

Construindo modelos atômicos

Metas da aula

Introduzir o conceito de modelo e explicar uma estratégia para a construção de modelos atômicos com base nos resultados de experiências simples; introduzir o conceito de número atômico; apresentar a experiência de Geiger e Mardsen e o modelo atômico de Rutherford.

objetivos

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

- relacionar as características de um modelo atômico com o processo de ligação entre átomos;
- prever estruturas moleculares simples com base em sua fórmula química e em um modelo de ligação;
- interpretar os resultados da experiência de Geiger e Mardsen;
- descrever as características dos modelos de Thomson e de Rutherford.

Pré-requisito

Para ter um melhor aproveitamento nesta aula, será necessário você lembrar as noções de geometria espacial, que você viu no Ensino Médio.

INTRODUÇÃO

Em aulas anteriores, vimos que a matéria é constituída de átomos. A fim de compreendermos mais profundamente as propriedades da matéria, temos de desenvolver um modelo pelo qual possamos descrever a estrutura dos átomos. A partir daí, podemos tentar entender por que e de que forma os átomos se ligam para formar moléculas.

CONSTRUINDO UM MODELO ATÔMICO

Voltemos à nossa tentativa de entender como são os átomos. Nosso objetivo agora será tentar construir um “modelo” de átomo. Se conseguirmos esta façanha, poderemos usar nosso modelo de átomo para construir um modelo de moléculas, já que estas são feitas de átomos.

Mas como saber de que jeito são os átomos, se não podemos vê-los? Lembre-se de que o fato de não podermos “ver” um átomo não nos impediu de descobrir que devem existir vários tipos diferentes de átomos; que os átomos diferem em massa e volume atômicos; que eles são feitos de cargas positivas e negativas. E também já sabemos que moléculas de diferentes substâncias são formadas de diferentes tipos e/ou número de átomos.

O fato de não podermos ver uma molécula ou um átomo não nos permite saber como eles *realmente* são. Entretanto, podemos “imaginar” como eles são, ou seja, podemos construir um *modelo* para átomos e moléculas. Um modelo é uma representação do que imaginamos ser um átomo. Tudo bem, mas como “imaginar” e construir este modelo? E, uma vez construído, como saber se ele é um bom modelo?

Estamos diante de uma situação com a qual nos defrontaremos muitas outras vezes ao longo do curso. Portanto, seria interessante estabelecermos uma estratégia geral para construir modelos.

A construção de um modelo deve levar em conta todas as informações disponíveis sobre o sistema que desejamos representar. No presente momento, nosso sistema a modelar é o átomo. Uma vez construído o modelo, poderíamos testá-lo tentando explicar outros fatos conhecidos, que envolvem o sistema modelado (o átomo, no presente caso), mas que não foram considerados na construção do modelo. Se conseguirmos isso, será ótimo.

Entretanto, a grande qualidade de um modelo não é a de ser capaz de nos permitir entender os fenômenos já conhecidos do sistema modelado, mas a de ser capaz de *prever* novas propriedades do sistema, que ainda não eram conhecidas antes da construção do modelo. Isto é o que se denomina *poder de previsão* de um modelo.

Em conclusão, um bom modelo de átomo deve ser capaz de nos permitir entender todos os fatos conhecidos envolvendo átomos, mas, além disso, ele deve ser capaz de prever, antecipar, a descoberta de novos fatos.

Parece complicado, mas não é tanto assim. Por exemplo, para construir um modelo de átomo, podemos usar as informações de que já dispomos: a) eles são formados de “partículas” com carga positiva (que chamaremos de prótons) e partículas com carga negativa (que chamaremos de elétrons) em igual número; b) átomos diferentes têm volumes e massas atômicas diferentes. Para testar nosso modelo, poderíamos ver se ele é capaz de explicar, por exemplo, por quê, com *dois* átomos do elemento carbono (C), *seis* átomos do elemento hidrogênio (H) e *um* do elemento oxigênio (O), só podemos construir *duas* e somente *duas* moléculas: a do álcool etílico e a do éter metílico, ambas com a fórmula química C_2H_6O . E, para testar seu poder de previsão, podemos tentar prever a existência de moléculas que não são encontradas na natureza, mas que poderiam ser construídas, de acordo com o nosso modelo atômico.



Usamos símbolos para representar os elementos químicos.
Carbono: C; hidrogênio: H; oxigênio: O.
Mais adiante, no nosso curso, veremos como esses símbolos foram escolhidos.

É evidente que, à medida que novas informações sobre o sistema sejam conhecidas, o modelo construído deva ser alterado, de forma a incluir essas novas informações. Assim, à medida que conhecemos mais sobre a natureza do sistema modelado, nosso *modelo do sistema* pode ser *aperfeiçoado*.

O modelo atômico que vamos desenvolver é o mais completo e atual de que dispomos. Em princípio, ele é capaz de fornecer explicação para a maioria dos fenômenos químicos. Entretanto, sua grande força está no seu poder de previsão. Embora ele tenha sido proposto em 1926, os cientistas continuam a observar, por meio de experiências cada vez mais sofisticadas, fenômenos previstos por este modelo.

Nosso desenvolvimento será feito por etapas e de maneira bastante não-convencional. Vamos tentar usar, tanto quanto possível, uma argumentação bastante simples e baseada nas experiências que realizamos nas seções anteriores. Em alguns pontos do nosso desenvolvimento, teremos de adiantar alguns resultados, que serão posteriormente justificados.

