



UNIVERSIDADE FEDERAL DO PARÁ  
CAMPUS UNIVERSITÁRIO DO MARAJÓ – BREVES  
FACULDADE DE CIÊNCIAS NATURAIS

**RAINARA MORAES PEREIRA**

**UMA VISÃO CONCEITUAL SOBRE A ESTRUTURA DA MATÉRIA**

BREVES-PA  
2018

**RAINARA MORAES PEREIRA**

**UMA VISÃO CONCEITUAL SOBRE A ESTRUTURA DA MATÉRIA**

Trabalho de Conclusão de Curso apresentado à Faculdade de Ciências Naturais da Universidade Federal do Pará, como requisito parcial para obtenção do grau de Licenciado em Ciências Naturais.

Orientador: Dr. Leandro Oliveira do Nascimento

BREVES-PA  
2018

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)  
Sistema de Bibliotecas da Universidade Federal do Pará  
Gerada automaticamente pelo módulo Ficat, mediante os dados fornecidos pelo(a) autor(a)

---

P436v Pereira, Rainara Moraes  
Uma Visão Conceitual sobre a Estrutura da Matéria / Rainara Moraes Pereira. - 2018.  
44 f. : il. color.

Trabalho de Conclusão de Curso (Graduação) - Faculdade de Ciências Naturais, Campus  
Universitário de Breves, Universidade Federal do Pará, Breves, 2018.  
Orientação: Prof. Dr. Leandro Oliveira do Nascimento  
1. Estrutura Atômica. 2. Modelos Atômicos. 3. Física Moderna. I. Oliveira do Nascimento,  
Leandro, *orient.* II. Título

CDD 539

---

**RAINARA MORAES PEREIRA**

**UMA VISÃO CONCEITUAL SOBRE A ESTRUTURA DA MATÉRIA**

Trabalho de Conclusão de Curso apresentado à Faculdade de Ciências Naturais da Universidade Federal do Pará, como requisito parcial para a obtenção do grau de Licenciado em Ciências Naturais, aprovado com o Conceito Excelente.

Banca examinadora:

Leandro Oliveira do Nascimento

Prof. Dr. Leandro Oliveira do Nascimento

UFPA-FACIN-BREVES (Orientador)

Manolo Freitas

Prof. Dr. Manolo Freitas

UFPA-FACIN-BREVES (MEMBRO)

Silvio Paulo F. Pereira Filho

Prof. Dr. Silvio Pereira Filho

UFPA-FACIN-BREVES (MEMBRO)

Breves (PA), 01 de Fevereiro de 2018.

*A minha família pelo amor e apoio  
incondicional*

## **AGRADECIMENTOS**

Agradeço primeiramente a Deus, por me conceder sabedoria e equilíbrio em mais esta fase tão importante de minha vida. Aos meus pais, Pedro e Fátima, e meus irmãos Marina e Flávio, que são exemplos de determinação e que sempre estiveram ao meu lado em todos os momentos de minha vida.

À Universidade Federal do Pará- Campus Universitário do Marajó, por me proporcionar momentos de grande aprendizagem. A todos os professores da Faculdade de Ciências Naturais, em especial ao meu orientador, professor Dr. Leandro Oliveira do Nascimento, pela paciência, comprometimento nas orientações e ensinamentos transmitidos.

Ao sr<sup>o</sup> Artêmio Machado e sr<sup>a</sup> Lení, que contribuíram de forma expressiva na realização deste trabalho. Aos meus amigos André Sozinho, Sirley Farias, Andressa Gonçalves, Cleiane Gomes e Ingleds Michelle pelo companheirismo e trocas de conhecimento durante esses anos.

*“Qualquer um que não se choca com a teoria  
quântica não a compreende”*

*Niels Bohr*

## RESUMO

Neste trabalho realizamos uma abordagem conceitual sobre a estrutura da matéria. Tratamos inicialmente os principais modelos atômicos, bem como os cientistas responsáveis por cada modelo. Abordamos a visão clássica de partícula e radiação, e os experimentos realizados para a comprovação da natureza quântica da luz. Enfatizamos a ideia de fóton proposta por Planck para descrevermos o problema de emissão e absorção da luz e relacionamos as camadas eletrônicas dos átomos com às propriedades magnéticas dos materiais que utilizamos em nosso cotidiano. Descrevemos o efeito fotoelétrico, em que novamente a proposta de fóton foi fundamental na compreensão deste fenômeno. Relacionamos o espectro atômico de linhas com os níveis de energia proposto por Bohr em seu modelo atômico. Trabalhamos a evolução dos modelos atômicos a partir do experimento de Rutherford até o modelo atual de forma detalhada para melhor entendimento sobre a estrutura da matéria, bem como as propriedades do núcleo atômico relacionadas com a força que atua sobre as partículas para que estas mantenham-se ligadas conservando o núcleo estável.

