

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 consequência 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 uma 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 flash 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 uma 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.

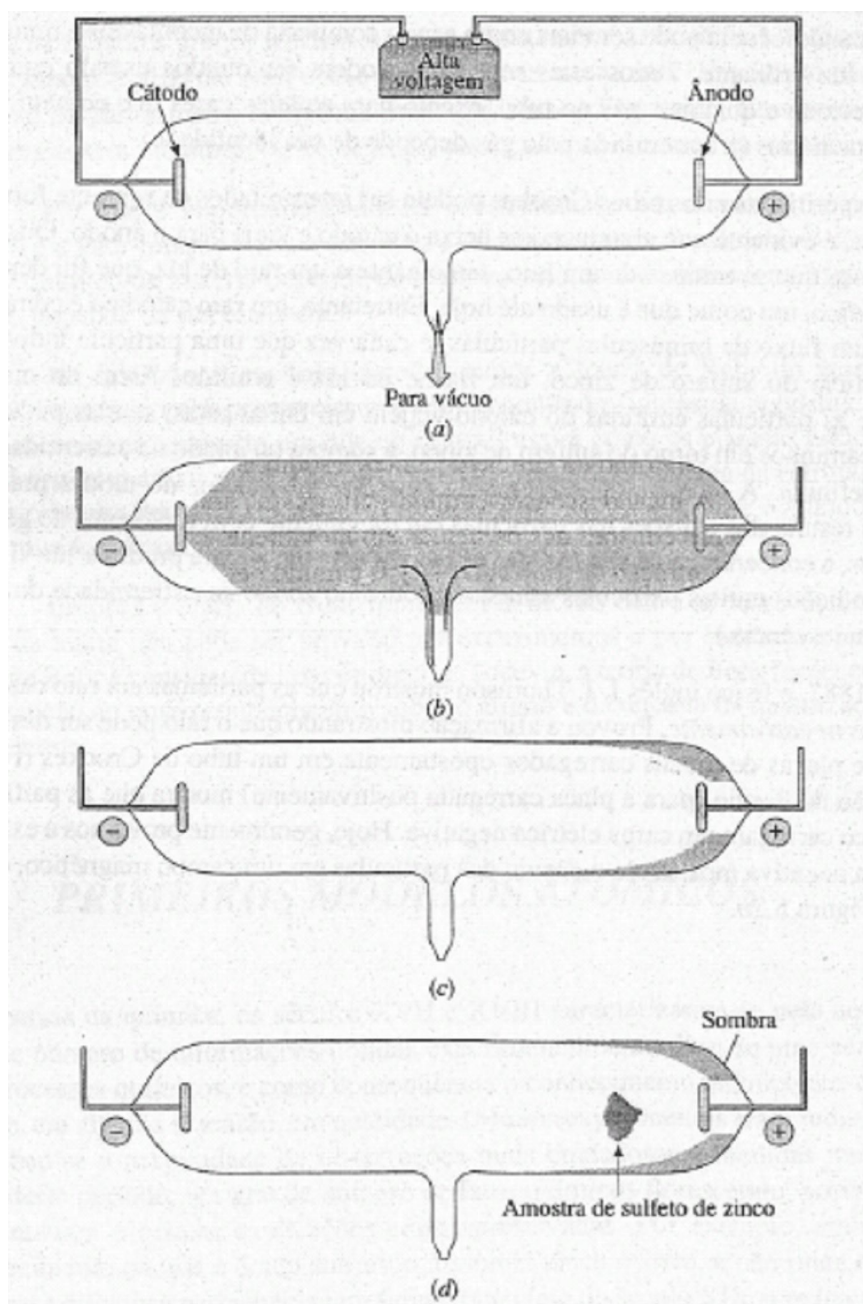


Figura 5.1 Um tubo Crookes. O cátodo é o eletrodo carregado negativamente por uma fonte de alta voltagem, e o ânodo, o eletrodo carregado positivamente. (a) Antes de ser evacuado. (b) A pressões intermediárias. (c) Abaixas pressões. (d) A baixas pressões.