PRIMEIRO MODELO

Para construir nosso primeiro modelo de átomo, tudo o que sabemos sobre eles, no momento, é que são formados de cargas positivas e negativas, em igual número, e que átomos diferentes têm volume e massa atômica diferentes.

Muito bem, mas quanto de carga tem cada átomo? A princípio, não sabemos, mas deve existir uma *quantidade mínima* de carga. Vamos batizar de *elétron* a menor quantidade de carga possível e, *por convenção*, vamos admitir que esta carga seja *negativa*. Assim, o átomo mais simples que poderíamos imaginar teria de conter um elétron e uma carga igual, mas de sinal contrário:



Figura 7.1: Modelo de átomo mais simples.

Por enquanto, não sabemos ainda se existe ou não esse átomo, mas se ele existir será o átomo *mais simples possível*.

Agora, se o elétron é, por definição, a menor quantidade de carga que existe, átomos diferentes têm de diferir de um *número inteiro* de elétrons! Desta forma, a partir do modelo daquele átomo mais simples, podemos construir outros átomos diferentes, adicionando sucessivamente um elétron e uma carga positiva, para manter a neutralidade de cargas:

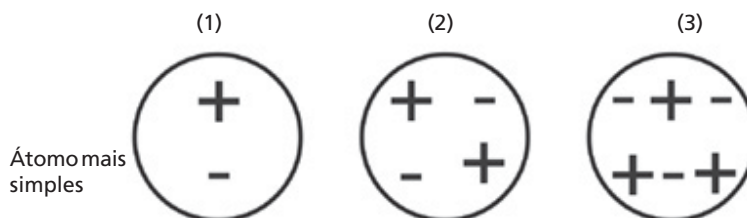


Figura 7.2: Construção de novos átomos a partir do átomo mais simples.

Até onde poderíamos ir nesta seqüência? Bem, vamos com calma. Espere um pouco mais e você mesmo será capaz de achar uma resposta para esta pergunta.

Outra coisa que sabemos é que átomos diferentes têm volume e massas atômicas diferentes. Vamos inicialmente nos concentrar nas massas atômicas. Se associarmos uma determinada massa a cada uma das cargas presentes no átomo, poderemos entender por que as *massas atômicas* dos diferentes átomos *têm de ser diferentes*.

Em ciência costumamos usar o termo *partícula* para designar qualquer coisa que possua massa e tenha dimensões muito pequenas. Ora, se o átomo é muitíssimo pequeno, o elétron, que é somente uma parte dele, deve ser ainda menor. Assim, o termo partícula se aplica ao elétron. Vamos então considerar que o elétron seja uma *partícula com carga -1* (uma unidade de carga, ou seja, a menor quantidade de carga que existe) e *massa m_e* , e vamos chamar de *próton* a partícula com *carga +1 e massa m_p* . Como átomos diferentes têm *necessariamente* um número diferente dessas partículas, conseqüentemente eles terão *massas atômicas diferentes!*

Por exemplo, na **Figura 7.2**, a massa atômica do átomo (1), acima representado, será:

$$M_1 = m_e + m_p,$$

e a do átomo (2):

$$M_2 = 2m_e + 2m_p,$$

ou seja, $M_1 \neq M_2$ (leia-se M_1 diferente de M_2).

Embora a neutralidade dos átomos imponha que as cargas do próton e do elétron sejam iguais (mas de sinais contrários), não há nada que nos diga que as massas dessas partículas devam ser também iguais. Portanto, a menos que futuramente encontremos alguma evidência de que elas devam ser iguais, vamos considerar $m_e \neq m_p$.

Assim, no nosso primeiro modelo, o átomo é formado de partículas carregadas positiva (prótons) e negativamente (elétrons), com massas m_p e m_e , respectivamente. A massa atômica de um átomo contendo um número Z de cada uma dessas partículas seria:

$$M_{\text{at}} = Z (m_e + m_p) .$$

Logo, átomos diferentes, isto é, com valores diferentes de Z , têm necessariamente massas atômicas diferentes. Na falta de qualquer outra informação, temos de supor que essas partículas estejam distribuídas por todo o *volume* do átomo, que, *por pura conveniência* (facilidade de representação), vamos supor esférico:

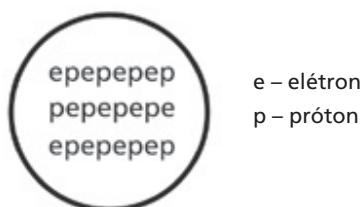


Figura 7.3: Por suposição, as partículas estão distribuídas por todo o volume do átomo.

Repare que no modelo que estamos desenvolvendo, o que distingue um átomo de outro é o número de prótons (ou de elétrons) de cada um deles. Portanto, poderíamos usar o valor de Z para caracterizar cada átomo diferente. Vamos chamar Z de *número atômico*. Cada átomo tem então o seu número atômico próprio.

E quanto à diferença de volume atômico? Bem, podemos imaginar que, à medida que o número de prótons e de elétrons aumenta, precisamos de um *volume maior* para acomodar todas as partículas.

Um modelo muito parecido com o que acabamos de construir foi proposto em 1897, por **JOSEPH JOHN THOMSON**, o descobridor do elétron, e incorpora todas as informações que temos, até agora, sobre os átomos.

