

Modelos Atômicos

Michael Fowler

University of Virginia

Primórdios da Teoria de Cordas

A primeira tentativa para construir um modelo físico do átomo foi realizada por William Thomson (mais tarde Lord Kelvin) em 1867. A mais impressionante propriedade do átomo era a sua *permanência*. Era difícil de imaginar uma pequena entidade sólida que não podia ser quebrada por uma determinada força, temperatura ou reação química. Ao contemplar quais os sistemas físicos que exibiam esta permanência, Thomson sentiu-se inspirado por um ensaio de Helmholtz, escrito em 1858, sobre *vórtices*. Esse trabalho tinha sido traduzido para inglês por um escocês, Peter Tait, que mostrou a Thomson algumas das engenhosas experiências com anéis de fumo para ilustrar as ideias de Helmholtz. O importante aqui é o fato de num fluido *ideal*, uma linha no vórtice é sempre composta das mesmas partículas, permanece *inquebrável*, como um anel. Os vórtices podem também formar interessantes combinações – uma boa demonstração pode ser obtida ao criar dois vórtices em anel, um após o outro e na mesma direção. Eles podem prender-se um ao outro, cada um deles atravessando o outro sucessivamente. Provavelmente foi isto que Tait mostrou a Thomson, e que lhe deu a ideia de que os átomos poderiam ser vórtices que existiam no “éter”.

Obviamente que num fluido não ideal como o ar, os vórtices dissipam-se ao fim de algum tempo, e portanto o teorema matemático de Helmholtz sobre a sua permanência é apenas aproximado. Mas Thomson estava entusiasmado porque o éter era tido como um fluido ideal, e portanto os vórtices no éter poderiam durar para sempre! Estas ideias eram esteticamente apelativas – “Kirchhoff, um homem de temperamento frio, falava com grande entusiasmo sobre o tema.” (Pais, IB página 177, ver fontes no final do documento). De fato, a investigação sobre os vórtices, que tentava igualar as suas propriedades com as duas átomos, levou a uma muito melhor compreensão da hidrodinâmica dos vórtices – a constância no movimento de rotação em torno do vórtice, por exemplo, é conhecida como a Lei de Kelvin. Em 1882, um outro Thomson, J. J. Thomson, foi premiado por um ensaio sobre átomos vórtice, e como podem interagir quimicamente. Apesar disso, contudo, o interesse nesta ideia começou a diminuir – o próprio Kelvin começou a duvidar que este modelo estivesse relacionado com os átomos, e quando o elétron foi descoberto por J. J. Thomson em 1897 e identificado como um componente de todos os átomos, diferentes modelos atômicos surgiram sem qualquer relação com os vórtices.

É importante notar que a mais entusiasmante teoria sobre as partículas fundamentais da atualidade, a Teoria de Cordas, apresenta semelhanças com os átomos vórtice de Thomson. Uma das entidades básicas é a corda fechada que possui um fluxo de campos à sua volta e que faz lembrar a oscilação do éter no átomo de Thomson. E é uma teoria muito bonita – Kirchhoff teria ficado entusiasmado!

Ímanes Flutuantes

Em 1878, Alfred Mayer, na Universidade de Mariland, idealizou uma elegante demonstração de como imaginava que os átomos se arranjavam para formar moléculas. Pegou em algumas agulhas magnéticas e prendeu-as com cortiça, de modo a que flutuassem com o pólo Norte à mesma altura acima da água, todas repelindo-se de forma semelhante. Segurou o pólo Sul de um Íman mais forte a alguma distância acima da água, para atrair as agulhas para um ponto central. A ideia era considerar um diferente número de agulhas e ver quais os padrões de equilíbrio formados por estas. Descobriu algo notável – as agulhas tendiam a arranjar-se formando *conchas*. Três a cinco ímanes formavam um triângulo, quadrado ou pentágono, respetivamente. Para seis ímanes, um dirigia-se para o centro e os restantes formavam um pentágono. Para mais ímanes, uma concha exterior começava a formar-se.

A resposta de Kelvin à publicação de Mayer foi que deveria fornecer pistas sobre o átomo vórtice. Aparentemente não forneceu mas vinte e cinco anos mais tarde levou a um novo modelo atômico.

Pudim de Passas

Kelvin, em 1903, propôs que o átomo tivesse os recentemente descobertos elétrons inseridos de algum modo numa esfera de carga elétrica positiva, sendo esta esfera do tamanho do átomo. (É claro que a esfera deve ser mantida por forças não-elétricas desconhecidas.) Esta representação foi também imaginada por J. J. Thomson, tendo sido apelidada de modelo de pudim de passas, tal como a sobremesa tradicional inglesa, um grande e redondo pudim (rico em gorduras) com uvas passas inseridas. A partir da análise do desvio de raios-x por gases e da absorção de raios-beta por sólidos, que assumiu em ambos os casos serem provocados por elétrons, J. J. Thomson concluiu, em 1906, que o número de elétrons num átomo era aproximadamente igual ao número atômico. Isto levou-o a pensar no arranjo dos elétrons no átomo tal como os ímãs de Mayer. Talvez ao analisar possíveis modos de vibração dos elétrons nestas configurações fosse possível determinar o espetro.

