

Marcos Penna

**A investigação da estrutura da matéria no início do século XX:
Niels Bohr e a busca de explicações para a estabilidade do átomo.**

**PROGRAMA DE ESTUDOS PÓS-GRADUADOS
EM HISTÓRIA DA CIÊNCIA**

SÃO PAULO

2009

PONTIFÍCIA UNIVERSIDADE CATÓLICA DE SÃO PAULO
PUC-SP

Marcos Penna

**A investigação da estrutura da matéria no início do século XX:
Niels Bohr e a busca de explicações para a estabilidade do átomo.**

MESTRADO EM HISTÓRIA DA CIÊNCIA

Dissertação apresentada à Banca Examinadora como exigência parcial para obtenção do título de MESTRE em História da Ciência pela Pontifícia Universidade Católica de São Paulo, Sob orientação da Prof^a. Doutora Maria Helena Roxo Beltran.

São Paulo

Banca Examinadora

AGRADECIMENTOS

Gostaria de agradecer nesse momento, tão importante para minha vida, aquelas pessoas que me ajudaram a tornar um de meus sonhos em realidade.

Entre elas minha esposa Leandra e dos meus dois filhos Heitor e Danilo, que me apoiaram em todos os momentos. Também de agradecer em memória aos meus pais que sempre me apoiaram em minhas decisões.

Tenho um agradecimento todo especial a fazer, a minha orientadora a Prof^a Dr^a Maria Helena Roxo Beltran, que sempre procurou me ajudar.

Gostaria de agradecer também a Secretaria da Educação de São Paulo, que por meio do Programa Bolsa Mestrado, custeou esse curso e a Pontifícia Universidade Católica de São Paulo que possibilitou sua realização.

Disse Deus: “Haja luz”, e houve luz¹.

¹ Bíblia Sagrada, Livro do Gênesis 1,3.

RESUMO

Esta dissertação tem como objetivo o estudo da formulação do modelo atômico de Niels Bohr no início do século XX, a partir do modelo atômico de Rutherford.

A questão da instabilidade decorrente desse modelo, bem como a observação de que a mecânica clássica não poderia expressar a realidade atômica foram temas intensamente debatidos naquela época. Além disso, os dados de espectroscopia demonstravam que o aparecimento das riscas espectrais características dos elementos químicos deveria ser explicado por um modelo atômico.

No desenvolvimento do modelo atômico de Bohr, a mecânica clássica e substituída na análise dos fenômenos atômicos. A partir das idéias de Max Planck, segundo as quais a energia dos processos atômicos não é absorvido nem liberada de forma contínua, mais sim na forma de pacotes de energia chamados de quanta.

Para desenvolvimento de seu modelo atômico Bohr se utiliza estudos do experimento de Rutherford e de trabalhos sobre as riscas espectrais observadas a partir de análises espectroscópicas dos elementos químicos, segundo a qual cada elemento químico pode ser identificado a partir do espectro de luz emitido quando o mesmo após receber energia, muda de órbita e fica instável e quando volta ao seu estado de estabilidade libera uma quantidade de energia na forma de luz.

ABSTRACT

The aim of this abstract is to study the formulation of Niels Bohr's atomic model in the beginning of the twentieth century, regarding the atomic model of Rutherford. The issues about instability resulting from this model and the observation that the classical mechanic could not express the atomic reality were both intensively approached themes those days. Besides that, spectroscopy data showed that the raising of spectral lines, characteristic of chemical elements, should be explained by an atomic model.

The classical mechanic is replaced in the analysis of the atomic phenomena under Bohr's atomic model. After Max Planck's ideas, the energy from the atomic processes is not absorbed nor is it continually freed. Actually it is found in the form of energy packages called quanta.

To develop his atomic model, Bohr uses studies from Rutherford experiments as well as works about the spectral lines observed from spectroscopic analyses on chemical elements, in which each chemical element can be identified from the light spectrum emitted when this element after receiving energy changes the orbit and remains unstable, freeing an amount of energy in the form of light at the moment that it returns to its stable state.

SUMÁRIO

Introdução.....	01.
1. As novas idéias sobre a estrutura do átomo no início do século XX.....	03.
Bohr e os modelos atômicos do início do século XX.....	04.
Modelos Atômicos de Thomson e Hantaro Nagaoka.....	10.
O modelo atômico apresentado por Ernest Rutherford.....	15.
2. A teoria dos quanta e os modelos atômicos quânticos.....	20.
A percepção de Niels Bohr sobre a estabilidade do átomo e o quantum de ação.....	21.
Absorção de Radiação de energia.....	30.
Bohr e a emissão de espectros de riscas dos elementos.....	36.
3. A estabilidade do átomo.....	39.
A estabilidade do anel de elétrons.....	40.
A explicação da estabilidade dos átomos contendo poucos elétrons.....	41.
Recepção da comunidade científica ao modelo de Bohr.....	46.
Conclusão.....	49.
Bibliografia.....	51.

INTRODUÇÃO

O livro *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas* de Niels Bohr, foi à base deste texto de dissertação Mestrado.

Muitas vezes quando lecionamos somos indagados quanto aos motivos que levam aos cientistas a desenvolverem novos modelos que representem melhor a estrutura da matéria.

O estudo dos problemas observados no modelo planetário de Rutherford e a forma como foi sanada a divergência entre o real e o teórico sobre seu modelo foi o que mais despertou interesse.

A visão sobre o desenvolvimento científico que tinha quando cheguei ao mestrado foi literalmente transformada, a partir de estudos dos livros apresentados e pela leitura dos trabalhos feitos por Niels Bohr, que de certa forma aponta como as questões regionais de nacionalidade e a língua influenciam no sucesso ou fracasso de uma teoria.

Outro aspecto muito forte é a questão dos debates científicos, como eles ocorrem e como são resolvidas as divergências entre suas idéias, até mesmo as posições que os cientistas ocupam na sociedade, acabam tornando a ciência dependente de fatores externos.

A dissertação será dividida em três capítulos sendo dispostos da seguinte forma:

Capítulos 1 e 2: Aborda os antecedentes do desenvolvimento do modelo atômico de Bohr, bem como as transformações ocorridas no cenário científico com relação ao estudo da estrutura atômica da matéria no início de

1900 e o capítulo 3 retrata o desenvolvimento e a formulação do modelo atômico de Bohr.

Capítulo. 1- modelos atômicos entre o final do século XIX e o início do XX;

Capítulo. 2 - Radiação e absorção de energia.

Capítulo 3: Discorre sobre o desenvolvimento do modelo atômico de Bohr e as suas ligações com Rutherford, com base em seu livro *Física atômica e conhecimento humano*.

CAPÍTULO 1

As novas idéias sobre a estrutura do átomo no início do século XX.

1.1. Bohr e os modelos atômicos do início do século XX.

O ponto de partida da moderna física atômica segundo Niels Bohr, em seu livro *Física Atômica e Conhecimento Humano* foi o reconhecimento da natureza atômica da própria eletricidade, inicialmente apontada pelas pesquisas de Faraday com a eletrólise galvânica, e estabelecida em definitivo pelo isolamento do elétron nos fenômenos de descarga elétrica em gases rarefeitos realizados por J.J. Thomson¹.

Este trabalho só foi completado com a descoberta do núcleo atômico feita por um ex-aluno de J.J. Thomson, Ernest Rutherford, que já vinha trabalhando com processos de transmutação radioativas de certos elementos químicos.

A descoberta do núcleo do átomo forneceu uma explicação para a invariabilidade dos elementos químicos nas reações. E trouxe uma grande discussão sobre a questão da estabilidade dos sistemas atômicos.

Uma trajetória comum para muitos pioneiros nas ciências é fazer a articulação de novos desenvolvimentos científicos com aqueles que já se concretizaram no meio acadêmico.

Esta combinação é essencial para os bons resultados dos sistemas investigativos, onde a junção de novos conceitos científicos já sólidos se junta a novas visões obtidas por novos experimentos e aparelhagem mais sofisticada que são resultados do desenvolvimento científico.

Niels Henrik David Bohr é um representante em particular desse tipo de atividade científica, sua capacidade de articular a teoria de Planck sobre

¹ BOHR, *Física Atômica e Conhecimento Humano*, 21.

quantum de energia e os estudos sobre espectroscopia para resolver o problema de instabilidade do modelo atômico de Rutherford é uma demonstração clara dessa sua capacidade de articulação de conceitos variados.