JOSEPH JOHN THOMSON (1865-1940)

Formou-se em Cambridge em 1884, onde foi professor de Física Experimental e diretor do Laboratório Cavendish. Foi-lhe atribuído o Prêmio Nobel da Física em 1906 por investigações teóricas e experimentais sobre a passagem da eletricidade através dos gases. (Fonte: www.hostgold.com.br/hospedagem_sites/Joseph_John_Thomson)



O modelo de Thomson propõe que os elétrons estejam dispersos num meio de carga positiva, como passas num pudim. Nessa época, ainda não se sabia da existência do próton e imaginava-se que a carga positiva estivesse dispersa no átomo. A experiência de Geiger e Mardsen, que veremos mais à frente, mostrou que este modelo não estava correto.

Vamos testar o nosso modelo?

Por exemplo, você seria capaz de, usando este modelo de átomo, explicar por que somente duas moléculas diferentes, com a fórmula química C_2H_6O , existem na natureza? Ah, você ainda não sabe quantos prótons e elétrons tem cada um desses átomos, não é? Tudo bem, adiantamos esta informação para você:

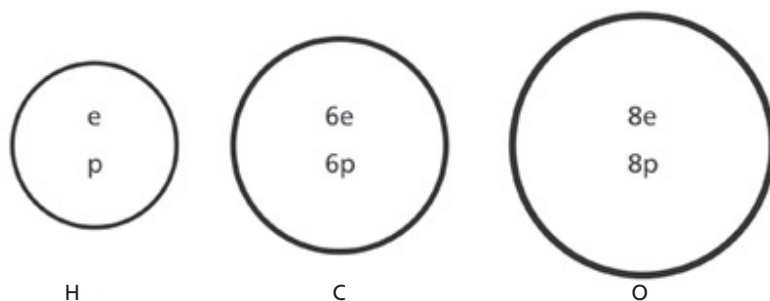


Figura 7.4: Os átomos de H, C e O e suas respectivas quantidades de elétrons e prótons.

Bem, talvez estejamos sendo um pouco precipitados. Antes de tudo, temos que ver se, com este modelo, conseguimos entender como e por que dois ou mais átomos se combinam para formar uma molécula. Vamos tentar, mas, para tornar nossa análise mais simples, examinemos primeiramente a possibilidade de formação de moléculas contendo só dois tipos de átomos: carbono e hidrogênio.

Segundo o nosso modelo, os átomos de hidrogênio e de carbono teriam as seguintes representações:

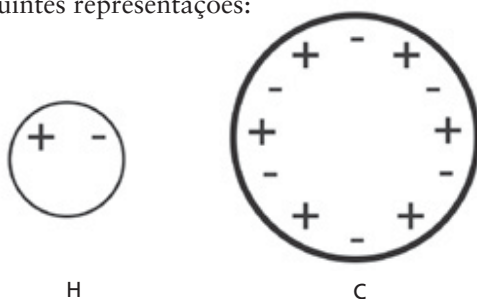


Figura 7.5: Representação do átomo de hidrogênio e do átomo de carbono.

Para testar nosso modelo, vamos perguntar quantas moléculas diferentes podemos formar com um átomo de carbono e átomos de hidrogênio. Vamos imaginar um átomo de hidrogênio se aproximando de um átomo de carbono. Os dois átomos são eletricamente neutros, mas podemos imaginar um processo de polarização, como mostrado na **Figura 7.6:**

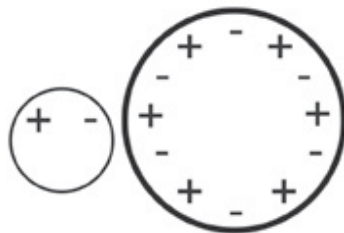


Figura 7.6: Processo de polarização entre um átomo de hidrogênio e um átomo de carbono.

Devido a essa polarização, teríamos uma força atrativa, do tipo coulombiana, mantendo os átomos próximos.



Reveja a Lei de Coulomb na Aula 6 – "Um pouco mais sobre eletricidade".

Desta maneira, estaríamos formando a molécula de CH. Repare que não poderia haver transferência de carga de um átomo para o outro, porque ambos estão *neutros*.

Continuando nesta linha de raciocínio, poderíamos formar outras moléculas, até chegarmos à de composição (fórmula química) CH_6 , mostrada a seguir. Note que o sentido de polarização que usamos é arbitrário, uma vez que não temos, no momento, como decidir o sentido preferencial [- + ou + -]. O importante é que os átomos estejam polarizados de forma que, na região onde ele se “ligam”, as cargas tenham sinais contrários.

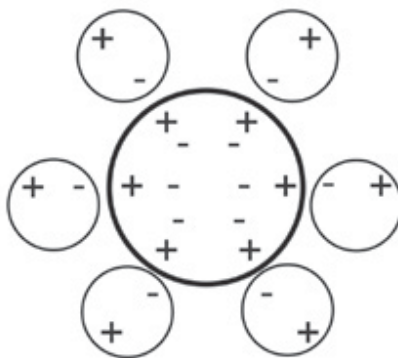


Figura 7.7: Representação da fórmula química CH_6 .

Portanto, segundo o nosso modelo, combinando um átomo do elemento carbono com átomos do elemento hidrogênio, poderíamos formar *seis* diferentes moléculas: CH , CH_2 , CH_3 , CH_4 , CH_5 e CH_6 . Infelizmente isto não está correto, pois sabemos que um átomo de carbono consegue se ligar, no máximo, a quatro átomos de hidrogênio.