**Palavras-chave:** Estrutura Atômica. Modelos Atômicos. Física Moderna.

## ABSTRACT

In this work we perform a conceptual approach on the structure of matter. First, we deal with the main atomic models as well as the scientists responsible for each of them. We approach the classical view of particle and radiation, and the quantum nature of light. We emphasize the idea of photon proposed by Planck to describe the problem of emission and absorption of light and we relate the electronic layers of the atoms to the magnetic properties of the materials, which we use in our daily life. We describe the photoelectric effect, in which again the photon proposal was fundamental in the comprehension of this phenomenon. We relate the atomic spectrum of lines with the energy levels proposed by Bohr in his atomic model. We work the evolution of the atomic models from the Rutherford experiment to the current model in a detailed way for a better understanding of the structure of the matter as well as the properties of the atomic nucleus related to the force that acts on the particles so that they remain the stable nucleus.

**Key-words:** Structures Atomic. Atomic Models. Modern Physics.

## LISTA DE FIGURAS

Figura 1 -	Orientações permitidas para o subnível $p$ .....	20
Figura 2 -	Orientações permitidas para o subnível $d$ .....	20
Figura 3 -	Ilustração da experiência de Rutherford.....	28
Figura 4 -	Representação de um elétron movendo-se em uma órbita circular.....	30
Figura 5 -	Níveis de energia do átomo de hidrogênio e suas possíveis transições para determinadas órbitas.....	30
Figura 6 -	Ondas estacionárias correspondentes aos níveis de energia no modelo de Bohr.....	35
Figura 7 -	Modelo atômico atual: nuvem de elétrons.....	37

## SUMÁRIO

<b>1</b>	<b>INTRODUÇÃO</b> .....	11
<b>2</b>	<b>OBJETIVOS</b> .....	13
2.1	OBJETIVO GERAL.....	13
2.2	OBJETIVO ESPECÍFICO.....	13
<b>3</b>	<b>O ÁTOMO</b> .....	14
3.1	CONCEITO DE PARTÍCULA E RADIAÇÃO NA FÍSICA CLÁSSICA.....	17
3.2	EMISSÃO E ABSORÇÃO DA LUZ.....	18
3.3	QUANTIZAÇÃO DA LUZ E O EFEITO FOTOELÉTRICO.....	23
3.4	ESPECTRO ATÔMICO DE LINHAS E NÍVEIS DE ENERGIA.....	25
<b>4</b>	<b>EVOLUÇÃO DOS MODELOS ATÔMICOS</b> .....	27
4.1	EXPERIMENTO DE RUTHERFORD.....	27
4.2	O MODELO DE BOHR.....	29
4.2.1	Os níveis de energia do hidrogênio no modelo de Bohr.....	33
4.3	DE BROGLIE E A NATUREZA DUAL DA LUZ.....	34
4.3.1	As ondas de de broglie e os níveis de energia de Bohr.....	35
4.4	HEISENBERG E O PRINCÍPIO DA INCERTEZA.....	36
4.5	UM POUCO SOBRE FUNÇÃO DE ONDA.....	37
<b>5</b>	<b>O NÚCLEO ATÔMICO</b> .....	38
5.1	PROPRIEDADES DO NÚCLEO.....	38
5.2	ENERGIA DE LIGAÇÃO, FORÇA NUCLEAR FORTE E QUARKS.....	39
<b>6</b>	<b>CONCLUSÃO</b> .....	41
	<b>REFERÊNCIAS</b> .....	42

## 1 INTRODUÇÃO

Observamos diariamente, diversos fenômenos que aparentemente não precisam de explicação e até mesmo passam despercebidos por se tratar de algo corriqueiro. Contudo, para compreendermos e explicarmos o que possivelmente acontece com alguns desses fenômenos, devemos investigar a matéria a fundo, ou seja, em seu nível atômico. Durante muitos anos, a ciência se dedicou ao estudo da matéria, avançando significativamente. De acordo com Anchieta et al. (2012),

Desde o período pré-socrático, acreditava-se que o átomo seria a menor porção existente de matéria. Levantada por Leucipo e Demócrito, esta teoria que foi esquecida por quase 2 mil anos, é retomada no início do século XIX passando por diversas modificações que culminaram no desenvolvimento da mecânica quântica.

Todavia, para explicar todos os fenômenos relacionados a estrutura atômica recorria-se a mecânica clássica, ou mecânica Newtoniana. Observou-se então que esta, por possuir característica determinista, não era capaz de descrever o comportamento de sistemas como átomos e moléculas, e que para obter sucesso nesta explicação seria necessário recorrer à mecânica quântica.

