

O Átomo*

The Atom

Francisco Caruso[†]

Centro Brasileiro de Pesquisas Físicas - CPPF

Rua Dr. Xavier Sigaud, 150- Urca

Rio de Janeiro - RJ - Brasil - CEP: 22290-180

Vitor Oguri[‡]

Universidade do Estado do Rio de Janeiro – UERJ

Instituto de Física Armando Dias Tavares

Rua São Francisco Xavier, 524 – Maracanã,

Rio de Janeiro – 20550-900

Submetido: 19/07/2016 Aceito: 28/07/2016

Resumo: Faz-se um apanhado histórico de algumas das principais contribuições de diferentes áreas da Ciência com as quais, ao longo de séculos, construiu-se uma visão científica, sólida e consistente, do átomo. Destacam-se os experimentos que nos levaram a uma série de evidências acerca da natureza composta, não elementar, do átomo.

Palavras chave: átomo; física moderna; história da física.

Abstract: The text presents an overview of some of the main contributions of different areas of science from which, along centuries, a scientific, solid and consistent vision of the atom was built. Noteworthy are the experiments that led us to a series of evidence on the composite nature of atom.

Keywords: atom; modern physics; history of physics.

Preâmbulo

O atomismo filosófico teve sua origem no período de florescimento da filosofia grega, mais precisamente com as contribuições de Leucipo e Demócrito. Segundo esse último, “nada existe além de átomos e vazio; tudo mais é opinião”. Devido à limitação de espaço, não abordaremos aqui os aspectos mais especulativos acerca do átomo, remetendo o leitor às referências [1]-[3]. Nossa narrativa terá início na contribuição de Newton ao desenvolvimento de uma “nova” Química.

Ao reunificar a Física, propondo que os movimentos celestes eram descritos pela mesma lei que regia a queda dos

corpos na Terra – a lei da Gravitação Universal – Newton, de certa forma, atribui um caráter especial à força “peso”. Não por acaso, alguns historiadores da ciência defendem que a revolução que o francês Antoine Laurent Lavoisier introduziu na Química do século XVIII tenha a ver com a fé que ele tinha na balança de precisão. De fato, para o químico francês, toda mudança podia e devia ser explicada e mensurada. Se observarmos bem, o principal programa científico da Química do século XIX, a partir de John Dalton, foi medir sistematicamente os *pesos atômicos dos elementos químicos*, o que acabou permitindo ao químico russo Dmitri Mendeleiev construir a sua famosa *Tabela Periódica* [4]. Todas as simetrias e regularidades nela contidas tiveram que aguardar décadas para poderem ser efetivamente compreendidas com base em uma visão atomística da matéria [1].

*Palestra apresentada por Francisco Caruso na X Escola do CBPF, em 24 de julho de 2015.

[†]Electronic address: caruso@cbpf.br

[‡]Electronic address: oguri@uerj.br

A rã ambígua e a eletrólise

Por volta de 1780, o anatomista e médico italiano Luigi Galvani havia descoberto que quando se tocavam duas extremidades de um músculo de uma rã dissecada com metais diferentes este se contraía. Galvani atribuiu tal fenômeno a propriedades do próprio músculo, postulando a existência de uma *eletricidade animal* que, de alguma forma, se relacionaria com a *vida*. O físico italiano Alessandro Volta polemizou com Galvani durante décadas [5]. Segundo Volta, o experimento com a rã nada tinha a ver com ela, mas, sim, com os dois metais diferentes. No final de 1799, para provar sua tese, Volta concluiu seu experimento com o que chamou, talvez não sem ironia, *órgão de eletricidade artificial*, hoje conhecido como *pilha voltaica*. Em 1800, os cientistas ingleses, William Nicholson e Anthony Carlisle constroem uma pilha e fazem a primeira eletrólise da água. Este foi um marco experimental na compreensão do átomo. Com ele, mostra-se, pela primeira vez, que a eletricidade pode ser utilizada para decompor ligações químicas. Ora, até então, pensava-se que as transformações químicas eram devidas a “forças químicas”. Com a eletrólise, viu-se que as forças elétricas são capazes de provocar reações químicas. Por associação direta, pode-se imaginar que as forças de ligações químicas sejam de natureza elétrica. É o início da *eletroquímica*.

