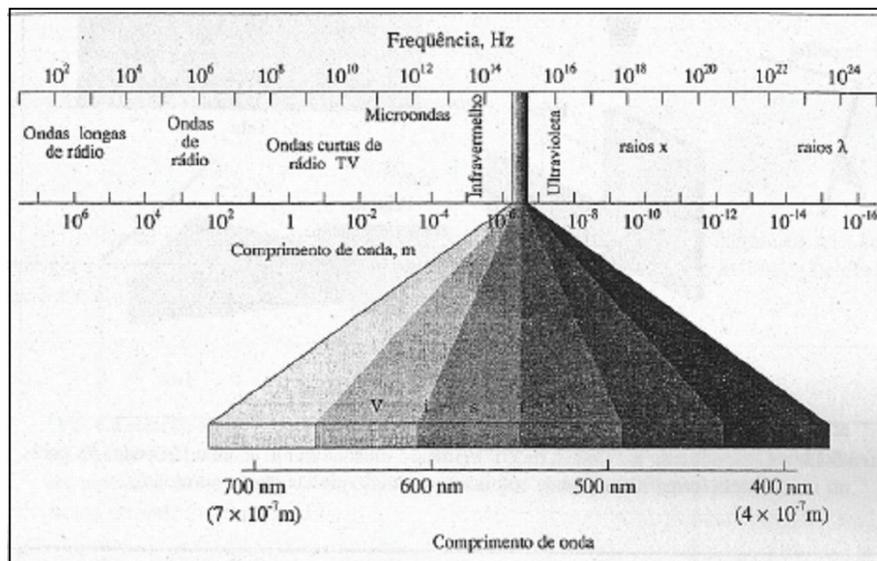


Figura 5.11 O espectro eletromagnético.

No fim do século XIX, descobriu-se que os comprimentos de ondas da luz responsáveis pelas linhas nas séries de Balmer do hidrogênio estão relacionados pela equação:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Onde λ é o comprimento de onda e n é um número inteiro, maior ou igual a 3. R é uma constante chamada *constante de Rydberg*, que tem o valor $1,0974 \times 10^{-2} \text{ nm}^{-1}$. Pela substituição de diferentes valores de n (3, 4, 5, 6 etc.) na equação, pode-se obter comprimentos de onda de todas as linhas espectrais nas séries Balmer.

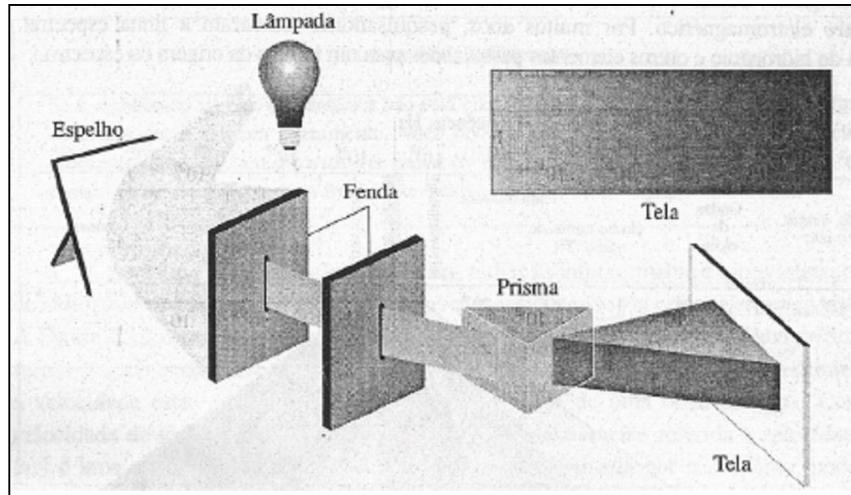


Figura 5.12 O espectro da luz branca de um filamento incandescente de uma lâmpada. As cores da tela formam uma banda contínua que vai do violeta para o vermelho.