Segundo Oliveira (2011), *a mecânica quântica é considerada a mais bem-sucedida teoria da física. Com ela, os físicos conseguiram desvendar a estrutura dos átomos e dos núcleos atômicos, os processos de geração de energia no Sol e em outras estrelas, as ligações químicas e estruturas moleculares...* Ainda que, como afirma Anchieta et al. (2012), *de certa forma, os estudos a partir desse novo conceito, que transformou a Física clássica e a Química de uma maneira geral, renderam muitos trabalhos em áreas diversas do conhecimento, tais como a biologia estrutural, a nanotecnologia, eletrônica [...] dentre outras tantas, ainda é necessário desenvolver mais trabalhos de pesquisa que enfatizem a importância desta área da física, uma vez que convivemos diariamente com objetos tecnológicos e em um mundo em que entender o funcionamento das coisas é fundamental.*

Para que houvesse tais avanços nessas diversas áreas do conhecimento foi preciso um longo e detalhado estudo para se conhecer o íntimo da matéria. No presente trabalho, apresentamos em três capítulos, através de revisão bibliográfica, uma visão conceitual sobre a estrutura da matéria. No primeiro capítulo, trabalhamos os principais modelos atômicos pela visão de diversos autores, iniciando com as primeiras ideias que surgiram na Grécia antiga até o modelo quântico atual, bem como a visão de partícula e radiação na física clássica, no qual o

foco era compreender a natureza da luz. Passamos então aos problemas relacionados a emissão e absorção da luz, evidenciando a proposta de fóton feita por Max Planck e relacionando-a com as camadas eletrônicas dos átomos e as propriedades magnéticas dos materiais. O efeito fotoelétrico também foi explicado, enfatizando-se novamente, a ideia de fóton que foi crucial na explicação desse fenômeno. Finalizando o capítulo, relacionamos o espectro atômico de linhas com os níveis de energia propostos por Bohr em seu modelo atômico.

No segundo capítulo, trabalhamos a evolução dos modelos atômicos de forma detalhada. Partimos do experimento de Rutherford com espalhamento de partículas alfa, seguido pelo modelo de Bohr, que foi de extrema importância para se compreender os problemas ligados aos espectros atômicos observados. Nesta seção, expomos os postulados de Bohr e através de fórmulas obtivemos os níveis quantizados e o raio de Bohr para o átomo de hidrogênio. Neste capítulo, também trabalhamos a natureza dual da luz e as ondas estacionárias proposta por De Broglie para substituírem os níveis de energia de Bohr em seu modelo atômico. O princípio da incerteza de Heisenberg e função de onda, são seções deste capítulo, sendo esta última trabalhada de forma conceitual, apenas para entendimento do modelo quântico atual. E por fim, no terceiro capítulo buscamos explicar as propriedades do núcleo, assim como a força fundamental que atua sobre este. Também expomos a partícula elementar envolvida no processo de estabilidade atômica.

Buscamos no presente trabalho, apresentar pela visão de diversos autores o percurso feito pelos cientistas para solucionar os problemas envolvendo a estrutura da matéria e a busca pela explicação da estabilidade atômica. Para isso, recorreremos a algumas fórmulas que contribuíram na resolução desses problemas e em algumas seções relacionamos os fenômenos descritos com objetos e/ou fatos que observamos em nosso cotidiano.

## 2 OBJETIVOS

### 2.1 OBJETIVO GERAL

O presente trabalho tem como objetivo geral, apresentar uma visão conceitual sobre a estrutura da matéria. Para isso, foi preciso trabalhar o conceito clássico e quântico do tema, baseando-se na revisão bibliográfica de diversos autores.

### 2.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Expor a visão clássica de átomo, partícula e radiação na física clássica para um melhor entendimento das interações da luz com o meio material;
- Explicar através de conceitos e fórmulas como a interação da luz com a matéria está diretamente relacionado à fenômenos observados em nosso cotidiano;
- Estudar o modelo atômico de Bohr, obter os níveis quantizados de energia e o raio atômico;
- Apresentar os principais modelos atômicos e as propriedades do núcleo, sendo este a base para se explicar a estabilidade atômica;

### 3 O ÁTOMO

O homem busca por respostas sobre o que constitui a matéria desde a Grécia antiga, quando já se formulavam hipóteses de que todas as coisas e substâncias teriam uma mesma origem, chamado de arché, sendo a primeira afirmação proposta por Tales (624-547 a. C), que vivia na cidade grega de Mileto. Para ele a água era o constituinte básico da matéria, isto influenciou diversos pensadores gregos à formularem suas hipóteses para explicar se a matéria seria contínua ou não. Podemos citar: Anaximandro (discípulo de Tales), Parmênides, Heráclito e Empédocles, que se baseavam em elementos da natureza (terra, ar, fogo e água) ou em uma realidade imperceptível (o movimento eterno do Universo e o Ser) para explicar a origem de tudo. Tais hipóteses propiciaram um grande avanço no conhecimento, embora não fossem suficientes. Foi então, que no século V a. C surgiu a teoria atomística.