Niels Bohr aparece no cenário científico em uma época de grandes transformações e rupturas no estudo da ciência da matéria. Nascido em sete de outubro de 1885 na Dinamarca, filho do professor de fisiologia Christian Bohr e Ellen Adler, que vinha de uma família de banqueiros e políticos importantes da Dinamarca, tinha uma irmã Jenny e um irmão Harold professor de matemática na universidade de Copenhague com quem se comunicava muitas vezes por carta quando estava na Inglaterra trabalhando com Rutherford.

Niels Bohr se graduou em física na Universidade de Copenhague em 1911, seu primeiro projeto de pesquisa foi sobre uma forma de medir com exatidão a força da tensão superficial da água, essa pesquisa foi completada em 1906, e conquistou medalha de ouro da Real Academia de Ciências da Dinamarca. Este trabalho veio a ser publicado no *Philosophical Transactions of the Royal Society* em 1909. Sua tese de doutorado que recebeu o nome de “*Estudo sobre a teoria de elétrons nos metais*”, estudo esse que se baseava nos princípios clássicos da eletrodinâmica.²

Depois de terminar seus estudos em Copenhague, Bohr vai para Cambridge apresentar sua teoria de elétrons em metais a J.J. Thomson, que nessa época já desenvolvia suas atividades como diretor do laboratório *Cavendish*.

² ROSENFELD, apresentação para Sobre a *Constituição de Átomos e Moléculas*, 32.

Em agosto de 1911 Bohr chega a Cambridge levando consigo sua tese de doutoramento para apresentar a J.J. Thomson, Mas seu trabalho não despertou muito interesse do cientista britânico que, estava no momento com sua atenção voltada para as ideias sobre a constituição eletrônica dos átomos. Sobre essa falta de interesse pelo seu trabalho Bohr escreve, frustrado, ao seu irmão Harold uma carta em 28 de maio de 1912 dizendo:

“... Não há aqui ninguém que esteja realmente interessado nessas coisas...”³.

Rapidamente suas impressões sobre os acontecimentos o levam a mudar de opinião e novamente escreve ao seu irmão em 12 de junho.

“As coisas aqui não vão muito mal nesse momento; há alguns dias tive uma pequena idéia sobre a compreensão da absorção dos raios alfa. Estou pensando em publicar uma pequena memória sobre o assunto”⁴.

Quando do anúncio do novo modelo nuclear do átomo proposto por Rutherford, Bohr estava em Manchester e percebeu a instabilidade apresentada pelo novo modelo atômico.

³ Bohr, *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 39.

⁴ *Ibid*, 40.

De acordo com o modelo do átomo proposto por Rutherford para explicar a grande dispersão das partículas alfa, os átomos são formados por uma carga positiva concentrada num ponto, com extensão muito pequena se comparada com as dimensões do átomo, rodeado por um sistema de elétrons, cuja carga total é igual a do núcleo positivo, supondo também que o núcleo é a sede da massa do átomo⁵.

Nesse átomo não poderá haver qualquer configuração de equilíbrio sem movimento dos elétrons, fazendo uma analogia ao modelo descrito por J.J. Thomson na sua teoria sobre a constituição do átomo é possível demonstrar que este átomo em questão não possui estabilidade no sentido mecânico ordinário.

O modelo atômico de Thomson adquire estabilidade pelo fato dos elétrons estarem dentro do anel. Tendo como base que a força atrativa aumenta quando cresce a distância do centro.⁶

Pois o movimento dos elétrons negativos, em torno de um núcleo positivo, provocaria com o decorrer do tempo diminuição da energia dos elétrons e posteriormente sua atração pelo núcleo positivo o que acarretaria o colapso do átomo.

E essa instabilidade criava uma contradição entre a eletrodinâmica clássica e as evidências químicas e físicas observadas sobre as estruturas de átomos e moléculas. Hipótese essa que o mesmo já havia percebido, a partir dos seus estudos para a tese de seu doutoramento⁷.

A compreensão de que a explicação da estabilidade do modelo atômico proposto por Rutherford estava além do que era estudado pelas teorias da

⁵ BOHR, Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas, 45.

⁶ Ibid, 46.

⁷ Ibid, 47.

mecânica clássica, demonstrou a Bohr que esse estudo da estabilidade, seria uma forma de aprofundar seus estudos sobre outras propriedades da matéria.

Em suas primeiras observações, já tinha ficado clara a distinção entre os fenômenos químicos ordinários e os fenômenos químicos intranucleares, ou seja, aqueles fenômenos que estavam associados a mudanças que ocorriam no núcleo do átomo e aquelas que ocorriam no anel de elétrons.

Segundo relata Bohr em uma de suas palestras, transcrita no livro *Física Atômica e Conhecimento Humano*, o essencial para sua argumentação não estava nas novas experiências realizadas, mas na evidente impossibilidade de explicar resultados físicos e químicos obtidos nos ensaios, tendo como base o modelo atômico de Rutherford⁸.

O afastamento das ideias clássicas da mecânica e do eletromagnetismo da época era essencial para compreender o novo modelo proposto por Rutherford⁹.

Apesar de todo o sucesso da mecânica newtoniana, para explicar a harmonia dos movimentos planetários, expressos pelas leis de Kepler, e do modelo proposto por Rutherford ser chamado de modelo do sistema solar, onde o núcleo representaria o Sol e os elétrons representariam os planetas, o conceito aplicado na mecânica newtoniana não podia explicar o motivo da estabilidade dos elétrons no modelo atômico de Rutherford.

As propriedades de estabilidade de modelos mecânicos como o do sistema solar, quando perturbado não tendem a voltar ao seu estado original. Obviamente o sistema atômico e o sistema solar, não

⁸ BOHR, Física Atômica e Conhecimento Humano, 8.

⁹ GARCIA, *Niels Bohr Científico, Filósofo e Humanista*, 16.

apresentavam semelhança suficiente para se comparar à estabilidade de um, a estabilidade do outro.

Essa estabilidade encontrada pelas propriedades específicas dos elementos químicos deveria ser explicada pelo novo modelo atômico.

Uma dessas propriedades é notadamente ilustrada pela análise espectral, que levou a descoberta de vários elementos químicos, como será vista mais adiante.

1.2. Modelos Atômicos de Thomson e Hantaro Nagaoka.

Os modelos anteriores ao proposto por Rutherford eram o do inglês J.J. Thomson e do japonês Hantaro Nagaoka.

Nas últimas décadas do século XIX foram estudadas descargas elétricas em gases rarefeitos. Estudando os fenômenos que ocorriam a pressões muito baixas William Crookes descobriu os raios catódicos. Em 1895, investigando os raios catódicos, Röntgen descobriu os raios X.

O estudo dos raios catódicos levou J.J. Thomson a descoberta do elétron e a propor um novo modelo atômico.

J.J. Thomson nasceu em *Manchester* em 18 de dezembro de 1856, seus primeiros trabalhos giravam em torno da criação de um modelo para o átomo, tendo escrito *O Tratado Sobre o Movimento dos Anéis de Vórtices*¹⁰.

O modelo atômico proposto por Thomson no início do século XX, estava baseado em suas atividades desenvolvidas como diretor do Laboratório *Cavendish*, que de certa forma lhe garantia status para gerenciar suas experiências e postular a criação de um novo modelo.

Thompson demonstrou que existiam partículas menores que os átomos de hidrogênio. Nesse processo de identificação dessas partículas envolveram-se vários cientistas de diversos países além de Thomson.

A identificação do elétron ocorreu graças aos trabalhos experimentais sobre descargas elétricas em gases. Na tentativa de compreender o comportamento dessas partículas, Thomson concebeu um modelo de estrutura atômica de acordo com o qual o átomo seria visto como um

¹⁰ Moreira, *Conferência Nobel de Thomson sobre a Descoberta do Elétron*, 299.

substrato contínuo de matéria carregado positivamente, estando incrustados nesse substrato de matéria os elétrons, ou seja, corpúsculos de cargas negativas que apresentavam movimento em órbitas circulares¹¹. O átomo segundo Thomson seria esférico e globalmente neutro. Esta imagem de átomo foi sugerida em 1903, na Universidade de Yale nos Estados Unidos da América¹².

A necessidade da construção de um modelo da estrutura do átomo era evidente para explicar as observações feitas sobre os raios catódicos. Thomson explica isso da seguinte forma:

“... temos nos raios catódicos matéria em um novo estado, um estado em que a divisibilidade da matéria é levada muito mais longe do que no estado gasoso”¹³.

Naquela mesma época, um outro modelo ficou muito conhecido, apesar de não explicar esse movimento dos elétrons saindo do núcleo, era o modelo saturniano proposto pelo japonês Hantaro Nagaoka.