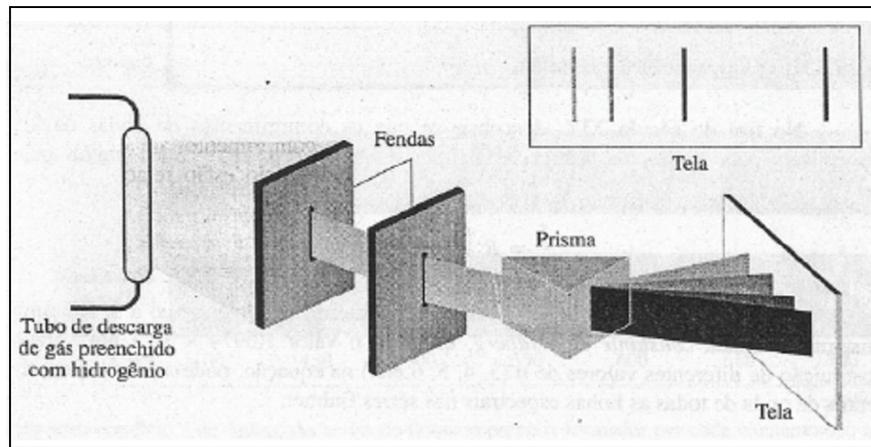


Figura 5.13 O espectro de linhas do hidrogênio, série Balmer. (Compare com o espectro contínuo da Figura 5.12.)

Como já foi mencionado, outras séries de linhas espectrais podem ser obtidas do hidrogênio; isto inclui as *séries de Lyman* no ultravioleta e as *séries de Paschen* no infravermelho. Os comprimentos de onda das linhas em cada uma dessas séries também podem ser obtidos da equação que gera os comprimentos de onda de todas as linhas naquelas séries. As equações diferentes (para as diferentes séries) podem ser combinadas em uma única relação simples, algumas vezes chamada *equação de Rydberg*:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (5.1)$$

Onde $n_2 > n_1$. Pela substituição integral para n_1 e n_2 pode-se usar esta equação para obter os comprimentos de todas as linhas em cada série no espectro do hidrogênio. Por exemplo, os comprimentos de onda das linhas nas três séries citadas são obtidos por substituição, como a seguir:

Séries Lyman	$n_1 = 1$	$n_2 = 2, 3, 4, 5, \dots, \infty$
Séries Balmer	$n_1 = 2$	$n_2 = 3, 4, 5, 6, \dots, \infty$
Séries Paschen	$n_1 = 3$	$n_2 = 4, 5, 6, 7, \dots, \infty$

Por muitos anos, o mundo científico não foi capaz de oferecer uma explicação para o sucesso desta relação; o trabalho de Bohr (a seguir) produziu finalmente algum discernimento em seu significado.

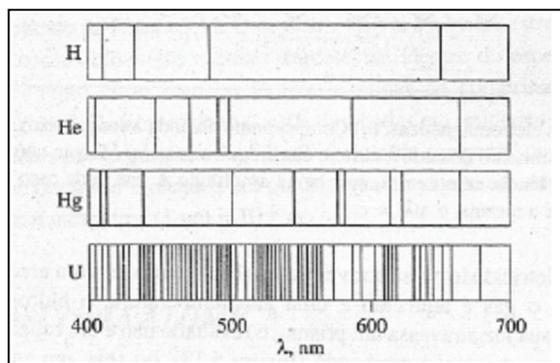


Figura 5.14 Os espectros de linhas de alguns elementos.

Finalmente, deve-se observar que cada elemento produz seu próprio espectro de linhas. (Veja Figura 5.14.)