Segundo Pinheiro et al. (2011), “o primeiro filósofo a defender a ideia de que tudo era constituído por átomos foi Leucipo de Abdera (500-450 a.C.). Ele propôs que o constituinte básico da matéria seria formado por partículas minúsculas e indivisíveis, as quais denominou átomos (do grego, a- negação, tomos- partes)”. As ideias de Leucipo só sobreviveram graças ao seu discípulo Demócrito (460-370 a. C), que aperfeiçoou seu conceito afirmando que cada átomo possuía um peso, constituía todos os corpos e cada corpo tinha seu átomo característico. Outros filósofos como Epicuro (341-271 a. C) e Leucécio (97-54 a. C) também defenderam a mesma hipótese. Porém, Aristóteles (384-322 a. C), filósofo grego, não aceitava a teoria atomística e, baseando-se nas hipóteses de outros filósofos, propôs a teoria dos quatro elementos, que perdurou por mais de 2000 anos. A concepção atômica permaneceu em descrédito e só foi abordada novamente no início do século XIX por John Dalton (1766-1844), químico inglês que estudava resultados de experiências suas e de seus colegas.

Dalton assumiu o antigo conceito de átomo: ele seria imutável e indestrutível. Todos os átomos de um mesmo elemento seriam iguais (em peso, forma e tamanho), e quando se unissem formariam um átomo composto (PINHEIRO et al., 2011). De acordo com D’Abruzzo (2009), “a grande diferença entre o modelo atômico de Dalton e o dos filósofos da antiguidade (Leucipo e Demócrito) é que o modelo de Dalton foi criado com base em resultados experimentais, sendo portanto, um modelo científico”. Ainda no século XIX, William Crookes (1832-1919), inventou uma ampola que permitia realizar em seu interior descargas elétricas. Para explicar esta experiência D’Abruzzo (2009) afirma que, “Crookes, injetou um gás rarefeito (submetido a baixas pressões) em uma ampola fechada à vácuo, onde foram postos dois

eletrodos com polos opostos, (à saber, positivo e negativo), e estabelecendo entre eles um diferencial de potencial elétrico distribuído por uma fonte de energia externa”. Quando estabelecida a corrente elétrica através do gás, eram produzidos raios, denominados raios catódicos (que são feixes de elétrons atraídos pelo polo positivo ânodo). Em 1897, Thomson usando uma ampola de Crooks modificada, propôs sua teoria atômica para explicar os fenômenos elétricos.

Equilibrando o efeito do campo elétrico e do magnético, e com as leis da eletricidade e do magnetismo, Thomson pôde calcular a razão entre a carga e a massa das partículas no feixe. Assim, concluiu quem os raios catódicos eram constituídos por partículas carregadas e que essas partículas (depois chamadas de elétrons) eram universais, ou seja, eram as mesmas, qualquer que fosse a substância investigada (GILBERT, 1962 apud SANTOS, 2014).

O modelo atômico de Thomson, levou em consideração as cargas (positivas e negativas). Para ele, o átomo seria composto de cargas positivas igualmente distribuídas em uma esfera com cargas negativas “recheando” seu interior, para esclarecer, comparou sua ideia com um pudim de passas, como é conhecido até hoje. Mas, de acordo com Santos (2014), “em 1911, o modelo de Thomson passa a cair em descrédito, depois de uma série de experimentos realizados por Rutherford, a partir da análise de experiência envolvendo o espalhamento de partículas alfa por átomos”. Em seu experimento, Rutherford usou uma fonte que emitia partículas alfa (partículas que possuem cargas positivas), e fez com que estas partículas incidissem sobre uma lâmina de ouro, este observou que muitas partículas atravessavam a lâmina, outras eram desviadas e algumas rebatidas para trás (explicaremos detalhadamente na seção 4.1). Seu modelo atômico ficou conhecido como modelo planetário. Nele, o núcleo era constituído por cargas elétricas positivas (prótons) e para equilibrar essas cargas, haviam elétrons (com carga negativa) orbitando em uma eletrosfera, como planetas ao redor do Sol.