Conforme esse modelo o átomo seria formado por uma partícula central carregada positivamente, rodeada por anéis de elétrons girando com uma velocidade angular comum, modelo que ficou conhecido com o nome de Sistema Saturniano. Este artigo foi publicado na *Philosophical Magazine* com o título de “*Kinetics of a System of Particles illustrating the Line and The Band Spectrum and the Phenomena of Radioactive*”.

¹¹ BOHR, *On The Constitution of Atoms and Molecules*, 1.

¹² FIOLHAIS & RUIVO, *O Modelo Atômico Saturniano de Nagaoka*., 9.

¹³ *Ibid* p. 7.

Hantaro Nagaoka era físico da Universidade Imperial de Tóquio, não era muito conhecido no meio científico ocidental, embora, já tivesse dado contribuições significativas no estudo da propagação da radiação eletromagnética na atmosfera. Nagaoka escreve as seguintes palavras em seu artigo:

“ O sistema que vou discutir consiste num elevado número de partículas de massa igual, disposta num círculo a intervalos angulares regulares, repelindo-se com forças inversamente proporcionais ao quadrado da distância, no centro do círculo situa uma partícula de massa elevada, atraindo as outras de acordo com a mesma lei da força. Se as partículas orbitarem com a mesma velocidade em torno do centro de atração, o sistema permanecerá estável em geral, se a força atrativa for suficientemente grande. A objeção a tal sistema de elétrons é que ele acabará por atingir repouso em consequência da perda de energia por radiação, se essa perda não puder ser compensada”.¹⁴

¹⁴ BOHR, *On The Constitution of Atoms and Molecules*, 13.

Nagaoka estava consciente das limitações desse modelo por ele não garantir a estabilidade dos anéis de elétrons girando sobre o núcleo. Com relação ao futuro desse modelo Nagaoka escreve:

“Há vários problemas que possivelmente poderão ser estudados na hipótese do sistema de saturniano, tais como a afinidade química a valência e a eletrólise, que estão ligadas a estrutura dos átomos e a formação de moléculas. O cálculo grosseiro e a exposição pouco aprofundada que fiz de muitos fenômenos pode servir de sugestão para uma solução mais completa da estrutura atômica”¹⁵.

O modelo de Thomson era mais aceito pela comunidade científica da época¹⁶. Mas é interessante notar que os artigos, apresentando esses dois modelos foram publicados no mesmo volume do *Philosophical Magazine*.

Uma das perguntas que se fazia sobre o modelo saturniano referia-se à explicação da conservação da energia das partículas que se localizavam nos anéis. A falta de uma explicação satisfatória levou Thomson a rejeitá-lo.

Nagaoka realizou viagem à Europa para participar de duas conferências e com a intenção de visitar vários centros de investigação, sendo um desses centros o de Manchester coordenado por Rutherford. Em carta dirigida a Rutherford em fevereiro de 1911, Nagaoka agradece a hospitalidade e relata a impressão que lhe deixou o equipamento

¹⁵ FIOLHAIS & RUIVO. *O Modelo Atômico Saturniano de Nagaoka*, 8.

¹⁶ KOEHLER, O Dinamismo e os Modelos de Thomson e Maxwell, 24.

experimental que estava sendo utilizado nas experiências de dispersão das partículas α .

“...todos mostraram grande admiração pelos resultados esplêndidos obtidos com um equipamento tão simples. Parece-me que só um gênio pode lidar com sistemas tão simples e obter resultados tão importantes que ultrapassem os que são obtidos com equipamentos mais complexos e complicados”¹⁷.

É de crer que Nagaoka tenha aproveitado seu encontro com Rutherford para conversar a respeito de suas idéias sobre a estrutura do átomo. Na ocasião dessa visita a hipótese de um modelo nuclear estava já experimentalmente embasada. O artigo “*The Scattering of α and β Particles by Matter and Structure of the Atom*”, no qual Rutherford apresentou seu modelo atômico foi publicado em Maio de 1911 no *Philosophical Magazine* nesse artigo o modelo saturniano de Nagaoka é citado.

1.3 O modelo atômico apresentado por Ernest Rutherford

¹⁷ FIOLEAIS & RUIVO, *O Modelo Atômico Saturniano de Nagaoka*, 9.

Ernest Rutherford nasceu na Nova Zelândia em 1871, foi contemplado com uma bolsa de estudos para estudar no Laboratório Cavendish, da Universidade de Cambridge, na qual foi aluno de J.J. Thomson.

Em 1896, os estudos de Henry Becquerel e do casal Curie sobre a radioatividade estavam em seu auge e, pouco tempo depois, já se conhecia os três principais tipos de radiações: alfa (α), beta (β) e gama (γ).

Em 1898, foi convidado para dirigir um laboratório na Universidade de McGill, no Canadá. Nessa época, já se sabia que a partícula β tinha as mesmas características dos raios catódicos (elétrons).

Quando estava trabalhando na Universidade de McGill no Canadá, Rutherford observou que as partículas alfa ao atravessarem finas folhas de metal produziam imagens difusas em chapas fotográficas, ao passo que, quando não havia nenhuma barreira à sua passagem produziam imagens bem definidas¹⁸.

.Em 1907, Rutherford volta para a Inglaterra para ocupar a cátedra de Física na Universidade de Manchester, sendo o responsável por um grupo de estudantes que desenvolveu novas ideias sobre a estrutura atômica. Entre esses estudantes estavam Hans Geiger, Henry Moseley, Charles Darwin, James Chadwick, Ernest Marsden, Niels Bohr, Nevill Mott e Thomas Royds¹⁹.

¹⁸ MARQUES & CALUZI, *A visão kuhniana da ciência e a descoberta do núcleo atômico*.

¹⁹ SANTOS, *Do Espalhamento das Partículas Alfa a Energia Nuclear*, 1.

Um fato importante chamou sua atenção, algumas partículas alfa, sofriam grandes desvios ao passo que algumas retornavam na direção da fonte de origem²⁰.

Baseado nesses resultados, Rutherford com o fim de explicar a grande dispersão das partículas alfa, propôs em 1911 que os átomos são formados por uma carga positiva concentrada em num ponto rodeada por um sistema de elétrons²¹.

Esse modelo se ajustava muito bem aos resultados experimentais, ao final, ao penetrarem nos átomos da placa, as partículas alfa encontrariam um obstáculo, o núcleo positivo dos átomos responsável pelo desvio de suas trajetórias.

Diferentes metais foram usados nesses experimentos como ouro, chumbo, platina, estanho, prata, cobre e alumínio. Com auxílio de um pequeno microscópio eles contaram o número de cintilações por minuto. A investigação tinha como base esclarecer três pontos:

- a) A quantidade relativa de reflexões em diferentes metais;
- b) A quantidade relativa de reflexões variando a espessura do metal;
- c) A fração de partículas alfas incidentes que são refletidas.

A distribuição dos elétrons foi matematicamente calculada, no entanto, as reflexões das partículas alfa não só sofreram pequenas reflexões como também grandes ângulos de reflexão como relatam: ²²

²⁰ RUTHERFORD, *The Scattering of Alpha and Beta Particles by Matter and the Structure of the Atom*, 669.

²¹ BOHR, Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas, 45.

²² BELTRÁN, Estudo Histórico do Modelo Atômico de Rutherford, .

“Uma pequena fração de partículas alfa incidindo sobre uma placa metálica tem sua direção mudada em tal grau que elas emergem no ponto de incidência”²³

Geiger e Marsden dois dos estudantes que trabalhavam com Rutherford, perceberam também que quanto maior o peso atômico do metal, maior o número de partículas alfa defletidas. Tal fato foi visto com muito espanto por Rutherford, pois imaginava que grandes ângulos de dispersão não deveriam ocorrer em virtude de ter o modelo de Thomson como referência. No entanto, tal modelo não poderia espalhar partículas alfa em grandes ângulos porque, se a partícula alfa se aproximasse do centro do átomo, estaria em uma área de carga média zero e assim não poderia desviar-se²⁴.

Através de seus cálculos determinou que o número de elétrons era de aproximadamente a metade da massa do átomo. O grande interesse despertado por esse modelo se deve ao fato de Rutherford ter adotado a existência de um núcleo, essa era uma questão fundamental para explicar os grandes ângulos de reflexão obtidos nos experimentos com as partículas alfa.