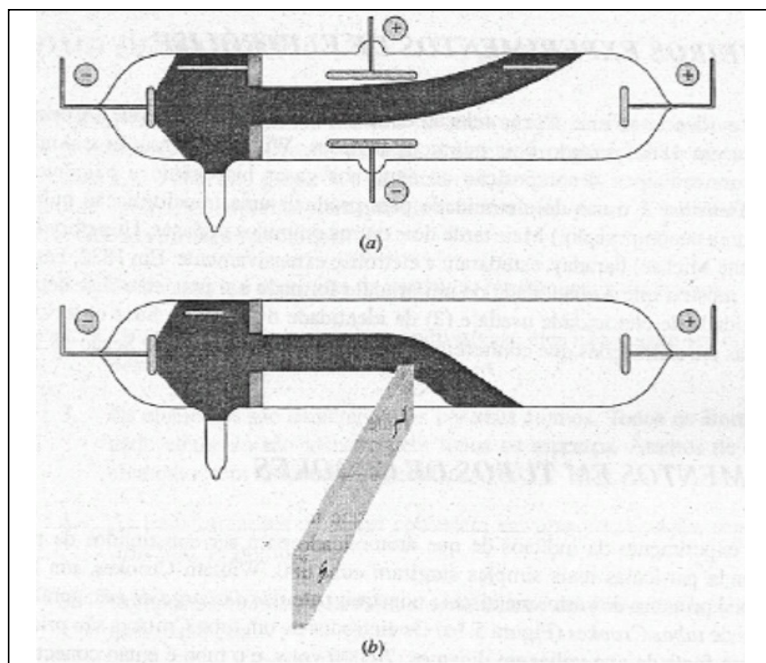


Figura 5.2 Deflexão dos raios catódicos por campos aplicados. (a) Campo elétrico. (b) Campo magnético.

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. 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 íon 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 $(+2)(1,6 \times 10^{-19}$ coulombs), ou $3,2 \times 10^{-19}$ 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.

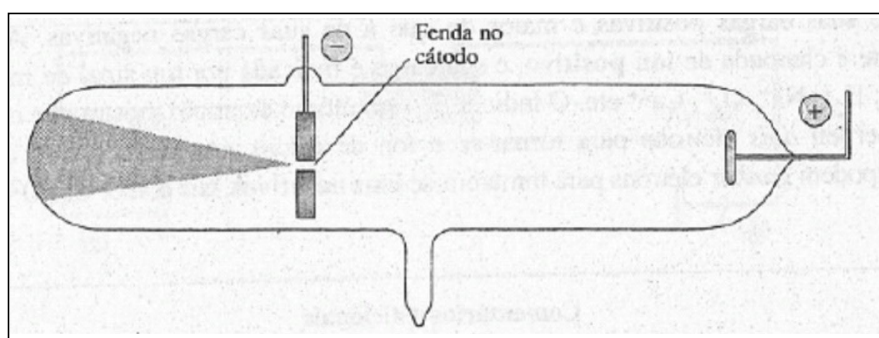


Figura 5.3 Tubo de raio canal de Goldstein.

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?

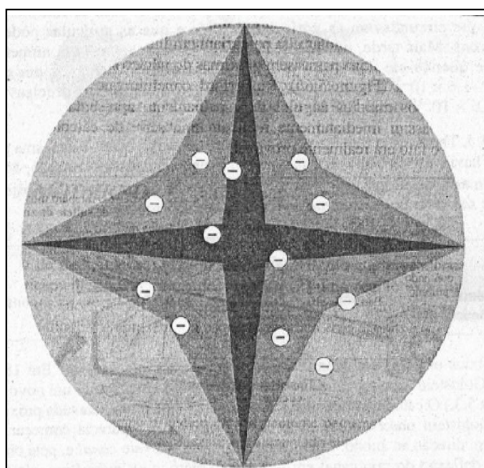


Figura 5.4 o modelo atômico de Thomson ("pudim de ameixas").

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 uma 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.

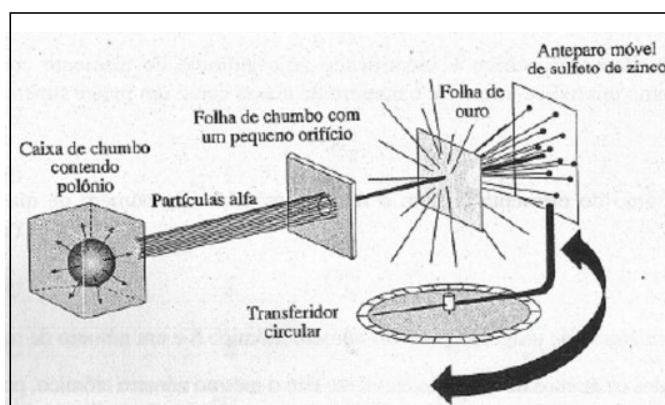


Figura 5.5 O experimento de Rutherford, Geiger e Marsden. O anteparo de sulfeto de zinco pode ser movido para detectar o espalhamento das partículas e o ângulo.