Este modelo, como os anteriores apresentava falhas. A carga negativa do elétron colocada em movimento ao redor do próton com carga positiva, iria adquirir movimento espiralado em sua direção e colidiria com o núcleo, desintegrando a matéria, mas isso não ocorria. Outro fato é que esta mesma carga em movimento perderia energia, emitindo radiação, neste modelo não havia a emissão de radiação. Foi então que em 1913, o físico dinamarquês Niels Bohr, propôs seu modelo atômico, corrigindo as falhas existentes no modelo de Rutherford.

Bohr assumiu que em seu modelo os elétrons giravam ao redor do núcleo em órbitas circulares, chamadas de níveis de energia, sob influência das leis da mecânica clássica. Nesses níveis, os elétrons possuem energia constante e não emitem luz enquanto estão acelerados em torno do núcleo. A emissão de luz só ocorreria quando um elétron “saltasse” de uma órbita mais externa para uma mais interna. Foi a partir de seus postulados, que ficou claro o “por quê” de cada elemento possuir sequências de cores diferentes no espectro atômico (explicaremos detalhadamente na seção 4.2). O modelo de Bohr abriu portas para um novo rumo da física: a física quântica. Em 1924, os níveis de energia descritos no modelo de Bohr passam a ser caracterizados por um novo modelo, com características ondulatórias propostas pelo físico francês Louis de Broglie (1892-1987), que estendeu o conceito ondulatório e corpuscular da luz para toda partícula que possui massa, sendo que a cada uma está associada a uma onda correspondente.

Segundo Hewitt (2009), “usando a ideia de interferência, de Broglie mostrou que os valores discretos dos raios das órbitas de Bohr são uma consequência natural de ondas de elétrons, ou eletrônicas, estacionárias. Existe uma órbita de Bohr onde uma onda fecha-se sobre si mesma, interferindo construtivamente consigo mesma”. Estes valores são discretos, pois as órbitas são múltiplos inteiros do comprimento de onda do elétron, resultando em um estado de energia discreto para cada órbita. Ainda de acordo com Hewitt (2009), “esse modelo explica por que os elétrons não descrevem uma trajetória em espiral, aproximando-se cada vez mais do núcleo e causando o encolhimento dos átomos ao tamanho de um núcleo minúsculo”. Por volta de 1927, o físico austríaco Erwin Schrödinger formulou uma equação de onda para descrever o comportamento de sistemas microscópicos em que se considerava a natureza dual de uma partícula. Em sua equação, podemos obter valores prováveis da energia, posição e do momentum da partícula correspondente. Para isso, existe uma probabilidade finita de encontrar um elétron dentro de uma dada distância radial.

A equação de Schrödinger não diz a um físico onde o elétron pode ser encontrado em um dado átomo e um momento qualquer, mas apenas a ‘*probabilidade*’ de encontra-lo lá – ou, para um grande número de medições, que fração delas encontrará o elétron em cada região (Hewitt, 2009). No presente trabalho iremos trabalhar a função de onda de modo conceitual, expondo como chegou-se ao modelo atômico ondulatório moderno, caracterizado pelos elétrons que se encontram espalhados em uma “nuvem” através do volume atômico.

### 3.1 CONCEITO DE PARTÍCULA E RADIAÇÃO NA FÍSICA CLÁSSICA

Vimos no início da seção 3, que do século XVIII ao início do século XX, buscava-se por um modelo atômico ao qual pudesse explicar o constituinte básico da matéria. Embora todas as hipóteses e estudos realizados para a criação desses modelos tivessem contribuído para o avanço da ciência que conhecemos hoje, na época, fenômenos envolvendo partículas e radiação ainda não conseguiam ser explicados.

Em 1670, Isaac Newton observou através de um prisma de vidro que a luz solar se decompunha em várias cores. Para ele, fenômenos como reflexão e refração só poderiam ser explicados admitindo-se que a luz fosse composta por partículas. Na visão clássica podemos descrever as partículas (átomos e elétrons) como um objeto com massa e valor definido. Todos os fenômenos físicos envolvendo estes corpos pequenos (partículas) e grandes eram explicados pelas leis de Newton e descritos a partir da evolução do estado em que este corpo (sistema) se encontrasse, sendo este estado caracterizado por sua posição e seu momentum (massa x velocidade).

Todavia, o comportamento ondulatório da luz também era defendido por diversos físicos, como Christiaan Huygens. Como na época os tipos de onda conhecidas se propagavam somente em meio material, seria impossível admitir este comportamento para a luz, uma vez que ela viaja pelo vácuo até chegar ao nosso planeta. Por esta razão, a teoria de Newton prevaleceu por séculos. Foi a partir do século XIX que Thomas Young realizou um experimento que norteou as investigações acerca do comportamento e natureza da luz.