Para explicar algumas propriedades da matéria baseando-se nesse modelo atômico, aparecia uma séria dificuldade, relacionada a aparente instabilidade do sistema de elétrons. De acordo com a Lei do Eletromagnetismo de Maxwell, se uma carga elétrica está em movimento,

²³ RUTHERFOD, *The Scattering of and Particles by Matter and the Structure of the Atom*, 682.

esta tende a perder sua energia na forma de radiação, os elétrons em movimento perderiam sua energia e conseqüentemente acabariam se colidindo com o núcleo.

No modelo adotado por J.J. Thomson, esta instabilidade não estava presente, pois de acordo com sua teoria, o átomo seria uma esfera eletrificada positivamente na qual os elétrons mover-se-iam em órbitas circulares e a força exercida pelas partículas seria inversamente proporcional ao quadrado da distância²⁵.

A principal diferença entre os modelos atômicos propostos por Thomson e Rutherford consistia nas circunstâncias em que as forças atuam sobre os elétrons. O modelo atômico de Thomson apresentava uma configuração na qual o movimento dos elétrons no qual o sistema se mantinha em equilíbrio, fato esse que não ocorria no modelo proposto por Rutherford.

Essa discussão sobre a instabilidade no modelo atômico proposto por Rutherford de forma geral apontou para a ineficiência da eletrodinâmica clássica para descrever sistemas de dimensões atômicas.

A alteração da lei sobre o movimento dos elétrons foi necessária para compreender a estabilidade observada pelos átomos, essa alteração já vinha sendo estudada em outras áreas de estudo como os fenômenos do calor específico e o efeito fotoelétrico.

A partir desse ponto se introduz a teoria sobre o quantum de ação elementar, traduzida pela constante de Planck.

²⁵ BOHR, *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 46.

A introdução desse sistema confere uma estabilidade para os elétrons nos átomos, a aplicação dessas idéias é a base dos trabalhos desenvolvidos por Bohr para solucionar a questão da instabilidade presente no modelo de Rutherford, trabalho esse que recebeu o nome de *On Constitution of Atoms and Molecules*, publicado na Philosophical Magazine em 5 de abril de 1913.

Capítulo 2

A teoria dos quanta e os modelos atômicos quânticos

2.1. A percepção de Niels Bohr sobre a estabilidade do átomo e a quântica.

Niels Bohr teve uma percepção que a estabilidade do modelo atômico proposto por Rutherford era incompatível aos estudos da mecânica clássica. A questão da estabilidade dos sistemas atômicos poderia estar associada a uma nova teoria sobre os processos de liberação e absorção de energia que o levou aos trabalhos apresentados por Max Planck e já utilizados por Einstein no estudo sobre o efeito fotoelétrico.

Sobre essa busca Niels Bohr escreve:

A existência do quantum elementar de ação expressa, a rigor, uma nova faceta da individualidade dos processos físicos, a qual é desconhecida das leis clássicas da mecânica e do eletromagnetismo, e restringe a validade destas leis basicamente aos fenômenos que envolvem ações grandes em comparação com o valor de um único quantum, tal como fornecido pela nova constante atômica de Planck. Essa condição, embora amplamente satisfeita nos fenômenos da experiência física comum, não é de modo algum aplicável ao comportamento dos elétrons nos átomos e, a rigor, somente a existência do quantum de ação impede a fusão dos elétrons e do núcleo

um corpúsculo neutro maciço, de extensão praticamente infinitesimal.²⁶

Max Planck postulou em 1900 que a troca de energia entre a radiação emitida por um corpo aquecido e os átomos da parede ocorriam de forma quantizada, ou seja, através de números inteiros de um quantum de energia.

A energia que se supunha fosse liberada ou absorvida de forma contínua, passou a ser considerada de uma nova maneira em que a absorção e propagação em escalas atômicas. Ocorreria na forma de “pacotes” indivisíveis.

Através desse postulado Planck conseguiu explicar os resultados experimentais da distribuição espectral da radiação térmica, cada quantum de energia foi definido como $E = h.f$. onde f é a frequência e h é uma constante conhecida como constante de Planck.

Planck foi levado a essa descoberta fundamental por análise de aspectos como o equilíbrio térmico entre a matéria e a radiação, que segundo os princípios gerais da eletrodinâmica, deveriam ser totalmente independentes de quaisquer propriedades específicas da matéria.

A existência do quantum elementar de ação expressa uma nova visão sobre os processos físicos a qual era desconhecida das leis clássicas da mecânica e da eletrodinâmica. E restringem a validade dessas leis no estudo de processos atômicos.²⁷

²⁶ BOHR, *Física atômica e conhecimento humano*, 23.

²⁷ *Ibid*, 24.

Albert Einstein, em um artigo publicado em 1905 na revista alemã de física *Annalen de Physik*, propôs uma teoria que explicava satisfatoriamente o fenômeno do efeito fotoelétrico, baseando-se nas ideias da quantização de energia proposta por Planck. Einstein escreve:

De acordo com a hipótese aqui considerada, na propagação de um raio de luz emitido por uma fonte puntiforme, a energia não é distribuída sobre volumes cada vez maiores no espaço, mas consiste em um número finito de quanta de energia, localizados em pontos do espaço, que se movem sem se dividir e que podem ser absorvidos ou gerados somente como unidades integrais.²⁸

Bohr, diante do problema da instabilidade do modelo atômico proposto por Rutherford começa a ver a necessidade de utilizar o conceito de quantum elementar de ação Planck²⁹ para explicar a configuração estável apresentada pelos elétrons nos átomos.

Em carta escrita a V. Hevesy, Bohr explica a dificuldade de entender a estabilidade do átomo tendo como base a mecânica clássica.

“A partir da discussão teórica dos fenômenos da radiação sabemos, no entanto que, o problema em questão não pode ser plenamente discutido

²⁸ STACHEL, *O Ano Miraculoso de Einstein*, 202.

²⁹ BOHR, *Sobre a Constituição dos Átomos e Moléculas*, 5.

com base na mecânica ordinária. Pode agora se provar que, tomando em conta a teoria da radiação de Planck é possível de maneira simples uma resposta a nossas questões”.³⁰

Segundo texto escrito por Bohr, à incapacidade da eletrodinâmica clássica para explicar as propriedades dos átomos partindo de um modelo atômico como o de Rutherford, aparece claramente quando estudamos o átomo de hidrogênio, que apresenta um núcleo muito pequeno carregado positivamente e por um elétron que circula em órbitas fechadas sobre esse núcleo, supondo que a massa do elétron seja desprezível em relação ao do núcleo do átomo e sua velocidade muito inferior à velocidade da luz.

Se supusermos que não há radiação de energia, nesse caso haveria um movimento orbital estacionário e elíptico do elétron. Mas se há radiação de energia a partir da aceleração do elétron, ele não descreverá órbita estacionária, perdendo energia, cada vez mais os elétrons se aproximaria do núcleo, descrevendo órbitas de dimensões cada vez menores e com maiores frequências.

Neste caso o elétron ganha energia cinética, enquanto todo o sistema perde energia. A energia liberada durante o processo é bem maior que a energia liberada em processos moleculares comuns. O ponto crucial da teoria da radiação de Planck é que a irradiação de energia por um sistema atômico não segue a regra das estudadas pela eletrodinâmica

³⁰ BOHR, *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 60.

clássica, mas ocorre de forma diferenciada, ou seja, não é contínua, mas sim distintamente separada.

No momento em que não há radiação de energia considera-se que o sistema está em um estágio estacionário, ou seja, não está sendo perturbado por forças externas. Isso permite ao sistema um estágio estável que só será alterado se uma quantidade superior de energia agir sobre ele, mudando sua situação de estabilidade.

Um dos primeiros a utilizar a teoria de Planck foi Wander Johannes de Haas, associando o modelo atômico de J.J. Thomson e a teoria de Planck, mas não havia tido sucesso, já que o modelo de Thomson apresentava uma força de ligação elástica dos elétrons com a esfera de carga positiva³¹.

Outro que já havia se utilizado da teoria de Planck foi J.W. Nicholson, um astrofísico do *Trinity College* de Cambridge, que já influenciado pelo modelo proposto por Rutherford, introduz um primeiro modelo quântico para a estrutura do átomo.

Em seus escritos mostrou que seria possível explicar as origens das riscas nos espectros presentes nas nebulosas estelares e coroa solar.

Nicholson nasceu em Darlington, na Inglaterra, em primeiro de novembro de 1881, além de astrofísico era também matemático. Ele estudou matemática e ciências físicas na Universidade de Manchester.

Para Nicholson os átomos destes elementos presentes nas nebulosas e no Sol, seriam formados por um núcleo positivo e por anéis

³¹ BOHR, *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 57.

onde estariam os elétrons que teriam movimentos circulares em torno do núcleo.