O estudo quantitativo da eletrólise foi empreendido pelo físico e químico inglês Michael Faraday, que chegou às conhecidas *leis de Faraday*. Essas leis, junto com a hipótese atômica, permitem antever uma estrutura atômica para a eletricidade. De fato, décadas mais tarde, o irlandês George Johnstone Stoney estimou o valor da carga elementar como algo da ordem de 10^{-20} C. Esta carga seria, posteriormente, identificada como a carga do *elétron*, denominação dada aos *átomos de eletricidade* pelo próprio Stoney. Essa interpretação criou condições para uma melhor compreensão da natureza atômica da eletricidade, principalmente devido a observações de fenômenos resultantes de descargas elétricas em gases rarefeitos.

Discursando em homenagem a Faraday, o físico e médico alemão Hermann von Helmholtz destacou o que seria o resultado mais importante dos estudos sobre a eletrólise com as seguintes palavras:

Se aceitamos a hipótese de que as substâncias elementares são compostas de átomos, não podemos deixar de concluir que também a eletricidade, tanto positiva quanto negativa, se subdivide em porções elementares que se comportam como átomos de eletricidade.

James Clerk Maxwell referiu-se assim à relevância dos estudos da eletrólise:

De todos os fenômenos elétricos, a eletrólise parece ser o que melhor nos oferece um maior discernimento sobre a verdadeira natureza da corrente elétrica, porque encontramos correntes de matéria ordinária e correntes de eletricidade formando partes essenciais do mesmo fenômeno.

A espectroscopia

Muitas das ideias sobre a estrutura atômica e molecular que surgiram no início do século XX estavam, de certo modo, intimamente ligadas ao desenvolvimento da investigação da radiação emitida pela matéria sólida ou gasosa, graças ao trabalho pioneiro dos alemães Robert Wilhelm Bunsen e Gustav Kirchhoff [6], a partir da invenção do espectrógrafo óptico e do desenvolvimento, entre 1855 e 1863, do que se convencionou chamar de *espectroscopia*. Estudos nessa área permitiram a descoberta de novos elementos químicos e levaram também o físico estadunidense Albert Abraham Michelson a definir um novo padrão para o metro: $1 \text{ m} = 1\,553\,163,5$ comprimentos de onda da linha vermelha do cádmio. Deram também origem a uma nova área de investigação astrofísica, que busca conhecer a composição química das estrelas.

Cada elemento químico dá origem a um espectro de emissão característico, como se fosse uma espécie de “impressão digital”, única para cada elemento. Para os gases mono-atômicos, esses espectros, projetados em um anteparo ou visualizados por meio de um microscópio, apresentam-se, em geral, como um conjunto de *linhas* espaçadas e paralelas e, para os gases contendo dois ou mais átomos, como *bandas* contínuas. Sem dúvida, o espectro mais famoso acabou sendo o do átomo de hidrogênio, o elemento mais simples encontrado na Natureza. As regularidades desse espectro, descritas matematicamente pelo professor de Matemática e Latim, o suíço Johann Jakob Balmer, foram de fundamental importância para o sucesso do modelo de átomo proposto pelo físico dinamarquês Niels Bohr, já no século XX. Em última análise, foi a chave para a compreensão da natureza quântica do átomo [1].

Observando o espectro de absorção na descarga elétrica entre eletrodos de carbono, iluminado com a luz do Sol, Foucault, em 1849, concluiu que a substância que emite luz de uma dada frequência também absorve melhor a luz nessa frequência. Essa conclusão parece reforçar a ideia de que os fenômenos de emissão e absorção seriam devidos a uma espécie de ressonância entre a radiação e os átomos de uma substância, ou seja, sugere que os *átomos* seriam *sistemas compostos*. Segundo Maxwell,

foram essas observações que primeiro levaram à conclusão de que o espectro implicava que os átomos tivessem estrutura, ou seja, fosse um sistema capaz de executar movimentos internos de vibração.

