

FISICA.NET O CANAL DA FÍSICA NA INTERNET

O ÁTOMO

André Luiz Cosenza Diestel

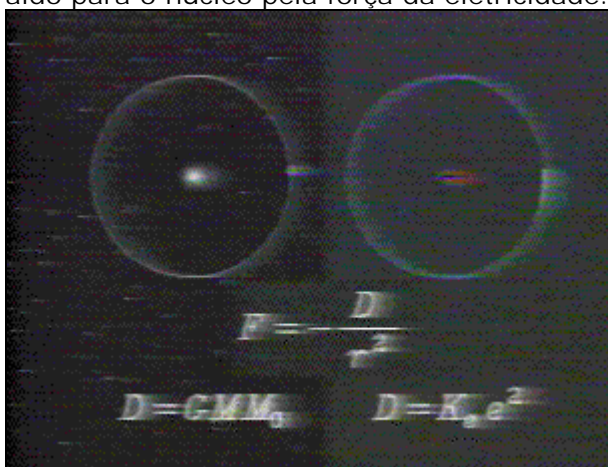


Niels Bohr

Na primavera de 1913, a velha questão, "de que é feita a matéria?" ocupava a mente de Niels Hendrex David Bohr, e a resposta do jovem Dinamarquês, uma resposta quase revolucionária, foi o modelo do átomo de hidrogênio.

Seu trabalho foi importantíssimo. Uma virada decisiva da física teórica, mas de acordo com tudo que era sagrado na época: mecânica de Newton, teoria eletromagnética de Maxwell, ele não poderia estar certo. De qualquer maneira, suas idéias foram concebidas de maneira brilhante.

Em primeiro lugar, Bohr adotou um modelo de átomo que se assemelha ao sistema solar: um núcleo positivo pesado ocupava o lugar do Sol, e como um planeta, o elétron era colocado em sua órbita. Mas enquanto o planeta é atraído para o Sol pela força da gravidade, o elétron era atraído para o núcleo pela força da eletricidade.



Assim, apesar da diferença entre os dois, ambos tinham forças da mesma forma básica $-\frac{D}{r^2}$, e ambos teriam as mesmas espécies de órbitas. Como Kepler observara e Newton explicara séculos antes, estas órbitas eram elipses, ou até circunferências.

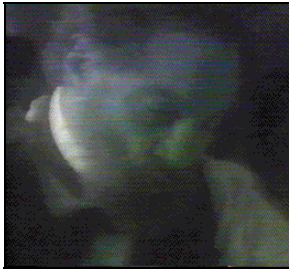
Para simplificar a questão, Niels Bohr imaginou que os átomos teriam órbitas circulares. Em uma órbita circular, a energia potencial é dada por $-\frac{D}{r}$, a energia cinética é positiva, mas equivale

a sua metade. Assim, a energia total é $\frac{D}{2r}$, quer se trate de um planeta ou de um átomo. Isso parecia com o próprio modelo de um átomo Newtoniano, qual o problema então com ele? em outras palavras, de que maneira isso violava as leis da física da época?

Se as idéias de Bohr contrariavam mesmo estas leis, porque então todos aqueles físicos que estavam certos não descartaram a novidade imediatamente? Talvez porque neste aspecto, o jovem

Bohr estivesse pisando em terreno firme, o que fazia com que valesse a pena observar seu trabalho com mais atenção. Foi quando os problemas se tornaram óbvios.

Radical, Bohr tinha ido ainda mais longe. Longe o suficiente para afirmar que um elétron poderia existir apenas em certas órbitas, o que contrariava as leis de Newton, mas ao contrário de Maxwell, Bohr afirmava que o elétron só irradiaria ou absorveria energia, quando saltasse entre estas órbitas bem determinadas. Estas propostas eram mais que simples contestações, de fato, no mundo da física era completamente fora da lei.



James Maxwell

O que poderia ter conduzido a este caminho?

Uma geração antes, ao tratar da questão do átomo, o professor James Maxwell, praticamente escreveu um livro, como um dos editores da nona edição da incomparável enciclopédia Britânica, seu trabalho a respeito do átomo foi não apenas a ciência mais avançada da época, ele resumiu toda a especulação filosófica, desde a

idade do ouro.