Nicholson usou a teoria de Planck para explicar que as diferentes riscas observadas no espectro estavam relacionadas aos diferentes comprimentos de onda provocados pela razão entre a energia do sistema e a frequência de rotação do anel onde se encontravam os elétrons, multiplicando essa razão pela constante de Planck.

Os excelentes resultados obtidos por Nicholson, comparando os valores calculados e os valores observados, reforçaram mais ainda seus cálculos. No entanto, algumas objeções a esses cálculos foram levantadas, principalmente pelo fato da homogeneidade da radiação emitida.

No sistema calculado por Nicholson as radiações eram calculadas como se fossem uns eventos contínuos e homogêneos, distantes da teoria de Planck, onde a liberação de energia dava-se na forma de quantum, ou seja, em pacotes de energia.

Outra ressalva levantada sobre esse modelo explicativo de Nicholson refere-se ao fato de não explicar coerentemente as leis de Balmer e Rydeberg que relacionavam as frequências das linhas nos espectros de riscas dos elementos comuns.

Os pontos levantados por Nicholson podem ser utilizados como ponto de partida para resolver o problema da instabilidade do modelo de Rutherford, para isso é necessário retomar dois pressupostos:

- 1) Que o equilíbrio na fase estacionária pode ser tratado na base da mecânica clássica, mas as passagens entre os estados estacionários não.

- 2) Que a passagem entre os estados estacionários e o processo de liberação de uma radiação homogênea, pela qual a relação entre frequência e a quantidade de energia emitida é dada pela teoria de Planck³².

O trabalho de Nicholson sobre seu modelo nuclear foi publicado entre novembro de 1911 e setembro de 1912 no *Monthly Notices*. Seu tratamento sobre o modelo de sistemas de anéis era puramente mecânico, nada permitia explicar a velocidade da rotação dos anéis. No terceiro capítulo de sua memória, ele cita pela primeira vez a constante de Planck em conexão com o movimento dos elétrons girando, o ponto mais importante do trabalho de Nicholson, foi que o momento angular de um átomo só pode aumentar ou diminuir em quantidades discretas quando os elétrons saem ou regressam de sua posição original.

Segundo cita Rosenfeld, no texto introdutório do livro *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, Bohr não tinha conhecimento das pesquisas de Nicholson antes do final de 1912, quando já tinha dado às suas próprias idéias sobre a estrutura atômica de forma plenamente desenvolvida.

Em carta escrita a Rutherford em 31 de janeiro de 1913, Bohr explica os diferentes resultados encontrados entre o seu trabalho e o de Nicholson.

Nos seus cálculos Nicholson trata, como eu, de sistemas com a mesma constituição que seu modelo atômico; ao determinar as dimensões e a energia desses sistemas, ele, como eu procuro uma base na

³² BOHR, *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 104.

energia e a frequência sugerida pela teoria da radiação de Planck. O estado do sistema considerado nos meus cálculos é, contudo caracterizado como aquele em que os sistemas possuem a menor quantidade de energia possível, isto é, aquela cuja formação é irradiada em maior quantidade de energia possível.³³

A ineficiência da eletrodinâmica clássica para explicar as propriedades dos átomos como no caso do modelo atômico de Rutherford, fica claro quando se considera um sistema simples constituído de um núcleo de carga positiva de pequenas dimensões e de um elétron descrevendo órbitas fechadas até o impacto com o núcleo devido à perda de energia gerada pelo seu movimento.

Em uma visão mais simples, assumindo que a massa do elétron é desprezível em comparação com a do núcleo e que velocidade do elétron é pequena se comparada com a da luz, o elétron não liberaria energia de radiação e descreveria órbitas elípticas estacionárias.

É de vital importância à teoria de Planck para compreender o comportamento dos sistemas atômicos, sobre isso Bohr escreve a Rutherford em 6 de março de 1913.

³³ BOHR, *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 64.

“Espero que concorde em que optei por um ponto de vista razoável em relação à questão delicada da utilização simultânea da antiga mecânica e dos novos pressupostos introduzidos pela teoria da radiação de Planck”³⁴.

³⁴ BOHR, *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 68.

2.2 Absorção de Radiação de energia

A questão de absorção e liberação de energia por sistemas atômicos é apresentado por Bohr como uma característica atômica, ligada a cada elétron no campo ao redor do núcleo, como uma sucessão de processos individuais, pelos quais o átomo passava de um estado estacionário para outro desses estados, com emissão de energia liberada na forma de quantum de radiação eletromagnética³⁵.

Esse estudo já vinha sendo feito por Hertz, com base na excitação de linhas espectrais provocado pelo impacto de elétrons nos átomos.

Esses estudos não só serviram para explicar as leis gerais das linhas espectrais, propostas por Balmer, Rydberg e Ritz, como também auxiliou no entendimento da análise espectroscópica para estudar as propriedades dos elementos químicos.

O estudo da chamada espectroscopia tem início em 1856, quando o químico alemão Robert Wilhelm Bunsen aprimorou o bico de gás o que hoje conhecemos como Bico de Bunsen³⁶.

Bunsen observou que quando um elemento químico era colocado sobre a chama do gás, esse elemento químico emitia sempre as mesmas cores no seu espectro. As cores emitidas eram as da substância e não as da chama, seu discípulo, Kirchoff³⁷ sugeriu que as cores seriam mais bem distinguidas se passassem por um prisma.

Com isso, eles passaram a identificar as linhas com os elementos químicos. Os gases quentes observados por Kirchoff e Bunsen não emitiam

³⁵ BOHR, *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 139.

³⁶ LOPES, *Espectroscopia Óptica*, 18.

³⁷ ROSENFELD, *Gustav Robert Kirchoff*, 381.

um espectro contínuo. Descobriram que cada elemento gerava uma série de linhas diferentes. Estas linhas eram todas brilhantes³⁸.

Para entender o processo de absorção e liberação de energia é necessário entender a lei de Kirchhoff³⁹.

Quando Kirchhoff e Bunsen deduziram a partir de suas experiências em 1859 que cada elemento emite em determinadas condições um espectro característico exclusivamente desse elemento, descobriu-se não só uma propriedade fundamental da matéria, mas também um poderoso método de análise. Abriu-se então um novo campo de investigação altamente promissor que permitiu dentre outras coisas, a descoberta de um novo elemento até então desconhecido na Terra: o Hélio⁴⁰.

A descoberta deu-se a partir da análise espectral do Sol, em 1868. É importante notar que praticamente tudo que se sabe sobre a composição química dos astros se deve aos avanços da espectroscopia. Mas as contribuições da espectroscopia são inúmeras. A partir de meados do século XIX, os progressos nas técnicas de espectrometria e a sistematização das medidas permitiram catalogar os diversos comprimentos de onda dos elementos até então conhecidos, bem como a descoberta de novos elementos⁴¹.

Experiências eram realizadas de forma com que as linhas dos espectros dadas por um vapor incandescente fossem características do vapor e da temperatura.

³⁸ SCHACHER, “Robert Wilhelm Eberhard Bunsen”586-590,587.

³⁹ BOHR, *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 116.

⁴⁰ OKAMURA & CAVALHEIRO, “Espectrometria Atômica”832-836,833.

⁴¹ COSTA, *Para que Serve a Espectroscopia?*,74.

O trabalho de Bunsen e Kirchoff trouxe a importância do assunto da análise dos espectros em 1859. Como a técnica de medir os comprimentos de onda da luz foi aperfeiçoada, principalmente através dos trabalhos de Fraunhofer, Ångstron e Rowland porém características confusas foram notadas entre as linhas de certos elementos, como no espectro dos metais alcalinos⁴².

A primeira relação quantitativa foi descoberta por Hartley, quem encontrou que, se as frequências fossem utilizadas no lugar dos comprimentos de onda, as diferenças de frequências entre as linhas em certos grupos periódicos são os mesmos para todos, ocorrendo no espectro do elemento.

Uma atenção principal foi concentrada nos aparentemente simples espectros de hidrogênio e dos metais alcalinos. Observaram-se comportamentos similares sob várias condições de excitação, os quais apresentavam linhas simples no caso do hidrogênio e linhas duplas nos casos dos alcalinos, os métodos de encontrar relações numéricas entre estes comprimentos de onda ou frequência foram tentados exaustivamente.

A primeira representação com sucesso das séries para o átomo de hidrogênio foi conseguido empiricamente por Balmer, em 1885⁴³.