Thomas Young demonstrou o comportamento ondulatório da luz através da interferência, de tal forma que as ondas luminosas podem combinar-se e anular-se de forma destrutiva, não podendo ser explicado pelo modelo corpuscular, pois matéria não pode ser anulada (Lima, 2012). Reconhecendo o comportamento ondulatório da luz, começou a se entender o espectro eletromagnético (conjunto de todas as ondas eletromagnéticas existentes). Em 1864, Maxwell determinou que a luz é uma onda eletromagnética e que todo o espectro eletromagnético possui a mesma natureza, sendo que o que os distingue é o comprimento de onda. No espectro eletromagnético há a faixa de luz que é visível ao olho humano, nele cada cor possui seu comprimento de onda característico. A partir deste conceito clássico, buscava-se agora entender a interação da luz com o meio material, pois fenômenos como o efeito fotoelétrico (explicados somente se admitíssemos a natureza corpuscular da luz) ficaram sem explicação e para solucioná-los foi necessário conhecer mais a fundo a estrutura dos átomos.

### 3.2 EMISSÃO E ABSORÇÃO DA LUZ

Explicaremos nesta seção como a luz pode ser emitida ou absorvida pela matéria. Embora a emissão e absorção sejam fenômenos visíveis a olho nu, a explicação desses fenômenos requer uma análise microscópica da estrutura da matéria, envolvendo as camadas eletrônicas dos átomos.

No início do século XX, os cientistas buscavam explicações para fenômenos que envolviam a interação entre luz e matéria. O físico alemão Max Planck, tentava explicar por que a luz de frequências mais altas só era emitida por sistemas em alta temperatura. Planck supôs então que esta emissão de luz ocorria em forma de “pacotes” ou “quantum” (do latim, que significa “quantidade de algo”), e a energia de cada quantum sendo proporcional à frequência da radiação, dada por onde  $h$  é a constante de Planck, que possui o valor de  $6,626 \times 10^{-34} \text{J} \cdot \text{s}$  e  $f$  é a frequência.

$$E = hf \quad (1)$$

Os físicos ficaram relutantes em aceitar a noção revolucionária do quantum de Planck. Para ser considerada seriamente, a ideia do quantum teria de ser comprovada em algum outro fenômeno além das regularidades da energia radiante (HEWITT, 2009). Foi então, que em 1905, Albert Einstein aplicou as ideias de Planck para explicar o efeito fotoelétrico (explicaremos mais na seção 3.2). Einstein considerou a natureza dual da luz, ou seja, seu comportamento tanto como uma onda quanto como uma partícula, sendo a menor quantidade denominada fóton. Os fótons interagem com a matéria um de cada vez. A energia de cada fóton é uma quantidade discreta, possuindo um valor bem definido para cada frequência de luz. Assim, quanto mais fótons existirem em um feixe luminoso, mais energia o feixe transportará. Essa energia pode ser obtida através da equação onde  $n$  é o número de fótons que formam o pacote de luz,  $h$  é a constante de Planck,  $c$  é a velocidade da luz ( $3 \times 10^8 \text{ m/s}$ ) e  $\lambda$  é o comprimento de onda.

$$E = nhf = \frac{hc}{\lambda} \quad (2)$$

Para explicarmos como o fóton é emitido por um átomo devemos recorrer aos níveis de energia propostos por Niels Bohr em seu modelo atômico. Neste modelo, todo átomo apresenta um nível de energia mais baixo que, corresponde ao estado de energia interna mínima que o átomo pode ter. Esse nível é chamado de nível de energia do estado fundamental, ou simplesmente de nível fundamental, e todos os demais níveis energéticos mais elevados são denominados estados excitados ou, mais precisamente, níveis excitados. (YOUNG & FREEDMAN, 2009).

Um fóton correspondente a uma linha particular do espectro é emitido quando um átomo faz uma transição de um nível excitado até um nível inferior ou até o nível fundamental. (Young & Freedman, 2009). A emissão de luz (fóton) por um átomo só é possível quando elétrons passam de um estado inicial de maior energia para um estado final de menor energia. Essa energia liberada em forma de radiação pode ser obtida através da diferença de energia entre os dois estados atômicos. A Eq. (3) pode ser utilizada para calcular a diferença energética entre os estados.

$$hf = \frac{hc}{\lambda} = E_i - E_f \quad (3)$$

Um fóton emitido quando um átomo faz uma transição de um nível excitado até um nível inferior pode também ser absorvido por outro átomo semelhante que esteja inicialmente nesse nível inferior. (YOUNG & FREEDMAN, 2009). Neste caso a energia do fóton absorvido é dado pela diferença entre o nível final e o nível inicial:

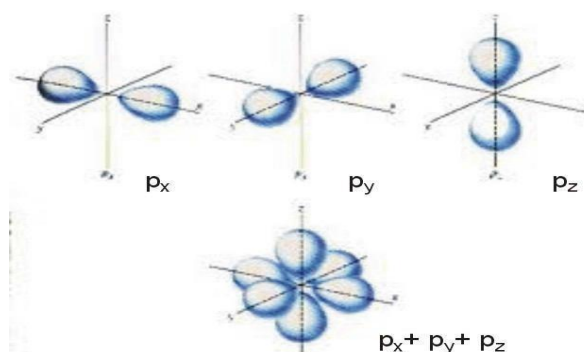
$$hf = \frac{hc}{\lambda} = E_f - E_i \quad (4)$$

No modelo de Bohr esses níveis de energia são numerados por 1, 2, 3, 4, 5, 6 e 7, denominados de números quânticos principais, representados pela letra  $n$ . Quanto maior for o valor de  $n$ , maior será a energia do elétron. Estão associados ao número quântico principal às letras K para  $n=1$ , L para  $n=2$ , M para  $n=3$  e assim por diante. A partir de 1925, a mecânica quântica passou a identificar dois outros números quânticos:  $l$  e  $m_l$  associados ao momento angular do elétron e à variação angular da função de onda.

O número quântico  $l$  é chamado número quântico orbital, e está relacionado com o subnível de energia do elétron. Os subníveis são representados pelas letras  $s$ , que possui o valor igual a 0,  $p = 1$ ,  $d = 2$  e  $f = 3$ , sendo que os elétrons que se encontram em um mesmo subnível possuem a mesma quantidade de energia. Este número quântico está relacionado às diferentes geometrias que os orbitais podem possuir.

Todos os orbitais  $s$  são esféricos, possuem apenas uma orientação e ficam maiores à medida que o valor de  $n$  aumenta. Os orbitais  $p$  têm a forma de halteres, possuem três orientações permitidas ( $p_x$ ,  $p_y$  e  $p_z$ ) de acordo com os três eixos de um sistema cartesiano e também aumentam com o valor de  $n$ .

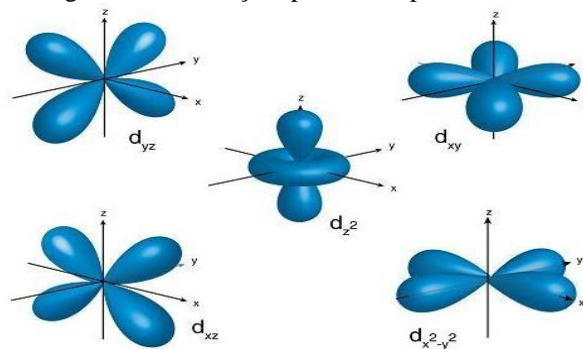
Figura 1 – Orientações permitidas para o subnível  $p$ .



Fonte: (PESSOA JR, 2007)

O subnível  $d$  possui cinco orientações permitidas ( $d_z$ ,  $d_{x-y}$ ,  $d_{xy}$ ,  $d_{yz}$  e  $d_{xz}$ ), sendo que quatro orbitais possuem quatro lóbulos cada, e um orbital apresenta apenas dois lóbulos e um anel. Por fim, o subnível  $f$ , onde existem sete orientações permitidas e formas totalmente diferenciadas dos outros subníveis.

Figura 2 – Orientações permitidas para o subnível  $d$ .



Fonte: (FOGAÇA, 2018)

O número quântico  $m_l$  é chamado número quântico magnético. Está relacionado à componente do momento angular orbital ao longo de uma certa direção do espaço (TIPLER & MOSCA, 2012). Ou seja, para cada subnível de  $l$  existe um valor permitido em  $m_l$ , por exemplo, o subnível  $s$ , que possui apenas uma orientação, apresenta o valor  $m_l = 0$ , o subnível  $p$ , apresenta três orientações e seu valor em  $m_l = -1, 0, +1$ , subnível  $d$ , com cinco orientações tem valor de  $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$  e o subnível  $f$ , com sete orientações possui valores de  $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ .

O número quântico de spin  $m_s$  representa o momento magnético do elétron. Ele só pode ter dois valores:  $+1/2$  e  $-1/2$ . De acordo com o Princípio de exclusão de Linus Paulling, dois elétrons não podem possuir o mesmo conjunto de números quânticos em um mesmo átomo. Uma vez que o número quântico de spin só pode possuir dois valores, é evidente que o mesmo orbital só possuirá dois elétrons com spins contrários, para que o princípio seja respeitado.