O experimento de Thomson

Outras evidências de uma subestrutura do átomo foram obtidas a partir do surgimento dos chamados *tubos de Geissler*, *ampolas de Crookes*, ou ainda *tubos de raios catódicos*, e dos estudos de novos fenômenos descobertos com esses tubos [1]. Vamos nos referir aqui apenas ao trabalho do físico inglês Joseph John Thomson. Segundo ele,

temos nos raios catódicos matéria em um novo estado, um estado no qual a subdivisão da

matéria é levada muito além do que no estado gasoso ordinário: um estado no qual toda matéria – isto é, matéria derivada de diferentes fontes, como hidrogênio, oxigênio etc. – é uma e do mesmo tipo; essa matéria é a substância da qual todos os elementos químicos são feitos.

Thomson havia estabelecido que os raios catódicos eram desviados tanto por campos magnéticos como por campos eletrostáticos. Usando esse fato e um tubo de raios catódicos ele foi capaz de calcular a razão e/m entre a carga elétrica e a massa desses corpúsculos universais (os *elétrons*). Com essas medidas, constatou que a razão e/m para os raios catódicos era aproximadamente 1840 vezes maior que a mesma razão para o hidrogênio ionizado.

O estabelecimento do elétron como constituinte subatômico levou o próprio Thomson a propor um modelo físico para o átomo baseado em forças eletrostáticas. Estava, assim, definitivamente mostrado que o átomo *não era indivisível*, como proposto pelos gregos e até então aceito pelos químicos. Restava, ainda, se chegar a um modelo atômico coerente e estável. O caminho foi longo [1]-[2].

O espectro de raios X e o número de elétrons

Uma outra descoberta que resultou do estudo empírico envolvendo os tubos de raios catódicos foi a dos raios X, pelo alemão Wilhelm Röntgen, quando os físicos começaram a se perguntar se os raios catódicos se propagariam fora dos tubos. Em 1894, Philipp Lenard, então assistente de Heinrich Hertz, idealizou um aparato, com o qual estudou o que aconteceria com os raios catódicos ao se propagarem no ar, fora do tubo. Com esse dispositivo, Lenard pôde observar que os raios catódicos se propagavam até uma distância de poucos centímetros do tubo, não apenas no ar, mas também em outros gases. Verificou, ainda, que os raios eram capazes de impressionar chapas fotográficas e de tornar fluorescentes certos materiais, como, por exemplo, o platino-cianeto de bário, sólido cristalino que apresenta tonalidades verde e amarela conforme a incidência de luz que o ilumina. Foi utilizando um tubo de Lenard que Röntgen se propôs a estudar, em novembro de 1895, a fluorescência de certas substâncias. Para eliminar efeitos indesejáveis, Röntgen introduziu o tubo com o qual trabalharia em uma caixa de papelão preto, de modo a bloquear raios visíveis e ultravioleta provenientes do tubo. Desse modo, apenas os raios catódicos passariam pela janela de Lenard, sendo colimados para a direção dos objetos contendo as substâncias fluorescentes. Com a sala completamente escura, Röntgen observou que um cartão coberto por uma solução de platino-cianeto de bário estava iluminado. Entretanto, os raios catódicos se propagam no ar por apenas alguns poucos centímetros, e o cartão alvejado estava localizado a muito mais do que isso; cerca de 2 m. Com o tubo isolado, qual seria a origem da fluorescência? Mais surpreendente ainda foi o fato de que o papel não se encontrava na linha do feixe de raios catódicos. O que provocava, então, aquela luminescência? Intrigado e perplexo com sua origem desconhecida, Röntgen deu a esses raios o nome provisório de raios X – baseado na letra normalmente atribuída à

incógnita de um problema a resolver – nome este que passou a ser definitivamente adotado.