Já em 1860, Bunsen e Kirchhoff observaram que, ao passar luz sobre substâncias em combustão, apareciam riscas pretas no espectro final, isto era um novo fenômeno. As riscas eram interpretadas da seguinte forma: as

⁴² OKAMURA & CAVALHEIRO, "Espectrometria Atômica"832-836,834.

⁴³ BOHR, Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas,107.

substâncias em combustão absorviam determinadas cores (frequências) da luz⁴⁴.

Estudos foram feitos sobre um certo tipo de objeto que absorve todas as frequências: o corpo negro. Contudo, esse corpo emite radiação que depende da sua temperatura. Stefan descobriu, em 1879, que a energia total emitida era proporcional à quarta potência da temperatura do corpo; este resultado é conhecido como a Lei de Stefan.

Em 1889, Boltzman deriva esta lei aplicando a Segunda Lei da Termodinâmica e em 1896, Wien descreve todo o espectro emitido com base da temperatura do corpo (Lei de Wien).

Rayleigh partiu da hipótese que todas as frequências eram emitidas com igual probabilidade. A hipótese funcionava bem para baixas frequências, mas começava a divergir do resultado experimental nas frequências próximas do violeta que correspondem às frequências mais altas; este problema ficou conhecido como a Catástrofe do Violeta.

Foi Planck, aluno de Kirchhoff que em 1900, que explicou corretamente o porquê do espectro. Contudo ele teve que assumir que a energia da luz era apenas emitida em quantidades discretas. Esta hipótese transfere a probabilidade de emissão para uma frequência única, em vez de a partilhar por todas as frequências. Esta era a hipótese que corrigia o problema da catástrofe do violeta, mas era uma hipótese que implicava na descontinuidade da transferência da energia. A energia tinha que ser emitida em pacotes, em quantidades específicas, em *quantas* (*quanta é o*

⁴⁴ CHAGAS, *Ferramenta do Químico*, 3.

plural de *quantum*). Cada quantum desses tinha energia (E) diretamente proporcional à sua frequência (f).

A física sempre assumiu que a energia se podia transferir em quantidades quaisquer, como um efeito contínuo. A introdução da descontinuidade na transferência da energia significou que nem todos os fenômenos naturais podiam ser explicados usando o modelo comum da energia contínua, dando origem a mais um ramo da física, a física quântica.

Para compreender a absorção de energia descrita por Kirchhoff, devemos admitir que um sistema quando absorve uma quantidade de energia igual à quantidade emitida para que esse elétron seja capaz de passar de um estágio estacionário para outro, quando ele volta ao estágio estacionário anterior, ele emite uma quantidade de energia que são observadas pela formação de riscas espectrais⁴⁵.

Assumindo que o sistema consiste de um núcleo e um elétron em movimento circular, sobre certas condições ele absorve a radiação e passa para um estado estacionário diferente.

Estas considerações estão em conformidade com experimentos de absorção feita com gases. O elétron do gás hidrogênio em condições normais, se encontra em uma fase estável, quando o mesmo absorve radiação, na sua frequência correspondente, muda de uma posição estável, para uma posição de instabilidade, devido ao fato de ter absorvido energia, ao passo que ele tende a voltar a estabilidade, precisa liberar essa energia absorvida, gerando uma a linha no espectro desse gás.

⁴⁵BOHR, *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 110.

A conclusão é que as linhas em questão são emitidas da passagem entre dois estágios um sendo um estado permanentemente estável e o outro um estado em que o elétron apresenta uma instabilidade.

2.3 Bohr e a emissão de espectros de riscas dos elementos.

Bohr após ter tido o conhecimento do trabalho de Rydberg sobre a classificação das series espectrais, escreve em carta:

“Logo que vi a fórmula de Balmer, tudo se tornou inteiramente claro para mim”⁴⁶.

Quando Bohr estava em Copenhague em 1913 ele concentrou-se cada vez mais sua atenção nos problemas ópticos, uma de suas indagações era de como explicar à luz de sua teoria, a regularidade dos espectros.

Bohr até então, não se interessava por esses assuntos, porque julgava esses espectros demasiadamente complicados para darem qualquer chave para o conhecimento da estrutura dos sistemas atômicos⁴⁷.

O suíço Johaan Jacob Balmer conseguiu, em 1885, a relação matemática para as linhas do hidrogênio, essa equação descreve adequadamente os espectros de absorção e de emissão do hidrogênio na região visível.

Segundo a descrição de Balmer o mecanismo de emissão radioativa como sendo uma transição entre dois estados estacionários, cujas características quantitativas são fixadas de maneira indicativa pelo postulado quântico.

A espectroscopia foi utilizada também no estudo da luz do Sol e das estrelas, em 1862 um astrônomo sueco de nome Anders Jonas Angstron,

⁴⁶ BOHR, *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 69.

⁴⁷ *Ibid*, 69.

identificou o hidrogênio no Sol, graças às linhas espectrais características desse elemento.

Além de descrever corretamente as relações entre as linhas espectrais, também conseguiu calcular a quantidade de energia das linhas espectrais que receberam valores inteiros, ou seja, para ele a quantidade de energia ganha ou perdida pelos átomos, se dava por valores fixos⁴⁸.

Parece-me que o hidrogênio mais do que qualquer outra substância está destinada a abrir novos caminhos para o conhecimento da estrutura da matéria e de suas propriedades. A esse respeito, as relações numéricas entre os comprimentos de onda das quatro primeiras linhas espectrais do hidrogênio deveriam atrair particularmente a nossa atenção.⁴⁹

Uma evidência de ordem geral indica que o átomo de hidrogênio é formado por apenas por um elétron que gira em torno de um núcleo positivo. Quando esse elétron é removido para distâncias mais afastadas do núcleo, observa-se uma série de riscas espectrais, uma série de espectros que já havia sido observada por Pickering⁵⁰ no espectro da estrela Puppis e também por Fowler, em experiências com tubos de vácuo, contendo uma mistura de hidrogênio e hélio.

⁴⁸ FILGUEIRAS. *A Espectroscopia e a Química*. Química, 65.

⁴⁹ Ibid,66.

⁵⁰ Astrônomo e físico americano nascido em Boston, Massachusetts, que introduziu o uso do fotômetro meridiano para medir a magnitude de estrelas e notabilizado por seus trabalhos em luz e espectro estelar.

Segundo a teoria de Rutherford, o átomo de hélio é formado por um núcleo positivo e por dois elétrons, seus espectros de linhas também são observados na estrela Puppis, observada por Pickering. No experimento de Fowler, dos tubos de vácuo elas estão ausentes, isso se deve ao fato, que para remover o segundo elétron do átomo de Hélio, é necessário uma quantidade de energia muito maior do que aquela utilizada para a remoção do primeiro elétron. Por esse resultado pode-se prever que os átomos que apresentam em seu sistema um número maior de elétrons deverão apresentar um número maior de riscas espectrais.⁵¹

⁵¹ BOHR, Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas, 108.

Capítulo 3

A estabilidade do átomo.

3.1 A estabilidade do anel de elétrons

A questão da estabilidade de um anel de elétrons girando ao redor de um núcleo positivo já havia sido discutida com minúcia por J.J. Thomson. Nicholson fez uma adaptação da análise de Thomson para o caso de um anel de elétrons girando ao redor de um núcleo de pequenas dimensões.

O problema desses anéis estaria relacionado à estabilidade dos elétrons para o deslocamento dentro do anel e o deslocamento perpendicular desses elétrons a este plano. Segundo os cálculos de Nicholson, se o número de elétrons fosse pequeno, o anel não seria estável. Como conclusão desses estudos, Bohr descreve sua hipótese da seguinte forma:

Em qualquer sistema molecular formado por núcleos positivos e elétrons no qual os elétrons estão em repouso uns relativamente a outros, e no qual os elétrons se movem em órbitas circulares, o momento angular de cada elétron em torno do centro de sua órbita será, no estado permanente do sistema igual a constante de Planck, dividida por dois pi (π)⁵².

3.2. A explicação da estabilidade dos átomos contendo poucos elétrons.

⁵² BOHR, *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 129.

Nesta consideração, Bohr supõem que o número de elétrons presentes no átomo é igual ao número indicativo da posição do elemento correspondente à posição do elemento disposto por ordem crescente de seu peso atômico.

Quando se considera dois anéis girando em torno do núcleo em um só plano, um fora do outro e a quantidade de cargas dos elétrons estiver uniformemente distribuídas ao longo dos anéis teremos uma situação de estabilidade no átomo, nesse caso Bohr estuda os átomos de Hidrogênio, Hélio, Lítio e Berílio⁵³.