Comentários Adicionais

Por que tanta preocupação em torno de espectros? Principalmente porque a existência dos espectros de linhas fornece a mais importante prova experimental para o modelo atômico de Bohr e, ultimamente, para, o modelo atual. Os experimentos de Rutherford, Geiger e Marsden mostraram, de maneira geral, a localização dos elétrons no átomo, mas esta informação criou um novo problema: como pode um átomo nuclear ser uma partícula estável? Os físicos clássicos pareciam incapazes de encontrar a resposta. Para encontrar a

solução do problema, Bohr inspirou-se na existência do espectro de linhas do hidrogênio e de outros elementos e pela forma matemática de Rydberg,

O ÁTOMO DE BOHR

Em 1913, Bohr refletiu sobre o dilema do átomo estável. Ele imaginou que deveriam existir princípios físicos ainda desconhecidos que descrevessem os elétrons nos átomos. Embora se tenha demonstrado que a teoria de Bohr apresenta sérias imperfeições, Bohr foi suficientemente corajoso para questionar a física clássica e seu trabalho encorajou outros a descobrirem porque a física clássica é falha para partículas pequenas.

Bohr começou admitindo que um gás emite luz quando uma corrente elétrica passa através deste, devido aos elétrons em seus átomos primeiro absorverem energia da eletricidade e posteriormente liberarem aquela energia na forma de luz. Ele imaginou, contudo, que a radiação emitida é limitada para um certo comprimento de onda. Havia somente uma explicação racional para os discretos comprimentos de onda; ele deduziu que, em um átomo, um elétron não está livre para ter qualquer quantidade de energia. Preferencialmente, *um elétron em um átomo pode ter somente certas quantidades específicas de energia*; isto é, a energia de um elétron em um átomo é **quantizada**.

Logo no início do século XX, os físicos alemães Max Planck e Albert Einstein mostraram independentemente que todas as radiações eletromagnéticas comportavam-se como se fossem compostas de minúsculos pacotes de energia chamados *fótons*. Eles mostraram que cada fóton tinha uma *energia* que é proporcional *à frequência* da radiação:

$$E_{\text{fóton}} = h\nu \quad (5.2)$$

Na qual a constante de proporcionalidade h é agora chamada de constante de Planck e tem o valor de $6,63 \times 10^{-34}$ Js. Já vimos que a frequência, o comprimento de onda e a velocidade da luz estão relacionadas pela equação:

$$v\lambda = c$$

Ou

$$v = \frac{c}{\lambda}$$

E assim, substituindo na equação (5.2), obtemos.

$$E_{\text{fóton}} = \frac{hc}{\lambda} \quad (5.3)$$

Desta equação, podemos ver que um fóton de energia eletromagnética tem sua energia e comprimento de onda relacionado em uma proporcionalidade inversa. (Lembre-se: h e c são ambas constantes.)

Comentários Adicionais

Qual é a relação entre a energia de um elétron e o comprimento de onda da luz emitida de um átomo? Como Bohr foi capaz de ver que as energias eletrônicas quantizadas poderiam ser atribuídas à existência de espectros de linhas? E quanto ao dilema do problema do átomo estável? Continue lendo.

Bohr descreveu a origem do espectro de linha como segue: de todos os valores de energias quantizadas, um elétron em um átomo pode ter somente um valor de energia. Ele estabeleceu que um átomo tem um conjunto de energias quantizadas, ou *níveis de energia*, disponível para seus elétrons. Posteriormente, só um certo número de elétrons pode ter energia particular, isto é, cada nível de energia tem uma "população" máxima de elétrons. Um átomo está normalmente em seu estado fundamental, *o estado no qual todos os seus elétrons estão nos níveis de energia mais baixos que lhes são disponíveis*. Quando um átomo absorve energia de uma chama ou descarga elétrica, alguns de seus elétrons ganham energia e são elevados a um nível de energia maior. O átomo é agora dito estar em um estado excitado. Alguns dos níveis de energia mais baixos ficam livres e, assim, um elétron pode cair de um nível mais alto, designado por $(E_2)_{\text{elétron}}$ para um nível de energia mais baixo, $(E_1)_{\text{elétron}}$. Quando isto acontece, a energia é liberada do átomo em uma quantidade igual a $(E_2)_{\text{elétron}} - (E_1)_{\text{elétron}}$ isto é, a *diferença* entre as duas energias do elétron. De acordo com Bohr, a energia é liberada na forma de fóton de radiação eletromagnética. Se representarmos a energia deste fóton por $E_{\text{fóton}}$ então:

$$(E_2)_{\text{elétron}} - (E_1)_{\text{elétron}} = E_{\text{fóton}}$$

Agora, aqui está a parte importante: desde que os níveis mais alto e mais baixo de energia sejam ambos quantizados, a diferença de energia entre eles precisa também ser quantizada, como precisa ser a energia de um fóton de energia eletromagnética irradiada quando o elétron cai de um nível mais alto para outro mais baixo quantizado. Finalmente, isto significa que, devido à relação simples entre a energia e o comprimento de onda de um fóton [Equação (5.3)], o comprimento de onda da radiação precisa também ser quantizado. Em resumo, pelo fato de $(E_2)_{\text{elétron}}$ e $(E_1)_{\text{elétron}}$ terem valores fixos discretos, e porque

$$(E_2)_{\text{elétron}} - (E_1)_{\text{elétron}} = E_{\text{fóton}} = \frac{hc}{\lambda} \quad (5.4)$$

O comprimento de onda da radiação emitida pode ter somente um valor discreto e fixo. Entretanto, uma *linha* espectral, que pode ser produzida somente da radiação de um *único* comprimento de onda, é observada.

Em algum estado excitado do átomo, muitas transições de níveis de energia eletrônica mais altos para mais baixos são possíveis. Os elétrons pertencentes a muitos átomos podem sofrer todas as possíveis transições de níveis mais altos para mais baixos, e todas as transições eletrônicas entre um par específico de níveis em um átomo contribuem para a produção de uma linha individual no espectro daquele elemento.

Comentários Adicionais

O conceito da quantização de energia eletrônica é importante. Considere a analogia com uma escada. Você pode ficar de pé em um degrau, mas não entre dois degraus. Existem, portanto, apenas elevações distintas, certas e específicas acima do solo onde você possa descansar seus pés. Sua elevação, ou ao menos a elevação de seus pés, é quantizada. De maneira semelhante, a energia de um elétron em um átomo é quantizada porque não pode ter uma quantidade qualquer de energia, mas apenas certas quantidades permitidas. (Como a maioria das analogias, esta não pode ser desprezada.)

A teoria de Bohr foi melhor comprovada quando aplicada ao átomo de hidrogênio. Ao fazê-lo, Bohr foi capaz de *obter* a equação de Rydberg [Equação (5.1)], o que significa que ele poderia prever os comprimentos de onda da luz que produzem as linhas no espectro de hidrogênio. Ele também obteve a energia quantizada de cada nível no átomo de hidrogênio. (Estas derivações podem ser encontradas em muitos textos de física elementar.) Como obtido por Bohr, os níveis de energia quantizados no átomo de hidrogênio estão mostrados esquematicamente na Figura 5.15. Cada nível de energia no desenho representa uma quantidade de energia *permitida*; o elétron não pode ter quantidades intermediárias.

De acordo com a teoria de Bohr, o elétron do átomo de hidrogênio no estado fundamental pode absorver várias quantidades discretas de energia e, assim, elevar-se a um nível de energia mais alto. O comprimento de cada flecha na Figura 5.16a é uma medida relativa da quantidade de energia absorvida pelo átomo, quando este sofre uma transição. (As

transições para o nível $n = \infty$ correspondem à completa perda do elétron pelo átomo, que é conhecido como *ionização*.) Cada linha num espectro de hidrogênio resulta da emissão de luz de um comprimento de onda específico, processo que ocorre quando elétrons sofrem uma transição específica de um nível de energia maior para um de energia menor. Algumas destas "transições descendentes" são mostradas na Figura 5.16b.