No fim do renascimento, Galileu sugere que os átomos são partículas auto propulsionadas, e ele foi seguido por Boyle, Descarte, Newton e outros cientistas no mesmo caminho, inclusive Maxwell. Nas palavras do próprio Maxwell, nos tempos modernos a existência de átomos ocupa lugar de destaque nas pesquisas científicas. John Dalton foi um dos responsáveis por um destes estudos mais sérios. Em 1807, este químico inglês estudou as combinações químicas dos elementos comuns e propôs a lei das proporções simples e múltiplas. Quando duas substâncias se combinam em uma reação química, elas se combinam com massas em proporções de pequenos números inteiros. A implicação era óbvia, para se combinarem assim em proporções tão definidas, as substâncias devem ter partes básicas ou fundamentais, os átomos.



Amadeo Avogadro

A idéia de Dalton não deixava de apresentar suas dificuldades, e uma das mais importantes, foi superada por um químico italiano chamado Amadeus Avogadro.

Antes de mais nada, Avogadro percebeu que até mesmo os gases mais simples, como oxigênio ou nitrogênio puro, eram compostos não de átomos individuais, mas de combinações de átomos, chamados moléculas. Qualquer que seja a menor unidade de qualquer gás, afirmava Avogadro, ao falar de átomos ou moléculas, um determinado volume de gás terá, sempre a mesma quantidade deles. Esta quantidade ficou conhecida como o número de Avogadro, e sua descoberta tornou-se um passo vital no desenvolvimento de teoria atômica.

Nas palavras de Maxwell, o diâmetro e a massa de uma molécula, são naturalmente muito pequenos, mas não infinitamente pequenos. Cerca de dois milhões de moléculas de hidrogênio, ocupariam um milímetro. O conhecimento de Maxwell, resultou da teoria dos gases e da análise de suas propriedades. A este conhecimento, o tamanho de um átomo, Maxwell pode acrescentar novas informações obtidas graças ao uso de um novo instrumento, o espectroscópio.

Os espectroscópios são utilizados para analisar a luz, separando suas várias cores ou freqüências. Quando analisamos um gás monoatômico, o espectro de luz consiste de linhas espectrais de determinadas freqüências e o espectro é diferente para cada elemento, isso foi uma pista para a descoberta da natureza interna do átomo.

Nas palavras de Maxwell, quando o espectro consiste de uma série de linhas brilhantes, o movimento do sistema deve ser composto por um número correspondente de tipos de vibrações harmônicas, em outras palavras, os átomos vibrariam como uma simples corda de violino e cada átomo teria suas próprias freqüências, se uma molécula fosse um simples sistema mecânico vibratório, as freqüências das linhas brilhantes estariam relacionadas de uma maneira relativamente simples. O próprio Maxwell não esperava que se encontrasse uma relação tão simples.

Mas em 1885, um professor universitário, suíço, Balmer, escreveu uma fórmula que englobou os comprimentos de onda da maioria das linhas do espectro do Hidrogênio. Pouco tempo depois, o mestre sueco do espectroscópio, Rydberg, generalizou a fórmula de Balmer, na versão de Rydberg, uma série de linhas era provocada por cada grupo de números inteiros, "m" e "n" e a quantidade "R", conhecida como a constante de Heisenberg, fora determinada com grande precisão. Daí em diante foi possível prever novas linhas.



John Dalton

Mas para compreender a natureza do átomo no sentido mais profundo seria necessário que alguém fizesse uma descoberta ao longo de linhas diferentes. Este alguém foi o professor J.J. Thompson, um discípulo de Maxwell na teoria do eletromagnetismo. Mais tarde outros transformariam os tubos de raios catódicos na televisão, Mas as experiências de Thompson mostraram que os raios que emanam de um cátodo aquecido, são partículas carregadas eletricamente, e mais importante, estes raios eram desviados por campos elétricos e magnéticos, e não importava qual a matéria dentro do tubo estas partículas elétricas eram sempre do mesmo tipo, Thomson percebeu que todos os átomos continham as mesmas partes em movimento, ou em outras palavras corpúsculos, e que ficariam conhecidos como os elétrons. Com isso ele desenvolveu o que foi chamado de modelo de "pudim de ameixas", mais que um recurso intelectual, ele constituiu uma explicação substancial para o espectro dos elementos. Na teoria de Thompson, cada átomo é composto por uma grande esfera de carga positiva contendo a quantidade suficiente de elétrons negativos, para torna-lá neutra. O que parecia uma idéia sensata, logo fracassaria em uma experiência crucial.