Segundo a teoria aqui explicada, a estabilidade dos átomos esta relacionada com a liberação de energia pelo sistema, e essa hipótese parece estar de acordo com as propriedades gerais da matéria. No entanto a mesma está em oposição aos fenômenos relacionados à radioatividade, por tanto se devem procurar respostas para esses dois fenômenos de liberação de energia.

Uma conseqüência da teoria de Rutherford está relacionada com a liberação de partículas alfa (α) e beta (β) pelo núcleo do átomo. Essa expulsão provocará uma alteração na estrutura estável dos elétrons, provocando uma expansão dos anéis durante a liberação e sua volta à posição anterior estável. Dessa forma observa-se que a expulsão de uma partícula alfa do núcleo não provocará efeitos duradouros sobre a estabilidade dos anéis de elétrons.

⁵³ BOHR, Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas, 156.

Segundo a teoria de Rutherford sobre a estrutura dos átomos, a diferença entre os átomos de um elemento e molécula de uma combinação química, consiste no primeiro ser formado por um único núcleo de pequenas dimensões e de carga positiva e rodeado por elétrons e o segundo contém pelo menos dois núcleos a distância um do outro comparáveis com as distâncias que separam os elétrons que os envolvem.

Quando se analisa dois núcleos de carga positiva é necessário admitir que as configurações que contém vários núcleos são formadas pela interação de sistema, cada um deles contendo só um núcleo e que já estejam ligados vários elétrons.

Considera-se um sistema formado por dois núcleos positivos de cargas iguais e um anel de elétrons rodando em torno da linha que os une, para verificar a estabilidade dos sistemas temos que considerar o deslocamento das órbitas dos elétrons relativos ao núcleo e também deslocamentos destes, em relação aos outros.

Durante os deslocamentos entre os átomos ocorre também uma variação no raio dos anéis de elétrons devido à força de atração entre os núcleos. À distância entre os núcleos aumentará mais rapidamente do que o raio do anel, a atração sobre um dos núcleos será maior do que a repulsão do outro núcleo e o sistema permanecerá estável⁵⁴.

Na ligação entre os dois átomos se os átomos forem idênticos, teremos uma molécula simétrica, não sendo é de se esperar que a estrutura seja assimétrica, como no caso do hidrogênio e do oxigênio, quando esta ligação se dissociar, o anel com três elétrons pertencerá ao átomo de oxigênio.

⁵⁴ BOHR, Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas, 157.

Esta configuração pode ser observada na molécula de água, constituída por um núcleo de oxigênio rodeado por um pequeno anel de quatro elétrons e por dois núcleos de hidrogênio situados no eixo do anel a distância igual do primeiro núcleo e mantido em equilíbrio por meio de dois anéis de raio maior, nesse caso devemos obter os dois átomos de hidrogênio com carga positiva e o oxigênio com dupla carga negativa. Essa hipótese de configuração explica possivelmente a grande absorção de raios infravermelhos pela água.

Já em molécula como o CH_4 , não é possível admitir um eixo de simetria e conseqüentemente, nesses casos é necessário omitir a hipótese de órbitas circulares. A configuração sugerida pela teoria para a molécula de CH_4 é do tipo tetraedro, o núcleo de carbono rodeado por um anel muito pequeno de dois elétrons estará situado no centro e em cada vértice haverá um núcleo de hidrogênio. As ligações químicas são representadas por quatro anéis com dois elétrons cada um, girando em torno de linhas que unem o centro e os vértices⁵⁵.

Neste trabalho Bohr faz uma tentativa de desenvolver a teoria da constituição dos átomos e das moléculas baseadas nas ideias introduzidas por Planck, para irradiação do corpo negro e na teoria da estrutura dos átomos proposta por Rutherford, para explicar a dispersão das partículas alfa pela matéria⁵⁶.

⁵⁵ BOHR, Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas, 194.

⁵⁶ BOHR, Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas, 195.

A teoria de Planck trata da emissão e absorção da radiação de um vibrador atômico de frequências constantes, independentes da quantidade de energia possuída pelo sistema.

O trabalho de Bohr foi crucial na junção das duas teorias que pareciam inconsistentes por si só, mas que vieram a se completar em uma nova visão, fora da eletrodinâmica clássica.

As principais hipóteses apresentadas no seu texto são⁵⁷:

1. Que a energia irradiada não é emitida (ou absorvida) de maneira contínua admitida pela eletrodinâmica clássica, mas apenas durante a passagem dos sistemas de um estágio estacionário para outro diferente.
2. Que o equilíbrio dinâmico dos sistemas nos estados estacionários é governado pelas leis da mecânica clássica, não se verificando estas leis na transição de sistemas entre diferentes estados estacionários.
3. Que é homogênea a radiação emitida durante a transição de um estado estacionário para outro e que a relação entre a frequência (ν) e a quantidade de energia emitida é dada por $E = h \cdot \nu$, sendo h a constante de Planck⁵⁸.
4. Que diferentes estados estacionários de um sistema simples, constituído por um elétron que roda em volta de um núcleo positivo são determinados pela razão entre a energia

⁵⁷ BOHR, Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas, 195.

⁵⁸ Ibid, 196.

total emitida e a frequência de movimento do elétron.
Admitindo que a órbita do elétron é circular.

5. Que o estado o máximo de energia emitida é quando ocorre o momento angular de cada elétron em torno de sua órbita.

Bohr mostrou que aplicando estes postulados ao modelo atômico de Rutherford, que é possível compreender as leis de Balmer e de Rydberg que relacionam as frequências das diferentes riscas dos de um elemento. Além disso, esboçar uma teoria da constituição dos átomos e das moléculas de compostos químicos, a qual se verificou estar em concordância com várias experiências realizadas até então.

É evidente a conexão íntima entre a presente teoria e as modernas teorias da radiação do corpo negro e do calor específico, como a luz da eletrodinâmica clássica, o momento magnético devido a um elétron girando em órbita circular é proporcional ao momento angular⁵⁹r.

3.3. A recepção da comunidade científica ao modelo de Bohr.

A primeira apresentação do trabalho de Bohr ocorreu na reunião da Associação Britânica para o Avanço da Ciência, em Birmingham, em

⁵⁹ BOHR, Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas, 196.

meados de 1913. Em relatório apresentado por Jeans⁶⁰ sobre o problema da radiação ele escreve:

“O Dr. Bohr conseguiu uma explicação engenhosíssima e sugestiva das leis das riscas espectrais”⁶¹.

Mas, nem toda a comunidade científica aceitou plenamente as idéias apresentadas por Bohr, Lord Rayleigh evitou comprometer-se e J.J. Thomson se colocou de forma controvertida quanto as ideias apresentadas por Bohr, dizendo que a sugestão feita por Bohr era sem valor⁶².

Outros que apoiaram as ideias apresentadas por Bohr foram Havesy, Sommerfeld e Oseen que escreve a Bohr felicitando pelo trabalho.

“O que gostaria de dizer-lhe em primeiro lugar é que, embora já conhecesse a orientação do seu pensamento e mesmo algumas conclusões a que o conduziu, fiquei surpreendido num ponto pela beleza do seu resultado. Este ponto foi à relação entre a constante de Planck e a constante de Balmer Rydberg. Na medida que se pode avaliar, atingiu

⁶⁰ Astrônomo, físico e matemático britânico, foi secretário da Royal Society e presidente da Royal Astronomic Society da Inglaterra.

⁶¹ BOHR, *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 83

⁶² ROSENFELD, apresentação para *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 32.

neste ponto, além das regiões das hipóteses e das teorias, a própria verdade dos fatos”⁶³.

Outro a se pronunciar sobre os estudos da estabilidade dos sistemas atômicos, foi o japonês Nagaoka que escreve a Bohr em 27 de dezembro dizendo:

“Agradeço por ter me enviado vários trabalhos sobre a estrutura atômica; parece estar intimamente ligada com o átomo saturniano de que me ocupei há cerca de 10 anos”⁶⁴.

O êxito alcançado pelo trabalho de Bohr com o átomo de hidrogênio e sua extensão aos outros átomos fez com que outros físicos levassem a sério à validade de seus postulados entre eles em particular Arnold Sommerfeld, um físico alemão que havia se dedicado à física e matemática, concentrando seus estudos na física atômica.

Levando a sério o trabalho de Bohr para o átomo de hidrogênio em duas direções, a primeira para incluir órbitas elípticas e a segunda para incorporar correções relativistas quanto à massa do elétron.

A energia dos estados estacionários obtida por Sommerfeld permitiu entender as linhas mais finas observadas no espectro do hidrogênio e do hélio ionizado.

⁶³ BOHR, *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*, 89.