Podemos tentar modificar o nosso modelo inicial de forma a levar em conta a inexistência das moléculas de CH_5 e CH_6 . Como? Uma possibilidade seria considerar que, no átomo de carbono, as cargas (elétrons e prótons) estariam assim distribuídas:

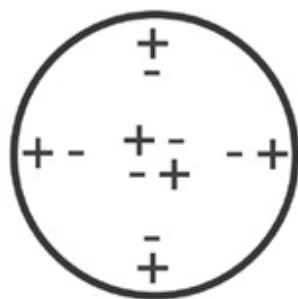


Figura 7.8: Esquema de distribuição de cargas em um átomo de carbono.

Ou seja, $4p + 4e$ estariam mais na “superfície” do átomo, enquanto os outros $2p + 2e$ ocupariam uma posição mais para o interior do átomo. Como a distância dessas cargas ($2p + 2e$) aos átomos de hidrogênio seria maior do que a das cargas na superfície do átomo de carbono, o processo de polarização seria dificultado para a formação das moléculas de CH_5 e CH_6 . Assim, poderíamos, no máximo, formar a molécula de CH_4 .

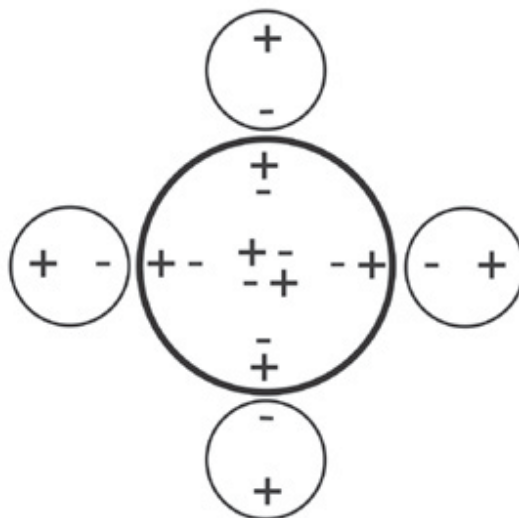


Figura 7.9: Esquema da molécula CH_4 .

Com esta modificação, nosso modelo de átomo passa a explicar por que somente as moléculas de CH , CH_2 , CH_3 e CH_4 podem existir. Mas, para isso, tivemos de admitir que a distribuição dos prótons e dos elétrons, pelo volume do átomo, *não é homogênea*. Claro que isso é muito estranho, mas é a única maneira, segundo este modelo, de explicar o fato de que um átomo de carbono só conseguir se “ligar”, no máximo, a quatro átomos de hidrogênio.



ATIVIDADE

1. Estrutura e comportamento do átomo

De acordo com o conhecimento atual, um átomo de hidrogênio só consegue se “ligar” a um único outro átomo, e um átomo de carbono se liga com até quatro outros átomos.

Supondo que o nosso modelo de átomo esteja correto e que a forma pela qual os átomos se juntam para formar uma molécula seja a descrita nesta atividade, que conclusão você pode tirar sobre a estrutura de um átomo e sobre sua capacidade de se combinar com outros átomos?

RESPOSTA COMENTADA

O processo de ligação depende dos átomos envolvidos. Cada átomo pode se ligar a um número limitado de outros átomos. Se o processo de ligação estiver correto e se um átomo de hidrogênio só pode se ligar a um único outro átomo, ele só poderá ter um elétron. O fato de o átomo de carbono poder se ligar a vários outros átomos sugere que o número de ligações depende do número de elétrons do átomo.

Neste ponto, gostaríamos de lhe adiantar mais uma informação, que talvez o deixe bastante surpreso. Em todas as moléculas conhecidas na natureza (e também naquelas fabricadas pelos químicos) que contêm o elemento carbono, cada átomo deste elemento, presente na molécula, está “ligado”, no máximo, a quatro outros átomos quaisquer, independentemente de serem ou não átomos de hidrogênio! Ou seja, *um átomo de carbono só consegue se ligar, no máximo, a quatro outros átomos, inclusive outros átomos também de carbono.*

Você há de convir que esta história toda está ficando muito curiosa. Parece que, com aquela estranha maneira de distribuir os prótons e os elétrons de um átomo de carbono, pelo volume do átomo, acabamos por construir um modelo bastante preciso deste átomo. Será?



ATIVIDADE

2. Proposta de um modelo

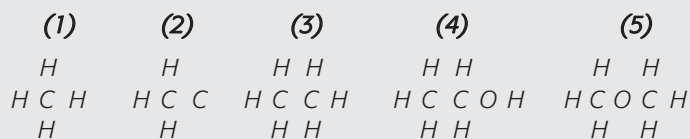
Considerando o resultado da Atividade 1 e o modelo de átomo de carbono que acabamos de construir, que modelo você proporia para um átomo de oxigênio, a fim de explicar por que só existem duas moléculas com a fórmula química C_2H_6O ?

Lembre-se de que:

- O átomo de carbono se liga, no máximo, a quatro outros átomos.
- O átomo de hidrogênio só se liga a um átomo.
- Você deve acomodar mais um átomo de carbono.

RESPOSTA COMENTADA

Partimos da estrutura do CH_4 (1) no esquema a seguir. Temos de acomodar um segundo átomo de carbono, mas tanto o primeiro carbono quanto os hidrogênios estão com o número máximo de ligações possíveis. Podemos então, alternativamente, ligar o segundo átomo de carbono (2). Agora podemos ligar os demais hidrogênios (3). No entanto, ainda não ligamos o átomo de oxigênio, e outra vez não podemos fazê-lo, pois todos os átomos já estão com o número máximo de possibilidades. O jeito é ligar o oxigênio antes do último hidrogênio (4). Pronto, conseguimos montar a molécula em que os carbonos se ligam a quatro outros átomos e os hidrogênios se ligam a um único. Para isso, tivemos de admitir que o oxigênio se ligasse a dois átomos. Agora, temos de encontrar mais uma, e somente mais uma, estrutura compatível com este esquema de ligação. Esta estrutura está mostrada em (5). Note que não pode haver outro esquema de ligação para moléculas com a fórmula química C_2H_6O , que tenha carbono, oxigênio e hidrogênio ligados respectivamente a 4, 2 e 1 átomos.