Ernest Rutherford

O Barão Ernest Rutherford, ganhador do prêmio Nobel, deixou a Nova Zelândia para estudar física em Cambridge, onde trabalhou com Thompson. Com seus experimentos sobre a radiação de determinados elementos, Rutherford se tornou um mestre do átomo. Ao passar raios alfa por uma folha fina de ouro, a experiência transcorreu normalmente, como o esperado, os raios pareciam atravessar o metal, como se ele fosse um pudim enfrentando pouca dificuldade, mas em um dia crucial para a ciência, eles observaram o que ninguém esperava: "O fato mais inacreditável que já aconteceu na minha vida" disse Rutherford; É como jogar uma bomba de 15Kg em uma folha de papel ela ricochetear e lhe atingir. O fato inacreditável, foi que em vez de atravessar o papel, alguns dos raios alfa ricochetearam. Rutherford concluiu que ao contrário do modelo de Thompson, toda a carga positiva do átomo precisava estar concentrada dentro de um núcleo minúsculo, isso acontecia porque apesar de toda a carga positiva concentrada em uma região muito limitada, a força elétrica próxima seria suficiente para refletir ou pelo menos defletir uma energética partícula alfa, caso ela lhe chegasse muito próxima. Além disso se o núcleo contivesse a maior parte da massa do átomo, ele poderia repelir uma partícula alfa sem retroceder muito.

Estas idéias, levaram Rutherford, em 1911, a propor um modelo planetário de átomo. Segundo Rutherford, o sistema solar e o átomo eram quase que a imagem refletida um do outro, ambos obedeciam leis quase idênticas. No modelo de Rutherford, cada átomo tinha um núcleo pesado com carga positiva, seu núcleo era cercado por elétrons leves que orbitavam como os planetas ao redor do sol, mas enquanto os planetas eram mantidos juntos pela força da gravidade os átomos eram mantidos pela força da eletricidade. Mas isso era muito bom para ser verdade. Por alguma razão, os elétrons irradiam energia, em forma de ondas eletromagnéticas, quando são acelerados, mas um elétron em órbita estaria acelerando constantemente irradiando sempre energia, girando e girando o elétron cairia sempre em órbitas menores, irradiando não linhas do espectro, mas sim um arco-íris de cores, e finalmente de forma inevitável acabaria caindo no núcleo.



Marx Planck

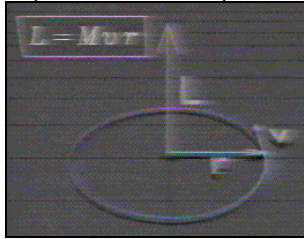
O Dr. Rutherford obedecera as leis de Newton e Maxwell, e estas mesmas leis condenariam o seu modelo de átomo planetário, o que era preciso era um passo ainda mais ousado. E o caminho seria iluminado por uma descoberta sobre a luz.

Em 1900, um físico alemão observou o espectro emitido por um corpo sólido aquecido, seu nome era Max Planck. Sua teoria afirmava que a matéria emitia apenas discretas quantidades de energia e que a energia (E) era proporcional a frequência (f) da luz. Uma coisa

notável em sua teoria era a quantidade h que tornou-se uma nova constante fundamental da física, chamada constante de Planck. Era

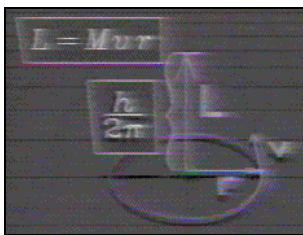
notável porque na teoria de Maxwell a energia da luz dependia de sua intensidade e não de sua frequência. Mas talvez o mais notável de tudo tenha sido o fato de o jovem Bohr ter usado a constante de Planck para montar o modelo do átomo de hidrogênio. Bohr supunha que o elétron, do

modelo de Rutherford, pudesse existir em certas órbitas especiais sem irradiar energia, passou então a supor que a radiação, na frequência prevista pela equação de Planck, ($E = hf$), seria emitida ou absorvida toda vez que o elétron saltasse de uma órbita para outra ($E_n - E_m = hf$). Bohr não sabia explicar porque deveriam existir estas órbitas especiais, mas sabia que sem elas não haveria esperança de explicar as linhas espectrais.



Ele sabia também que ao supor estas órbitas especiais, ele estaria indo além da física de Newton e Maxwell, e penetrando no desconhecido. Mas havia ainda um problema: o que determinaria as dimensões destas órbitas especiais, ele experimentou varias idéias e acabou escolhendo o momento angular, dizendo que cada órbita tem um diferente momento angular, e a constante de Planck tem exatamente as unidades de um momento angular. Seria possível que as órbitas tivessem momentos angulares fornecidos pela

constante de Planck; Bem, quase de fato os momentos são múltiplos de $\frac{h}{2\pi}$, uma combinação que



recebeu seu próprio nome \hbar . Assim no modelo do átomo de hidrogênio de Bohr, a órbita mais interna tem um momento angular $L = \hbar$, a próxima tem um momento $L_2 = 2\hbar$, e de fato existe uma órbita permitida para qualquer número inteiro $L_n = n\hbar$. Reunindo estas idéias é fácil achar o tamanho de cada órbita.