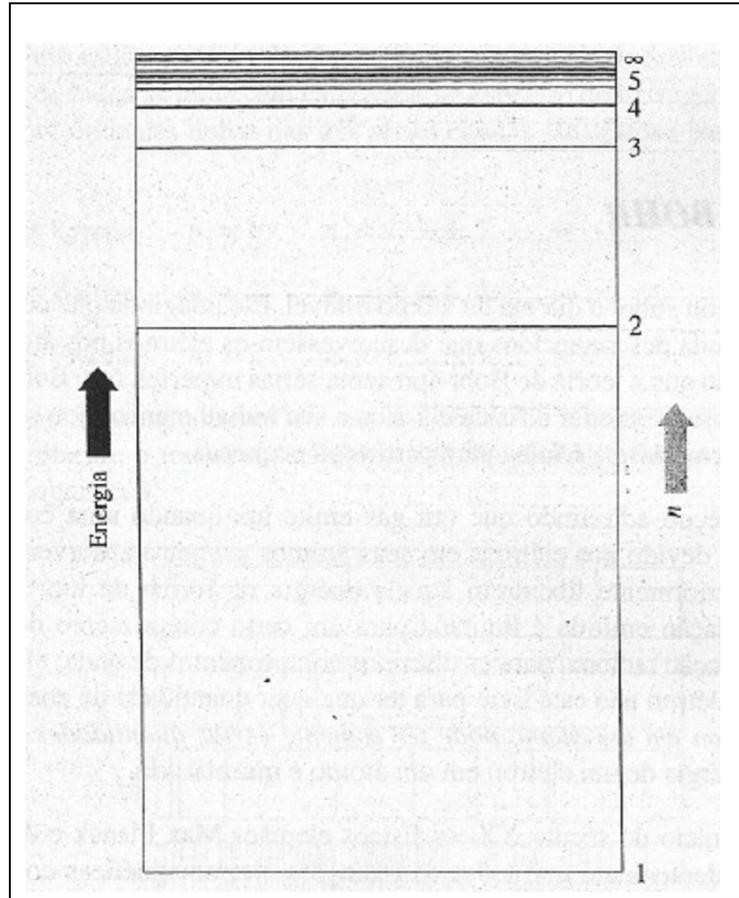


Figura 5.15 Níveis de energia no átomo de hidrogênio.

O maior sucesso de Bohr reside no fato de que ele foi capaz não somente de deduzir a equação (5.1), mas também de calcular um valor de R que concorda com o valor experimental para cinco algarismos significativos. Assim, pela suposição da quantização da energia (e de algumas outras propriedades) do elétron em um átomo de hidrogênio, Bohr foi capaz de obter todos os comprimentos de ondas no espectro de linhas do hidrogênio. Em 1913, tal concordância entre a teoria e a prática foi muito animadora para o mundo científico.