Voltemos a examinar o nosso modelo de átomo, começando com a representação do átomo de hidrogênio (voltando à Figura 7.1).

Essa representação é bastante simples, mas encerra um grave problema. Vejamos qual. A conclusão de que todos os objetos da natureza são formados de partículas carregadas (prótons e elétrons) veio dos resultados de todas aquelas experiências que realizamos, quando discutimos o fenômeno da eletricidade. Os objetos usados naquelas experiências eram de grandes dimensões (um pente, um balão, um pedaço de algodão ou de papel etc.) quando comparados com as dimensões de um átomo. Por exemplo, tomemos um balão de gás, de tamanho médio, completamente cheio. A forma que ele adquire não é exatamente a de uma esfera, mas vamos supor que seja. Se o balão tiver um raio (r), digamos, de 10cm, a área da superfície do balão será igual a:

$$S_{\text{balão}} = 4\pi r^2 \text{ cm}^2 = 400 \pi \text{ cm}^2 = 4 \times 10^2 \pi \text{ cm}^2.$$

Da mesma maneira, se considerarmos o átomo de hidrogênio como esférico, para comparação com o balão, o raio atômico seria da ordem de $78 \times 10^{-10} \text{ cm}$!, ou seja, 0,0000000078 cm. De onde tiramos esse número? Bem, você terá de aguardar um pouco mais para ter esta resposta. Novamente, pedimos a você um voto de confiança. Com esse valor de raio atômico, a área da superfície do átomo de hidrogênio seria:

$$S_{\text{átomo}} = 24,4 \times 10^{-17} \pi \text{ cm}^2,$$

Muitíssimo menor do que a do balão.

Aonde quero chegar com isso? Veja bem. Nas experiências com o balão, mesmo que só parte da sua superfície tenha sido atritada com o algodão, as cargas estariam espalhadas por uma grande área.

No caso do átomo de hidrogênio, a área da superfície do átomo é extremamente pequena. A *distância máxima* entre o próton e o elétron, d , seria igual a duas vezes o raio atômico, ou seja, $d = 156 \times 10^{-10} \text{ cm}$.

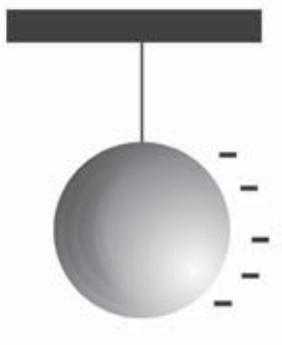


Figura 7.10: Carga negativa na superfície do balão.

Como, neste caso, as cargas têm sinais contrários, haveria uma força de atração entre elas, já que a força depende do quadrado do inverso da distância entre as cargas. Isto é, quanto menor a distância entre as cargas, maior a força entre elas. Como resultado desta força de atração, não teríamos como manter o próton e o elétron separados. As cargas se anulariam, e o átomo, segundo o modelo proposto, deixaria de existir. Temos de repensar o nosso modelo.

UM SEGUNDO MODELO

É uma pena que tenhamos de abandonar o nosso primeiro modelo de átomo, pois ele é bastante simples e parecia ser capaz até mesmo de explicar a formação de moléculas. Talvez possamos, com pequenas modificações, desenvolver um novo modelo que incorpore as qualidades do modelo anterior.

O nosso problema agora é tentar entender como as cargas positivas e negativas de um átomo podem coexistir, num volume tão pequeno, sem que elas se aniquilem. Vamos tentar refazer algumas das experiências que revelaram o fenômeno da eletricidade e que nos levaram a concluir que os objetos da natureza são formados de partículas carregadas.

Esse novo conjunto de experiências tem de ser realizado com extremo cuidado, para que você note alguma diferença em relação aos resultados das experiências anteriores. Das experiências anteriormente descritas, procure refazer aquela(s) que você realizou com maior facilidade. Para exemplificar como proceder neste novo conjunto de experiências, vamos repetir a do pente com um pequeno pedaço de papel.

Como anteriormente, esfregue bastante a extremidade do pente com uma flanela. Em seguida, aproxime lentamente o pente do papel e tente determinar, mais ou menos, a distância mínima de aproximação para que o papel seja atraído. Provavelmente você terá de repetir várias vezes a experiência para determinar esta distância mínima. Em cada experiência, tente esfregar o pente durante o mesmo período de tempo e com a mesma intensidade. Esta distância mínima terá obviamente um valor aproximado, porque mesmo que você esfregue o pente, antes de cada experiência, por igual período de tempo e com igual intensidade, não há como garantir que a quantidade de carga no pente será sempre a mesma.

Determinada esta distância mínima, tente realizar a experiência da seguinte maneira. Esfregue vigorosamente o pente com a flanela, de forma a conseguir uma boa eletrificação do pente. Em seguida, desloque-o sobre o papel, da direita para a esquerda e vice-versa, como indicado na figura a seguir, mantendo a distância entre o pente e o papel a mais próxima possível da distância mínima para haver atração.



Figura 7.11: Deslocamento do pente sobre os pedacinhos de papel.