⁶⁴ *Ibid*, 90

Antes de abandonar Manchester em 1916, Bohr havia preparado a publicação de um trabalho com o título “*Sobre a Aplicação da Teoria Quântica em Sistemas Periódicos*”, que seria publicado na *Philosophical Magazine*.

Ao receber cópias dos trabalhos de Sommerfeld, Bohr decidiu suspender a publicação de seu próprio trabalho e incorporar as ideias de Sommerfeld. Esse trabalho veio a ser publicado com o título de *Sobre a Teoria Quântica dos espectros de Linhas*.

Conclusão

Usando-se as equações de Maxwell, poderia se demonstrar que o átomo idealizado por Rutherford duraria apenas poucos segundos. O mundo terminaria em um festival de cores com a emissão de uma série contínua de comprimentos de onda.

O modelo que era capaz de interpretar muita das propriedades da matéria estava em desacordo com a eletrodinâmica clássica. A falha das teorias da física clássica em dar conta dos fenômenos atômicos foi ainda mais acentuada pelo avanço dos conhecimentos sobre a estrutura dos átomos.

A descoberta do núcleo atômico por Rutherford, logo revelou que como os conceitos mecânicos e eletromagnéticos clássicos eram insuficientes para explicar a estabilidade intrínseca do átomo⁶⁵.

Conclui-se que o trabalho de Bohr sobre a estrutura da matéria se mostrou como uma forma possível de iluminar as dificuldades básicas da instabilidade do átomo, a teoria quântica forneceu a resposta para elucidar essa situação.

Bohr ao fazer uma ligação entre o desenvolvimento da teoria quântica com o modelo atômico proposto por Rutherford e as linhas espectrais observadas na espectroscopia, desvendou um capítulo importante no estudo da estrutura da matéria.

Uma das vantagens do modelo atômico proposto por Bohr foi à possibilidade de explicar porque somente certas frequências de luz eram irradiadas por átomos e, em alguns casos, prever esses valores.

⁶⁵ BOHR, *Física Atômica e Conhecimento Humano*, 44.

Bohr reconheceu que apesar de suas explicações, restaram problemas fundamentais sem resolver.

Bibliografia

- ALFONSO-GOLDFARB, A. M. *Da Alquimia a Química*, São Paulo: Landy, 2001.
- ALFONSO-GOLDFARB, A.M. *O que é História da Ciência*, São Paulo: Brasiliense, 2004.
- ALFONSO-GOLDFARB, A. M. &M. H. R. BELTRAN, *Escrevendo a História da Ciência: tendências, propostas e discussões historiográficas*. EDUC/Fapesp, 2004.
- ABDALA, M. C. *O arquiteto do átomo*, São Paulo. Odysseus, 2003.
- BACHELARD, G. *O Novo Espírito Científico*. Lisboa: Edições 70,1986.
- BASSO, A. C & L. O. Q. PEDUZI, *O Átomo de Bohr em Livros Didáticos de Física*. Atas IV Encontro Nacional de Pesquisa em Ensino de Ciências. 25 a 29 de novembro de 2003. Bauru – São Paulo.
- BELTRÁN, M.V.U. *Estúdio Histórico-Epistemológico del Modelo Atômico de Rutherford*. in: Revista de la Facultad de Ciencia y Tecnología. nº14, Universidade Pedagógica Nacional de Bogotá 2003.
- BOHR, N. *Física atômica e conhecimento humano: ensaios 1932-1957*. Rio de Janeiro: Contra-ponto, 1995.
- BOHR, N. *On the Constiution of Atoms and Molecules*. Pilosophical Magazine nº 26 1913.
- BOHR, N. *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*. Lisboa: Calouste Gulbekian, 1989.
- BOHR, N. *The Theory of Spectra and Atomic Constitution: Three Essays*. Cambridge,1922.
- BOHR, N. *The Structure of the Atom*, Nobel Lecture, dezembro,1922.

COHEN, I. B & WESTFALL R.S. *Newton, Textos, Antecedentes e Comentários*. Tradução Vera Ribeiro. Rio de Janeiro, Editora Contra Ponto, 2002.

COCKCROFT, J.D. *Niels Henrik David Bohr*. Biographical Memoirs of Fellows of the Royal Society. w.w.w.jstor.org.

FILGUEIRAS, C. A. L. *A Espectroscopia e a Química*. Química Nova na Escola, nº3, maio de 1966.

FIOLHAIS, M. *O modelo atômico saturniano de Nagaoka*. Gazeta da física, vol 19 Coimbra, 1996.

GARCIA, L. *Niels Bohr Científico, Filósofo e Humanista*, México, 1997.

GEIGER, H., *On the Scattering of the α Particles by Matter: Proceedings of the Royal Society of London*, Jul/ 1908.

KOEHLER, C.B.G. *O Dinamismo e os Modelos de Thomson e Maxwell*, Revista da S.B.H.C. nº13 23-32, 1995.

LOPES, D. E. C. *“Espectroscopia Óptica: Histórico, Conceitos Físicos e Aplicações”*. TCC de Licenciatura em Física, Universidade Estadual de Mato Grosso do Sul, 2007.

MOREIRA, I. C. *Conferência Nobel de Thomson sobre a Descoberta do Elétron Tradução e Notas*. Revista Brasileira do Ensino de Física, vol 19, nº3, (setembro de 1997): 299.

KUHN, T. S., *A Estrutura das Revoluções Científicas*. São Paulo: Editora Perspectiva, 1994.

ROSENFELD, L. *Niels Henrik David Bohr*. Copenhagen, Dictionary Bibliografic Scientific, 1962.

MACKINTOSH, A. R. *Rutherford, Bohr and Quantum Physics*. The Royal Society, 1997.

OKAMURA, F. & Cavalheiro, E.T.G. Espectrofotometria Atômica. Química Nova, vol 27, nº5, 2004.

REINGOLD, N. *Ernest Rutherford*, Dictionary Bibliografic Scientific, 1962.

ROSENFELD, L. Introdução. In BOHR, N. *Sobre a Constituição de Átomos e Moléculas*. Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, 1989.

ROSENFELD, L. *Gustav Robert Kirchhoff*, Dictionary Bibliografic Scientific, 1962.

RUTHERFORD, E., ROYDS, T. *The Nature of the α Particle from Radioactive Substances*: Philosophical Magazine, Nov/1909.

RUTHERFORD, E., *Na Electrical Method of Counting the Number of α - Particles from Radio-active Substances*: Proceedings of the Royal Society of London, Jul/ 1908.

SANTIN F. O. *Breve histórico dos cem anos de descoberta dos raios X: 1895-1995*. Química Nova, v 18, nº 6, nov./dez.1995.

SCHACHER, S. G. *Robert Wilhelm Eberhard Bunsen*, Dictionary Bibliografic Scientific, 1962.

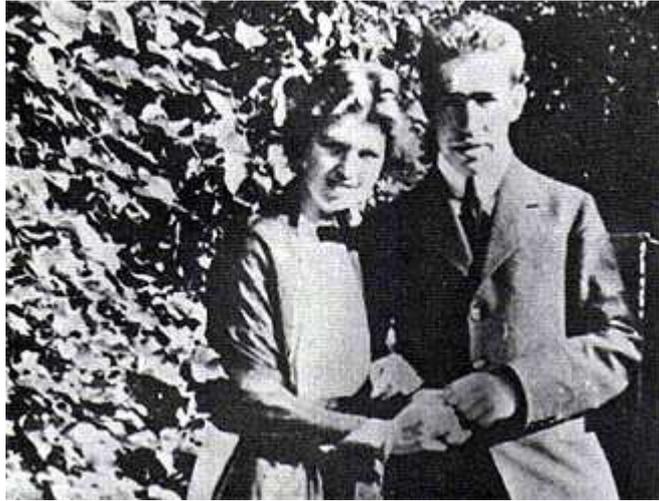
SEGRÈ, E. *Dos Raios X aos Quarks – Físicos Modernos e suas descobertas*. Brasília: Editora da UNB,1987.

TOLENTINO M. & ROCHA-FILHO, C. *Sobre a Estrutura do Núcleo Atômico Antes da Descoberta do Nêutron*. Química Nova, nº 18, 1995.

Anexos



Bohr à direita na foto, Harold seu irmão a esquerda e no colo de sua mãe Jenny



Margrethe Norlund e Niels Bohr



Da esquerda para a direita Bohr, James Franck e H.M. Hansen



Na frente desta foto e da esquerda para a direita, três dos mais notáveis físicos nucleares: Enrico Fermi, Werner Heisenberg e Bohr