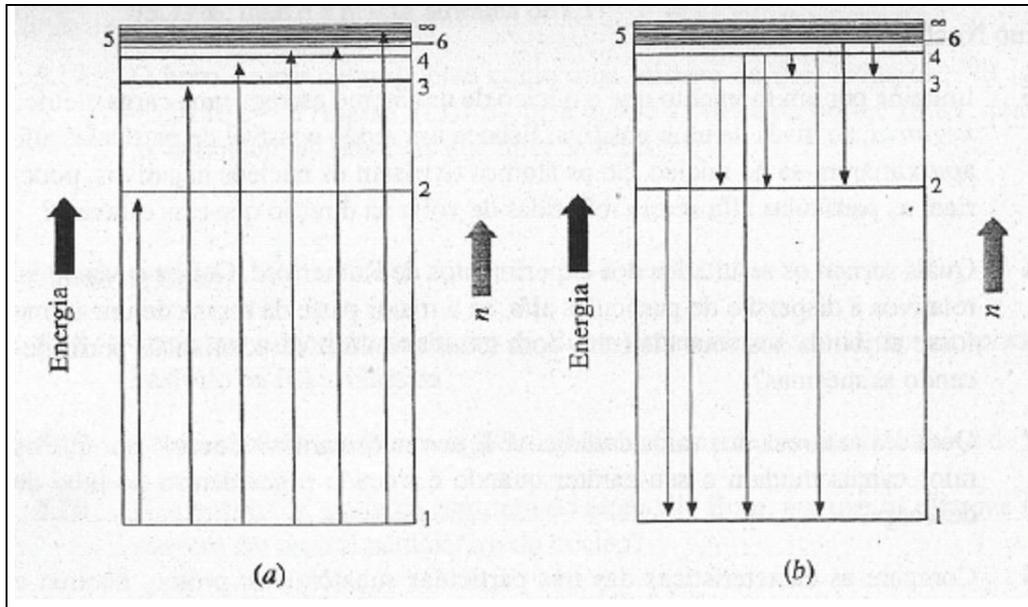


Figura 5.16 Transições eletrônicas em um átomo de hidrogênio. (a) Algumas transições do nível de energia mais baixo ($n=1$) para o nível mais alto (a energia é absorvida pelo átomo). (b) Algumas transições do nível de energia mais alto para o mais baixo (a energia é emitida).

O que Bohr disse sobre o que os elétrons estão *fazendo* nos átomos? Ele propôs o modelo planetário *modificado* no qual cada nível de energia quantizado corresponde a uma órbita eletrônica circular, específica e estável com raio quantizado. (Outros mais tarde Õ estenderam o modelo original de Bohr a órbitas elípticas) De acordo com Bohr, órbitas de raio grande correspondem a níveis de energia alto Por razões que se tornarão evidentes no capítulo, entretanto, o aspecto do modelo planetário de Bohr é uma de suas características mais fracas. Por esta razão, após este capítulo não falaremos mais de elétrons percorrendo órbitas ao redor do núcleo.

Como Bohr encarou o fato de que elétrons em átomos não irradiam energia continuamente, o que causaria o colapso no átomo? Em primeiro lugar, desde que a energia de um elétron é quantizada, a radiação contínua não é possível. (A energia de um elétron teria de variar continuamente para que o elétron fosse capaz de perder energia continuamente) Em segundo lugar, Bohr foi capaz de mostrar que a *menor* energia utilizável para um elétron não é zero. Ele interpretou isto como significando que há um tamanho mínimo permitido para a órbita de um elétron. (Acreditamos hoje que, embora os conceitos de órbitas de Bohr sejam incorretos, há realmente uma energia mínima constante, maior do que zero, que um elétron

pode ter) De acordo com Bohr, os átomos não entram em colapso porque um átomo não pode ter menos energia do que apresenta no seu estado fundamental.

A agitação da excitante teoria de Bohr aquietou-se quando ficou evidente que ela apresentava várias falhas. Algumas delas serão mencionadas mais tarde; por ora é suficiente saber que a teoria concorda com observações experimentais no caso de somente um átomo-hidrogênio. Isto pode ser adaptado para vários outros átomos, mas para muitos elementos é uma desoladora falha, devido às linhas espectrais previstas pela teoria simples não corresponderem àquela observada.

Comentários Adicionais

Por que, considerando o breve sucesso da teoria de Bohr, nós nos detivemos tanto tempo com ela? Primeiro, ainda hoje a população continua descrevendo os átomos de acordo com o modelo de Bohr, quase sem exceção, e parece razoável que leve um tempo para explicar o que há de errado com aquele modelo. Segundo, a teoria de Bohr da estrutura de um átomo foi uma importante ajuda para os conceitos atuais da estrutura do átomo. O conceito da quantização da energia foi intrigante e causou perplexidade no início do século XX, e o trabalho de Planck, Einstein e Bohr pareceu revolucionário, pois por muitos anos acreditou-se que não existia descontinuidade finita na natureza. O conceito da quantização tem sobrevivido; contudo, o restante do modelo de Bohr, não.