Poucas descobertas de física básica tiveram aplicações práticas tão cedo e espetaculares. Os raios X permitiram aos médicos “verem” dentro dos corpos sem ter que abri-los. Deu também enorme impulso à área da *Cristalografia* e permitiu a confirmação de que a matéria em estado cristalino seria um arranjo regular de átomos e moléculas dispostos em camadas, respaldando, portanto, a visão atomística da matéria. Ainda do ponto de vista da Física básica, em 1904, Charles Barkla dedicou-se a determinar o número de elétrons contidos em átomos-alvo em processos de espalhamento de raios X. Somente em 1911, com dados mais precisos, Barkla foi capaz de mostrar que, para átomos leves, o número de elétrons é a metade do número de massa do correspondente elemento químico. Por fim, no biênio 1913-1914, os trabalhos de Henry Moseley com espectros de raios X confirmaram algumas das ideias de Rutherford e de Bohr sobre a constituição atômica da matéria [1].

Os raios X foram também relevantes no estudo do chamado *efeito Compton*, o qual será discutido adiante no texto.

A radioatividade

O físico francês Henry Becquerel, após tomar conhecimento dos trabalhos de Röntgen, passou a investigar se algumas substâncias, que se tornavam fosforescentes sob a incidência de luz, eram capazes de emitir qualquer tipo de radiação penetrante, com os raios X. Descobriu, assim, os *raios urânicos*. O que mais o intrigava era a natureza *espontânea* da emissão desses raios, aparentemente sem causas externas. Essa questão mobilizou muitos físicos e só foi compreendida décadas mais tarde, com a Mecânica Quântica.

O casal Curie dedicou-se muito ao estudo dessas emissões, e Marie Curie cunhou o termo *Radioatividade*. De forma muito resumida, podemos dizer desses estudos, com a descoberta dos raios α , β e γ , que a radioatividade natural possuía duas componentes formadas de partículas carregadas (α e β) e uma terceira (γ) de natureza eletromagnética.

Segundo Rutherford, a

grande semelhança das mudanças no rádio, tório e actínio é muito notável e indica alguma peculiaridade da constituição atômica que ainda está por ser elucidada.

Além disso, havia uma pergunta relevante sem resposta: por que todos os átomos de um certo elemento não decaem no mesmo tempo já que todos eles são idênticos entre si?

A resposta a essa questão só viria a partir de um novo olhar sobre o microcosmo que ainda estava por vir com a Mecânica Quântica. Mas mesmo sem a resposta, a *lei dos decaimentos radioativos* permitiu que Ernest Rutherford calculasse o *número de Avogadro* de um modo até então inesperado, reafirmando a natureza molecular da matéria. Nesse sentido, cabe também recordar o sucesso da interpretação estatística da Teoria Cinética dos Gases [7].

O movimento browniano

O movimento browniano tornou-se, no início do século XX, uma das mais convincentes provas acerca da realidade das moléculas, ou seja, da hipótese corpuscular da matéria. Isto porque o físico francês Jean Perrin, em uma série de trabalhos sistemáticos, mediu o número de Avogadro de muitas formas diferentes, encontrando sempre resultados compatíveis. Se ainda havia qualquer dúvida acerca da natureza molecular da matéria (como para o químico alemão Friedrich Wilhelm Ostwald) ela se dissipou com os resultados obtidos por Perrin.

Provavelmente nenhuma outra constante fundamental despertou o interesse de tantos físicos do porte de Ampère, Loschmidt, Maxwell, Boltzmann, Thomson, Rayleigh, Planck, Einstein, Rutherford, Millikan, Perrin e outros, quanto o *número de Avogadro*. Esse fato por si só já sugere a força da concepção atômica da matéria e seu papel basilar na construção do conhecimento científico moderno que, concluindo, podem muito bem ser resumidos nas palavras do físico americano Richard Feynman:

Se, em algum cataclismo, todo o conhecimento científico fosse destruído e somente uma sentença fosse transmitida para as próximas gerações de criaturas, que enunciado conteria mais informação em menos palavras? Acredito que seja a hipótese atômica (...) de que todas as coisas são feitas de átomos (...). Nessa única sentença, você verá, existe uma enorme quantidade de informações sobre o mundo.