Repita a experiência deslocando o pente sobre o papel com diferentes velocidades. Se você realizar essa experiência cuidadosamente, observará que, se o pente estiver em *movimento*, o papel não grudará nele, mesmo que a distância entre eles seja igual àquela distância mínima determinada com o pente parado. Quando muito, o papel se moverá um pouco, no mesmo sentido de deslocamento do pente, ou seja, o pedaço de papel continuará sendo atraído pelo pente, mas não grudará nele.

Esta experiência não é simples de ser feita e requer paciência. Se você passar o pente sobre o papel com muita velocidade, o papel vai se mover, mas devido ao deslocamento do ar. Além disso, o pente, ao se deslocar, pode passar parte da sua carga para o ar, e ficar com menor poder de atração. Com isso, fica mais difícil observar os deslocamentos do pedaço de papel.

O que lhe sugere o resultado dessas experiências? Como ele poderia ser usado para modificar o nosso modelo de átomo? Pense um pouco antes de prosseguir.

A experiência nos mostra que, se o pente (carregado) estiver em movimento em relação ao pedaço de papel (neutro), este não grudará nele, mesmo quando o pente estiver a uma distância igual àquela mínima de aproximação. Não grudando no pente, não haverá transferência de carga para o papel, e o pente conservará a sua carga.

Mas espere um pouco. Esta experiência não reflete exatamente o tipo de situação encontrada no nosso modelo de átomo. Na experiência, o pente está carregado e o papel está neutro, enquanto no átomo temos duas cargas se atraindo.

Tudo bem. Refaça então a experiência do balão com o pedaço de algodão. Como você já sabe, neste caso, tanto o algodão quanto o balão estarão carregados e com cargas de sinais contrários, tal como no nosso modelo de átomo. Se você refizer esta experiência cuidadosamente, verá que o resultado será exatamente o mesmo obtido com o pente e o pedaço de papel.

Portanto, as cargas não se anularão se imaginarmos que, no átomo, o elétron e o próton estejam em constante movimento. Próton e elétron continuarão a se atrair, mas sem que as cargas sejam jamais aniquiladas.

Resolvemos um problema e criamos outro, quer ver? Que tipo de movimento eles executam e com que velocidades? Se você tiver paciência para repetir a experiência do pente, deslocando-o com diferentes velocidades, verá que existe uma velocidade mínima para evitar que o papel grude no pente. Acho que não é difícil para você entender que quanto maior a força de atração entre as cargas, mais rapidamente elas precisam estar se movimentando para evitar que sejam aniquiladas.

Antes de tentarmos responder as duas últimas perguntas do parágrafo anterior, deixe-nos falar sobre uma outra experiência, muito bonita, mas que você infelizmente não poderá realizar.

UMA EXPERIÊNCIA REVELADORA

Vamos recapitular. Estamos tentando desenvolver um modelo de átomo. Já sabemos que:

- a) os átomos são formados por igual número de elétrons e prótons, que têm cargas iguais, mas de sinais contrários;
- b) essas partículas ocupam um volume muitíssimo pequeno (o volume de um átomo é muito pequeno);
- c) para que as cargas, neste pequeno volume, possam coexistir, elas devem estar em constante movimento.

O próximo passo é tentar determinar como prótons e elétrons se movimentam num átomo. Esta tarefa não parece ser nada fácil.

Vamos supor que dispuséssemos de um canhão de prótons, ou seja, um dispositivo que pudesse atirar prótons contra objetos quaisquer. Imagine agora um próton sendo disparado na direção de um átomo de carbono. Para não confundir este próton com os do átomo de carbono, vamos chamá-lo de projétil.

Se o projétil passar por perto de um dos prótons do átomo de carbono, por terem cargas iguais, ele será repellido. Ao contrário, se o projétil passar por perto do elétron, ele será atraído. E, se o projétil não passar próximo a nenhuma das partículas, sua trajetória não será modificada. Como no átomo de carbono existem 6 prótons e 6 elétrons, distribuídos pelo volume do átomo, a chance de o projétil encontrar um próton ou um elétron será a mesma. Se pudéssemos acompanhar a trajetória do projétil, o resultado seria como mostrado na **Figura 7.12**:

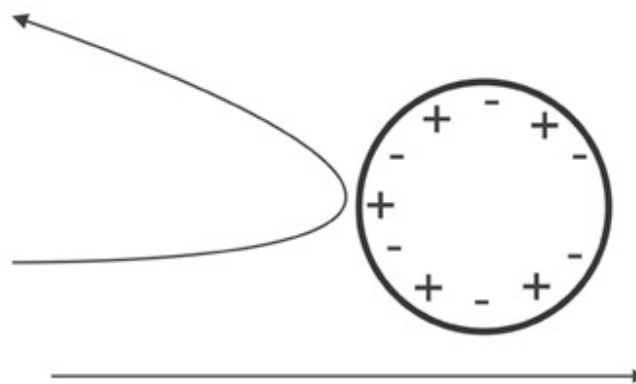


Figura 7.12: Trajetória do projétil.

A experiência que acabei de descrever foi realizada por Hans Geiger (1882-1945) e Ernest Marsden (1889-1970), em 1909, mas não exatamente desta maneira. Como projétil, eles usaram outro tipo de partícula, chamada partícula alfa (α , primeira letra do alfabeto grego), que possui carga +2. Assim que concluirmos este nosso segundo modelo de átomo, você entenderá o que são essas partículas α e qual a sua origem.