O raio de cada órbita é proporcional ao quadrado do número inteiro n , o raio da órbita mais interna, com $n = 1$, daria o tamanho natural do átomo de hidrogênio em termos das constantes da física ($r_1 = 0.529 \times 10^{-10}$). Seu valor equívale à metade de um Angstrom, este número era pequeno, mas de grande valor para a física. Até então, o tamanho de um átomo poderia ser qualquer um, mas agora se as ousadas pressuposições de Bohr estivessem certas, o tamanho de um átomo poderia ser visto como combinação de constantes fundamentais da física, mas para Bohr isso era apenas o começo.

Agora ele estava preparado para calcular as frequências precisas das linhas no espectro do hidrogênio. Cada frequência seria o resultado de um salto quântico, isto é o átomo emitiria ou absorveria luz só quando o elétron saltasse de uma órbita para outra.

Os elementos do cálculo estavam todos a mão, primeiro os tamanhos das órbitas, depois as energias das órbitas e finalmente a energia de um salto entre as órbitas $R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) = \frac{1}{\lambda}$,

$R = \frac{D^2 M}{2hc\hbar^2}$, $r = 1.097 \times 10^7 \text{m}^{-1}$. Quando estes elementos foram reunidos na equação de Rydberg

o resultado foi uma fórmula para a própria constante de Rydberg. Seus componentes eram, mais uma vez, constantes fundamentais da física, e quando todos eles foram reunidas produziram uma previsão que podia ser comparada com a experiência, a coincidência entre modelo de Bohr e os dados experimentais, eram absolutamente surpreendente, assim como a idéia Newtoniana de ação e reação, o modelo de Bohr foi aceito não por ser fácil de se entender ou por ser uma idéia também fácil, pelo contrário, assim como Newton, Bohr mostrou uma notável concordância com a observação, algo que não poderia ser negado, ninguém sabia porque a modelo de Bohr deveria funcionar, mas mesmo assim as maiores inteligências da época concordaram que ele funcionava, por quê? Por que na física de Bohr, assim como na de Newton, há uma concordância entre a teoria e a experiência, simplesmente precisa demais para ser ignorada. Niels Bohr, tomou a velha física, e com sua profunda visão do átomo, impulsionou-a para o futuro.

Tamanho do raio em uma órbita circular:
Equação 1.

$$r = \frac{L^2}{DM}; \text{ onde } D = K_e \cdot e^2$$

Segundo Bohr, cada órbita do átomo de Hidrogênio teria um momento angular dado por:
Equação 2.

$$L = h, \text{ ou ainda } L_n = n\hbar$$

O tamanho de cada órbita pode ser calculado juntando-se a eq.2 a eq. 1.
Equação 3.

$$r_n = \frac{n^2 \hbar^2}{DM}, \text{ para } n = 1, \text{ teríamos o tamanho natural do átomo de Hidrogênio:}$$

$$r_1 = \frac{\hbar}{D.M} \rightarrow r_1 = \frac{(1,054 \cdot 10^{-34})^2}{9 \cdot 10^9 \cdot (1,6 \cdot 10^{-19})^2 \cdot 9,1 \cdot 10^{-31}} = 0,529 \cdot 10^{-10}$$

Energia de cada órbita:
Equação 4.

$$E = \frac{D}{2r}$$

Substituindo eq.3 em eq. 4, tem-se:
Equação 5.

$$E_n = \frac{D}{2 \frac{n^2 \hbar^2}{DM}} = \frac{D^2 M}{2n^2 \hbar^2}$$

A energia de um salto:
Equação 6.

$$E_m - E_n = hf$$

Eq. 5 em eq. 6:
Equação 7.

$$\left(\frac{D^2 M}{2m^2 \hbar^2} - \frac{D^2 M}{2n^2 \hbar^2} \right) = hf \rightarrow \frac{D^2 M}{2\hbar^2} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) = hf$$

Equação 8.

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

Eq. 8 em eq. 7, temos:

$$\frac{D^2 M}{2c \cdot \hbar^2} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) = \frac{1}{\lambda}$$

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

Sendo que R é a constante de Rydberg,

$$R = \frac{(9 \cdot 10^9)^2 \cdot (1,6 \cdot 10^{-19})^4 \cdot 9,1 \cdot 10^{-31}}{2,3 \cdot 10^8 \cdot 6,6 \cdot 10^{-34} \cdot (1,054 \cdot 10^{-34})^2} = 1,098 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$