O experimento de Rutherford

O experimento de espalhamento de partículas α por alvos delgados serviu para que Rutherford introduzisse o importante conceito de *núcleo atômico*. Sua conclusão foi de que o átomo tem uma enorme região vazia. Há um núcleo ocupando uma pequena região da ordem de 10^{-12} cm, enquanto o elétron na órbita mais próxima descreve uma trajetória circular com raio da ordem de 10^{-8} cm. Em outras palavras, em uma escala na qual o núcleo atômico tivesse um raio de cerca de 1 m, o elétron mais próximo estaria a 10 km de distância. Essa nova visão abrirá caminho para uma nova área de pesquisa em Física Básica: a *Física Nuclear*. A história das tentativas de conhecer e dominar o núcleo atômico é notória. Por um lado, há a triste invenção da bomba atômica, e de outras armas antes impensáveis,

mas também trouxe, por outro lado, a medicina nuclear, com grande impacto social.

O efeito Compton

O *efeito Compton* foi, na realidade, a evidência experimental que faltava para que a comunidade científica admitisse a existência do *fóton* como constituinte da luz, colocando um ponto final nessa questão que foi assunto de grande polêmica. O que era aceito até então pela maioria dos físicos era o resultado das discussões surgidas na Conferência de Solvay, de 1911, onde foi aceita apenas a descontinuidade na emissão e na absorção de luz, e não da própria energia da luz, como havia proposto Einstein.

De fato, Compton mostrou que o espalhamento de raios X pela matéria resulta da colisão de fótons com elétrons praticamente livres no interior da matéria. Sua compreensão se constituiu em um argumento definitivo em favor da ideia de quantização da radiação, ou seja, da existência de *fótons*.

Comentários finais

Em 1932, chegou-se a um quadro conceitual para explicar a matéria e a luz, constituído de quatro *partículas elementares*: o elétron, o próton e o nêutron (os constituintes do átomo) e o fóton, (*quantum* da luz). Portanto, a Física nos levou a um átomo novo, dotado de uma estrutura física e não mais indivisível e imutável. Sua descrição, do ponto de vista teórico, exigiu o desenvolvimento de uma nova teoria: a *Mecânica Quântica*, que inclui conceitos novos como o de *spin* [8]. Sem esse conceito e sem esse novo referencial teórico, não se pode compreender, finalmente, as regularidades da Tabela Periódica em termos da distribuição eletrônica dos átomos.

Sugerimos que o leitor interessado em aprender mais sobre essa história fascinante consulte nosso livro citado na referência [1], no qual as bases dessa nova mecânica são apresentadas em uma perspectiva histórica, com o cuidado de citar as fontes primárias.

O que procuramos fazer aqui, conciliando a sugestão de tema feita pelos organizadores do evento com a limitação de espaço, foi apenas mostrar o quão rica e intrincada foi a história da compreensão do *átomo* e que, em grande medida, vários resultados experimentais foram cruciais nesse processo de busca, para o qual não se vislumbra um horizonte.

[1] Caruso, F.; Oguri, V. 2006. *Física Moderna: Origens Clássicas e Fundamentos Quânticos*. Rio de Janeiro: LTC Ed., segunda edição, 2016.

[2] Pullman, B. 1998. *The Atom in the History of Human Thought*. New York and Oxford: Oxford University Press.

[3] Chalmers, A. 2011. *The Scientist's Atom and the Philosopher's Stone: How Science Succeeded and Philosophy Failed to Gain Knowledge of Atoms*. Dordrecht: Springer.

[4] Jensen, W.B. (Ed.) 2002. *Mendeleiev on the Periodic Law: Selected Writings, 1869-1905*. New York: Dover.

- [5] Pera, M. 1986. *La rana ambigua. La controversia sull'elettricità animale tra Galvani e Volta*. Torino: Einaudi.
- [6] Kirchhoff, G.; Bunsen, R. 1895. *Chemische Analyse durch Spectralbeobachtungen*. Leipzig: Verlag von Wilhelm Engelmann; Kirchhoff, G. 1898. *Abhandlungen über Emission und Absorption*. Leipzig: Verlag von Wilhelm Engelmann.
- [7] Brush, S.G. 1983. *Statistical Physics and the Atomic Theory of Matter, from Boyle and Newton to Landau and Onsager*. Princeton, New Jersey: Princeton University Press.
- [8] Tomonaga, S.-I. 1998. *The Story of Spin*. Chicago: The University of Chicago Press.