Um comentário final: embora neste capítulo tenhamos descrito um número de modelos da estrutura atômica que não funcionam, não temos ainda proporcionado uma alternativa satisfatória. A (aparente) resposta final para a questão sobre o que "fazem" os elétrons no átomo terá de esperar até o próximo capítulo.

RESUMO

O *modelo atômico de Dalton* foi baseado na proposição de que os átomos são indivisíveis, imutáveis, e aparentemente sem estrutura, e este foi o sucesso na explicação de muitas das características de transformações químicas. No século XIX, contudo, os experimentos com tubos Crookes mostraram que os átomos têm partes positivas e negativas, sendo esta última chamada *elétrons*. J. J. Thomson propôs que o átomo é constituído de uma esfera positiva grande e difusa, no qual os elétrons eram encaixados. Mais tarde, Rutherford e seus colaboradores mostraram que o átomo consiste em um minúsculo *núcleo*, que contém toda a carga positiva e quase toda a massa do átomo, rodeado pelos elétrons. Este modelo é ainda considerado essencialmente correto.

Hoje, acreditamos que o núcleo dos átomos consiste em *prótons* carregados positivamente e, exceto para ${}^1\text{H}_1$, *nêutrons*, que não apresentam carga. O número de prótons no núcleo é chamado *número atômico Z*, e o número total de núcleons (prótons mais nêutrons) é o *número de massa A*. Os átomos de um dado elemento têm o mesmo número de prótons, mas *isótopos* de um elemento têm diferentes números de nêutrons e, conseqüentemente, diferentes massas. A *massa atômica* de um elemento é a média ponderada das massas de seus isótopos de ocorrência natural, expressa na escala na qual a massa de um átomo de ${}^{12}\text{C}_6$ é fixada como exatamente igual a 12u.

O modelo atômico de Rutherford aumentou a dúvida sobre a localização e movimento dos elétrons no átomo. De acordo com a física clássica, seria de esperar que os átomos entrassem em colapso e, assim, deixassem de existir. Bohr apontou que a física clássica falha ao descrever o movimento e outras propriedades de partículas muito pequenas. Começando com o fato de que elementos exibem um *espectro de linhas*, desenvolveu um modelo atômico no qual postulou a existência de *níveis de energia eletrônica quantizada*. Embora atrativa em muitos aspectos, a teoria de Bohr é inadequada para explicar satisfatoriamente o espectro de alguns elementos além do hidrogênio. O conceito de quantização de energia eletrônica de Bohr é ainda considerado essencialmente correto, embora suas idéias sobre órbitas não o sejam.

PROBLEMAS

Modelos Atômicos

5.1 Delineie os elementos-chave da teoria atômica de Dalton. Quais deles não são consistentes com a visão moderna do átomo?

5.2 Como os experimentos de descarga de gases em tubos Crookes e outros mostraram que o átomo é composto de pequenas partículas?

5.3 Compare os modelos atômicos de Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr.

5.4 Descreva o modelo atômico de Thomson e mostre como este foi inconsistente com os resultados dos experimentos de Rutherford, Geigef e Marsden.

O Átomo Nuclear

5.5 Imagine por um momento que o núcleo de um átomo carrega uma carga elétrica *negativa*, ao invés de uma positiva. Esboce um modo possível de partículas alfa aproximarem-se do núcleo. Se os átomos tivessem os núcleos negativos, poderiam as partículas alfa serem refletidas de volta na direção que elas estavam?

5.6 Quais seriam os resultados dos experimentos de Rutherford, Geiger e Marsden, relativos à dispersão de partículas alfa, se a maior parte da massa de um átomo fosse atribuída aos seus elétrons, com todas as outras características permanecendo as mesmas?

5.7 Qual é a natureza dos raios catódicos? E dos raios canais? Como e por que os raios canais mudam o seu caráter quando é trocado o gás dentro do tubo de descarga?