Geiger e Marsden bombardearam, com partículas α , folhas muito finas de metais como ouro, platina, alumínio e outros elementos. Quão finas eram essas folhas? Você certamente já viu aquelas folhas de alumínio (papel de alumínio) ou de plástico, que são usadas para embalar alimentos. São bem finas, não é? Pois bem, as lâminas usadas

nas experiências de Geiger e Mardsen eram mais finas ainda (0,0001cm.) A espessura de um fio de cabelo varia entre 0,008 e 0,05cm, para que se tenha uma idéia.

Vamos imaginar, por exemplo, um pedaço de folha bem fina de alumínio. O alumínio é um elemento que tem como símbolo Al e número atômico, Z, 13, ou seja, cada átomo tem 13 prótons e 13 elétrons. E, como o alumínio é um elemento, os átomos são todos iguais. Assim, poderíamos representar os átomos de alumínio contidos num pedaço de folha muito fina, da seguinte maneira:

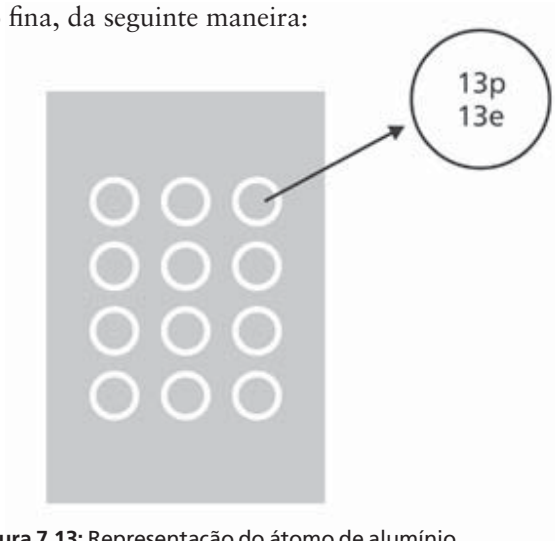


Figura 7.13: Representação do átomo de alumínio em uma folha bem fina do mesmo metal.



ATIVIDADE

3. Partículas α e folhas de alumínio

Imaginemos um feixe de partículas α , em alta velocidade, incidindo sobre a folha de alumínio. Se o nosso atual modelo de átomo estiver correto, o que você esperaria que acontecesse com as partículas α ao atravessarem a folha de alumínio?

RESPOSTA COMENTADA

A chance de a partícula α colidir ou passar por perto de um dos prótons seria igual àquela para os elétrons. Assim, deveríamos ter um igual número de partículas α atravessando a folha com pequenos desvios e com grandes desvios de trajetória.

Contrariamente ao esperado, Geiger e Mardsen observaram o seguinte:

- a maioria das partículas α atravessa a folha sem ser desviada;
- um certo número (pequeno) de partículas α atravessa a folha, mas é ligeiramente desviado da trajetória inicial;
- um número muitíssimo pequeno de partículas α é fortemente desviado da trajetória inicial. Algumas dessas partículas chegam a ser refletidas pela folha.

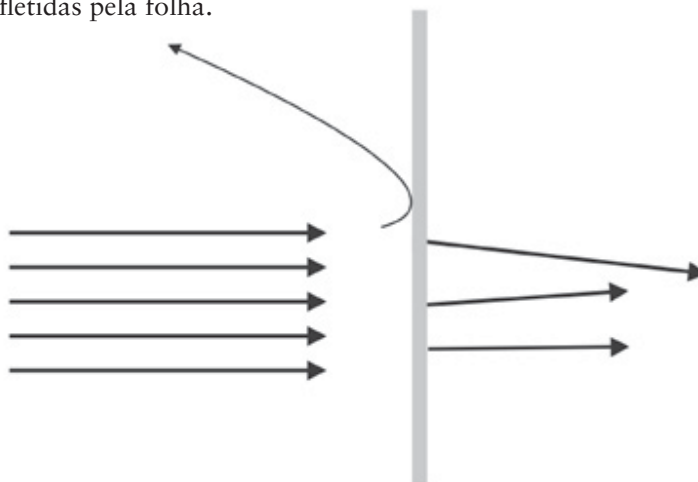


Figura 7.14: Feixe de partículas α incidindo sobre a folha de alumínio.

Só para você ter uma idéia desses números: para cada 10.000 partículas α incidindo sobre a folha, aproximadamente 1 era fortemente desviada.

**ERNEST RUTHERFORD
(1871-1937)**

Químico britânico, recebeu o Prêmio Nobel de Física em 1908, por seu trabalho em Física Nuclear e por sua teoria da estrutura atômica, que descreve o átomo como um núcleo denso rodeado de elétrons.
(Fonte: www.cefetsp.br/edu/guerato/qui_bio_rutherford.htm)

Em 1911, **ERNEST RUTHERFORD**, chefe do laboratório onde Geiger e Mardsen fizeram as experiências, interpretou os resultados das experiências e formulou um novo modelo de átomo.

Segundo Rutherford:

- a maioria das partículas α atravessa a folha sem ser desviada porque não passa por perto nem dos prótons nem dos elétrons do átomo.

Conclusão: grande parte do volume do átomo não é ocupada nem pelos prótons, nem pelos elétrons.

- as partículas α que sofrem grandes desvios ou que são até mesmo refletidas colidem com os prótons do átomo. Como as partículas α e os prótons têm cargas de mesmo sinal, elas se repelem fortemente. Mas, como o número de colisões entre as partículas α e prótons é muitíssimo pequeno, a chance de colisão é também muito pequena. *Conclusão: os prótons ocupam uma região muito pequena do volume total do átomo.*

c) as partículas α que sofrem pequenos desvios passam por perto da região ocupada pelos prótons e são repelidas.