O caso mais simples a considerar era, obviamente, o Hidrogénio, assumindo-se (e corretamente) que continha apenas um elétron.

Como é que a Cor de um Átomo Depende do seu Tamanho?

Por “cor” entende-se a cor espectral emitida quando o átomo está excitado. No modelo de Thomson do pudim de passas, há uma relação clara entre o *tamanho* do pudim e a *frequência* a que o elétron oscila, e por isso presumivelmente emite radiação, quando excitado. Tamanho e frequência estão relacionados devido à suposição de que a carga positiva total – que é uniformemente distribuída pela esfera - é igual à carga negativa dos elétrons. Em repouso no seu estado de energia mínima, o elétron encontra-se no meio desta esfera de carga. Quando perturbado de algum modo, oscila para além desse ponto. Se o elétron se encontra à distância x do centro, sentirá uma força que o puxa novamente para o centro de valor igual ao da parte da carga positiva que se encontra a uma distância ao centro inferior à do elétron. Assim sendo, quanto maior o átomo - o pudim - menor a densidade da carga positiva, e *menor* a carga na pequena esfera de raio x que está a atrair o elétron de novo para o centro. Portanto quanto maior for o átomo, menor a oscilação do elétron, e menor a frequência da radiação emitida.

Pode-se fornecer uma estimativa (quantitativa) do tamanho do átomo baseada na observação de que quando excitado, emite radiação no visível.

Vamos assumir que a esfera carregada positivamente tem raio r_0 (este é o tamanho do átomo, que sabemos ser de aproximadamente 10^{-10} metros).

Se o elétron for deslocado x do centro do átomo ao longo do eixo *horizontal*, é novamente atraído por toda a carga que se encontra mais próxima do centro do que ele, isto é, uma carga igual a ex^3/r_0^3 . Lembre-se que e é o total de carga da esfera, e x^3/r_0^3 é a fração da esfera mais próxima do centro do que x .) Esta carga atua como se fosse uma carga pontual colocada na origem, portanto a lei do quadrado inverso permite obter um fator de $1/x^2$, e assim a equação do movimento do elétron é dada por:

$$m \frac{d^2 x}{dt^2} = - \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2 x}{r_0^3}$$

Assumindo que permanece no interior da esfera, o elétron executa movimento harmónico simples com frequência:

$$\omega^2 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{mr_0^3}$$

Repare que, tal como discutido anteriormente, à medida que o tamanho do átomo aumenta, a frequência diminui. Como sabemos, a frequência - pelo menos aproximadamente - corresponde à luz visível. Assim, este modelo será capaz de prever o tamanho do átomo, que podemos comparar com o tamanho dado por outras previsões, tais como a do movimento Browniano (, e assumir que num líquido, os átomos estão relativamente próximos - ocupam grande parte do espaço disponível).

Se tomarmos a luz visível de frequência, por exemplo, 4×10^{15} radianos por segundo, conclui-se que r_0 deve ser aproximadamente $2 \cdot 10^{-10}$ metros, um pouco maior do que o esperado, mas próximo da resposta correta.

Infelizmente, ainda assim, não foram feitos progressos para além destes na tentativa de prever os espectros utilizando o pudim de Thomson. Muitas tentativas foram feitas para encontrar configurações estáveis de eletrões no átomo, não apenas para o Hidrogénio, utilizando modelos baseados nos ímanes de Mayer, e com os eletrões a moverem-se em círculos. Era esperado que se um determinado número de ímanes formasse uma configuração muito estável, isso poderia representar um átomo quimicamente inerte, etc. Mas ninguém foi bem sucedido ao efetuar previsões reais, os modelos não eram conciliáveis com as propriedades dos átomos.

Obviamente, os teóricos estavam num beco sem saída - e o desafio experimental era encontrar uma forma de olhar para o *interior* do átomo e ver como os eletrões se organizavam. Isto foi o que fez Rutherford, como discutiremos noutra documento¹. Rutherford ficou muito surpreendido com o que viu.

Livros que utilizei na preparação deste documento:

Inward Bound, Abraham Pais, Oxford, 1986

© Michael Fowler, Universidade de Virgínia

Casa das Ciências 2012

Tradução/Adaptação de Nuno Machado e Manuel Silva Pinto



¹ Documento esse que se encontra disponível no Portal da Casa das Ciências, com o título: “Dispersão de Rutherford”.