5.8 Compare as características das três partículas subatômicas: próton, nêutron e elétron.

5.9 Um certo átomo tem um raio de 0,15 nm. Se seu núcleo tem um raio de $1,5 \times 10^{-6}$ nm, compare a densidade do núcleo com a do átomo inteiro. (O volume da esfera é $\frac{4}{3} r^3$.)

5.10 Como as experiências de tubos Crookes mostram que os elétrons estão presentes em toda a matéria?

5.11 Quando um ou mais elétrons são removidos de um átomo, a partícula resultante é um íon positivo. Explique.

5.12 Dê o número de: (a) prótons e (b) nêutrons que estão presentes no núcleo dos seguintes átomos: ^{14}N , ^{15}N , ^{179}Ta , ^{233}U .

5.13 Dê o número total de elétrons presentes nos seguintes átomos ou íons: N, O, U, O^{2-} , K^+ , P^{3-} , Ba^{2+} , Al^{3+} , Ti^{4+} .

* 5.14 (a) Qual é a carga em coulombs num núcleo de um átomo de cobre? (b) Qual é sua carga em unidades de carga eletrônica?

* 5.15 A massa de um próton é 1,007u. Qual é a massa em gramas de: (a) 1,000 mol de prótons? (b) um próton?

Massa Atômica.

* 5.16 O cloro ocorre naturalmente como uma mistura de dois isótopos: ^{35}Cl (massa de 34,97 u) e ^{37}Cl (massa de 36,97 u). Se a abundância relativa do isótopo ^{35}Cl é 75,77%, qual é a massa atômica de Cl?

5.17 O boro ocorre naturalmente como uma mistura de dois isótopos: ^{10}B (massa 10,01 u) e ^{11}B (massa 11,01 u). Se a massa atômica do boro é 10,81, quais são as abundâncias relativas dos dois isótopos?

O Átomo de Bohr

5.18 Descreva o modelo do átomo de Bohr. Como ele difere do modelo planetário baseado na física clássica?

5.19 Como a existência de um espectro de linha favorece o modelo atômico de Bohr?

5.20 Nos termos da teoria da estrutura do átomo de Bohr, por que os elétrons não se movem em espiral para dentro do núcleo?

5.21 Dê uma falha séria inerente à teoria de Bohr.

PROBLEMAS ADICIONAIS

5.22 O que é um fóton? Como a energia de um fóton está relacionada com (a) frequência? (b) comprimento de onda?

* 5.23 O magnésio ocorre naturalmente como uma mistura de três isótopos: 78,99% de ^{24}Mg (massa de 23,99 u), 10,00% de ^{25}Mg (massa de 24,99 u) e 11,01% de ^{26}Mg (massa de 25,98 u). Qual é a massa atômica do Mg?

5.24 Um formador de ondas percorre cruzando a superfície de um lago. Se o comprimento de onda é 6,0 cm e a frequência é 2,0 Hz, qual é a velocidade de uma onda em centímetros por segundo?

* 5.25 Qual é o comprimento de onda (em nanômetros) da luz vermelha que tem uma frequência de $4,20 \times 10^{14}$ Hz?

5.26 O canal 2 da televisão americana tem uma banda de frequência de 54,0 a 60,0 MHz. A que intervalo de comprimento de onda este corresponde?

5.27 Se a energia de cada elétron em um átomo não fosse quantizada mas pudesse variar entre certos limites, qual seria o aspecto do espectro atômico?

5.28 Usando a equação de Rydberg (5.1), calcule para três algarismos significativos o comprimento de onda das linhas nas séries Lyman ($n_1 = 1$) para $n_2 = 2$ até 8. À medida que n_2 se aproxima do infinito, de que valor-limite se aproxima? A que $n_2 = \infty$ corresponde?

5.29 A prata (massa atômica = 107,87) ocorre na natureza como uma mistura de 51,84% ^{107}Ag e o resto ^{109}Ag . Se a massa isotópica da ^{107}Ag é 106,91, qual é a massa da ^{109}Ag ?