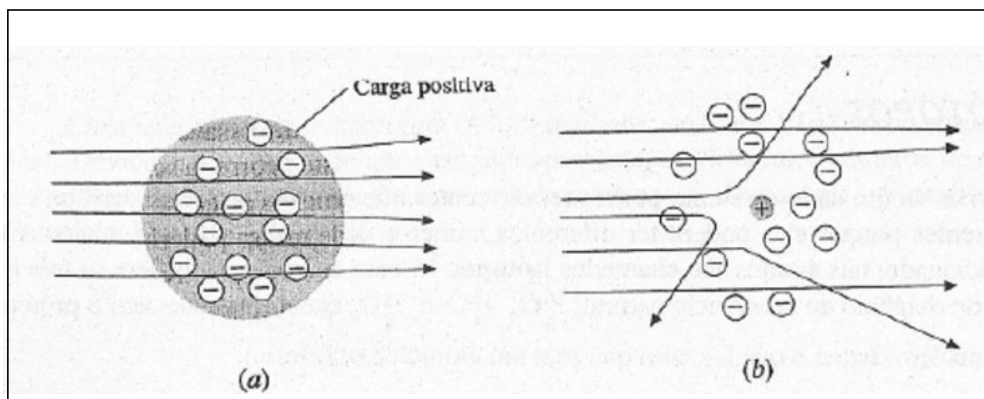


Figura 5.6 Desvios esperados das partículas alfa. (a) Átomo de Thomson: desvios pequenos. (b) Átomo de Rutherford: deflexões variando de pequenas a muito grandes.

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.

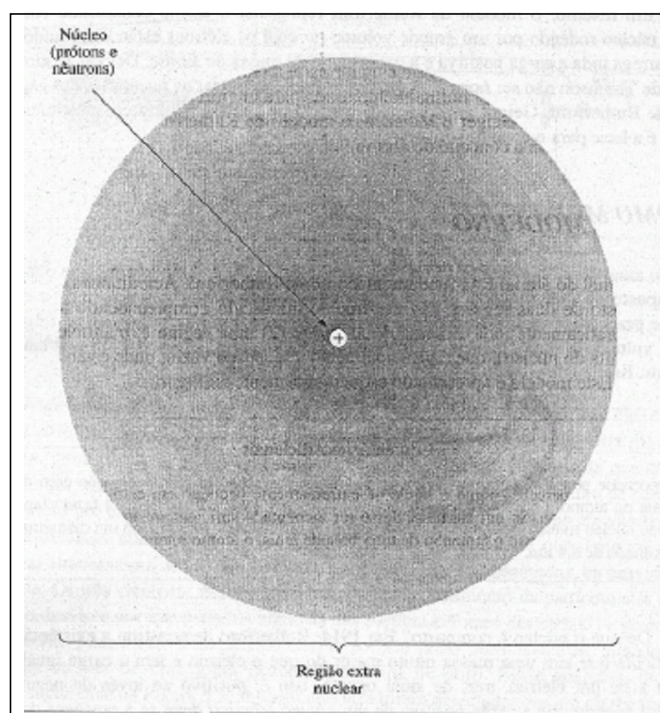


Figura 5.7 O átomo moderno.

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.

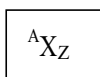
Um átomo individual (ou seu núcleo) é geralmente identificado especificando dois números inteiros: o número atômico Z e o número de massa A .

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

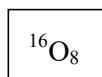
O número de massa A é o número total de núcleons (prótons mais nêutrons) no núcleo.

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 ${}^{16}_8\text{O}$, é suficiente escrever ${}^{16}\text{O}$, 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: ${}^{16}\text{O}$, ${}^{17}\text{O}$ e ${}^{18}\text{O}$; 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.

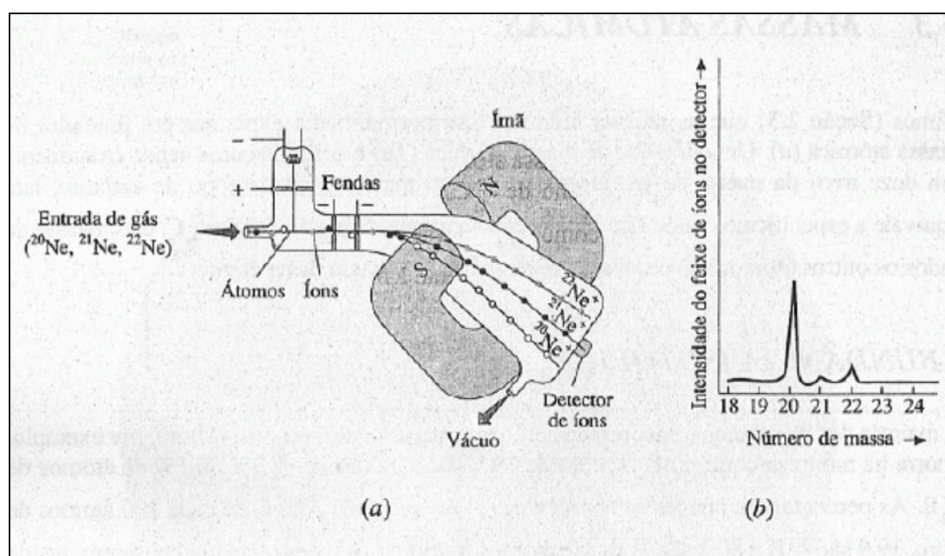


Figura 5.8 O espectro de massa. (a) Diagrama esquemático: é demonstrada a separação de três isótopos do neônio. Átomos de neônio tomam-se ionizados pelo impacto com elétrons. Estes íons são então acelerados e passam através de fendas em duas placas

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