A pequena região do átomo ocupada pelos prótons foi denominada por Rutherford de *núcleo atômico*. Do resultado desta análise surge o *modelo atômico de Rutherford*. Segundo este modelo, o átomo é formado por um núcleo atômico, que ocupa um volume muito pequeno e concentra toda a carga positiva do átomo, e pelos elétrons, que se movimentam em torno do núcleo e que podem se deslocar por todo o volume restante do átomo.

Veja uma simulação da experiência de Geiger e Mardsen no site: <http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/cuantica/rutherford/rutherford.html>.

Uma típica representação do átomo de Rutherford é mostrada a seguir:

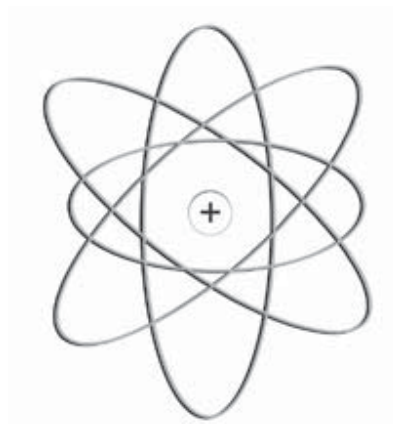


Figura 7.15: Átomo de Rutherford.

Provavelmente, você já deve ter visto algo assim. Porém, o que você talvez não saiba é o real significado dessas linhas, que parecem indicar a forma como os elétrons estão se movendo no átomo, em relação ao núcleo. Essas linhas *não* indicam as trajetórias dos elétrons em torno do núcleo, ou seja, o caminho percorrido por eles. Elas simplesmente indicam o fato de que os elétrons *têm* de estar em constante movimento para não serem capturados (atraídos) pelos prótons do núcleo. Não temos, pelo menos por ora, nenhuma evidência que nos indique que os elétrons se movem em “órbitas” circulares, elípticas ou de qualquer outra forma estranha que você possa imaginar. Guarde bem essa informação!

Voltemos a falar do núcleo atômico. Quão pequena seria essa região? Para fins de comparação, vamos considerar que tanto o átomo como o seu núcleo tenham forma esférica. A partir da contagem do número de partículas α desviadas em todas as possíveis direções, Rutherford chegou à conclusão de que o núcleo atômico teria um raio 10^{-5} vezes menor do que o do átomo!

Você consegue imaginar isso? Vamos ajudá-lo, mas espero que você conheça o Maracanã, estádio de futebol.

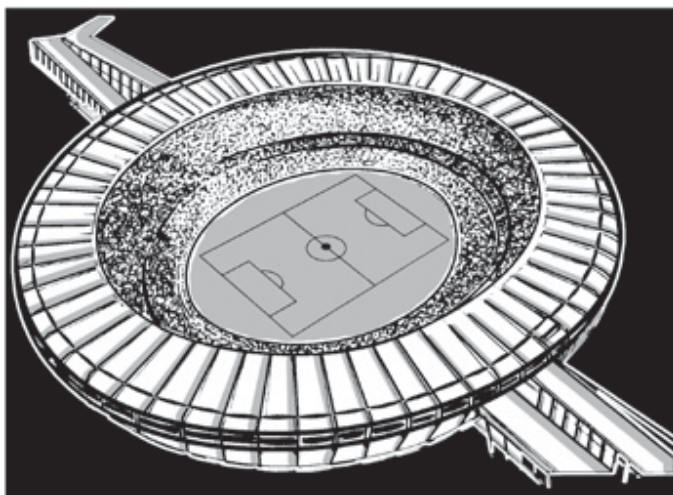


Figura 7.16: Maracanã.

Pois bem, se considerarmos o raio do núcleo do átomo igual ao daquela pequena marca no campo, dentro do círculo central, onde se coloca a bola para o início do jogo (ou após cada gol), o raio do átomo seria maior do que o do estádio do Maracanã! É muito pequeno mesmo esse tal de núcleo, não é?

Chegamos então a um novo modelo de átomo, levando em conta novas observações experimentais. Segundo a nossa estratégia, o passo seguinte seria testá-lo. Vamos fazer isso, mas na próxima aula.

ATIVIDADE FINAL

Modelos atômicos

Descreva as principais características dos modelos atômicos de Thomson e de Rutherford, ressaltando suas diferenças.

RESPOSTA COMENTADA

No modelo de Thomson os elétrons estão embebidos num meio de carga positiva. Já no átomo de Rutherford as cargas positivas estão concentradas no núcleo do átomo, uma região cerca de 100 mil vezes menor que o átomo em si. Os elétrons se movimentam em torno do núcleo.

RESUMO

Uma vez que não podemos ver um átomo, temos de criar um modelo, a partir do qual as propriedades do átomo possam ser descritas. Qualquer modelo que se pretenda útil deve ser compatível com os dados experimentais conhecidos. Mais importante: o modelo deve ser capaz de prever propriedades do sistema ainda não estudadas. Sabe-se que o átomo é formado por partículas carregadas e de sinais opostos. O modelo de Thomson previa que os elétrons (de carga negativa) ficavam dispersos num meio de carga positiva. A experiência de Geiger e Marsden mostrou que essa proposta de átomo não era válida. Um novo modelo atômico foi então proposto por Rutherford. Nesse modelo, a carga está concentrada numa diminuta região chamada núcleo atômico e os elétrons se movimentam em torno desse núcleo.