Os números quânticos têm importância fundamental tanto na física clássica, quanto na física quântica. Podemos frisar do ponto de vista clássico as propriedades magnéticas dos materiais, onde estão associados o momento angular orbital do elétron ( $l$ ) e o momento magnético do elétron ( $m_s$ ), originados na estrutura eletrônica dos átomos. Observa-se nesses materiais, a existência de dois polos diferentes (norte e sul), denominados dipolo magnético.

Quase todos os átomos são dipolos magnéticos, mas esta propriedade só se manifesta se os elétrons estiverem desemparelhados. Dessa forma, cada átomo tem um valor muito pequeno de magnetização associado a ele, o qual chamamos também de spin. A magnetização total de um material pode ser entendida como a soma de todos esses spins. Para que determinado material seja considerado magnetizado, ele deve ser colocado sob a influência de um campo magnético externo, em que seus momentos magnéticos irão alinhar-se. Podemos calcular esta indução do campo magnético externo por

$$B = \mu_0(H + M) \quad (5)$$

onde  $B$  é a indução magnética medida em Tesla (T),  $\mu_0$  é a permeabilidade magnética no vácuo ( $H \times m^{-1}$ ),  $H$  é o campo externo ( $A \times m^{-1}$ ) e  $M$  é a resposta ao campo magnético ( $A \times m^{-1}$ ). A partir do momento que determinado material é dito magnetizado podemos então calcular sua magnetização da seguinte forma:

$$M = \sum_i^n \frac{m_i}{V} \quad (6)$$

em que  $M$  é a magnetização,  $\sum$  é o somatório de todos os momentos magnéticos  $m$  ( $A \times m^2$ ),  $n$  é o número total desses momentos e  $V$  é o volume total que ocupam.

Cada material possuirá um comportamento magnético, que será representado por duas razões: a susceptibilidade magnética ( $\chi$ ) e a permeabilidade ( $\mu$ ):

$$\chi = \frac{M}{H} \quad \text{e} \quad B = \mu H \quad (7)$$

Os comportamentos magnéticos mais conhecidos são: paramagnéticos, diamagnéticos, ferromagnéticos, ferrimagnéticos e antiferromagnético. Iremos expor dois desses comportamentos: paramagnético e ferromagnético.

Materiais paramagnéticos são caracterizados por possuir valores pequenos e positivos de  $\chi$  ( $10^{-5} < \chi < 10^{-3}$ ) e momentos de dipolo magnético estável. Quando há a influência de campo magnético externo os dipolos, que inicialmente estavam desalinhados, passam a alinhar-se com este campo, é quando a magnetização atinge seu valor máximo. Se o campo magnético externo for removido, o material volta a ter direções aleatórias. Por outro lado, os materiais ferromagnéticos são caracterizados pela forte interação entre os momentos de dipolo, onde os campos magnéticos dos elétrons se alinham e formam regiões denominadas domínios e por possuírem valores altos e positivos de  $\chi$  ( $10^{-2} < \chi < 10^6$ ). Ao contrário dos materiais paramagnéticos, a magnetização nos ferromagnéticos mantém-se depois que o campo magnético externo é removido.

É importante enfatizar que todos os materiais possuem propriedades magnéticas, sendo muito utilizados em dispositivos do nosso cotidiano, como é o caso dos motores elétricos, cartões magnéticos, rádio, geradores, entre vários outros.

### 3.3 QUANTIZAÇÃO DA LUZ E O EFEITO FOTOELÉTRICO

Veremos nessa seção um breve histórico dos experimentos realizados acerca do efeito fotoelétrico até chegar em sua explicação feita por Einstein, onde a hipótese de quantização da luz foi crucial para solucionar com sucesso este fenômeno.

No final do século XIX, Henrich Hertz constatou que elétrons eram emitidos por metais iluminados. Segundo Cabral (2015), “numa experiência de descarga elétrica entre dois eletrodos, Hertz observou que ela ocorria com maior facilidade, quando um dos eletrodos era iluminado por radiação eletromagnética com frequências predominantemente na faixa do violeta e ultravioleta”.

Outra contribuição importante foi feita por Lenard no início do século XX. Ele concluiu em seu experimento que:

- 1) As energias de cada um dos elétrons emitidos são independentes da intensidade da radiação incidente sobre a superfície metálica
- 2) O aumento da intensidade da radiação incidente resulta num aumento no número de elétrons emitidos num tempo unitário.
- 3) A energia de cada um dos elétrons depende da cor da luz incidente. Quanto menor o comprimento de onda da luz incidente, maior a energia do elétron emitido. (COTTA, 2009)

De fato, a experiência de Lenard esclareceu as dúvidas relacionadas a identidades das partículas fotoelétricas. Entretanto, mostrou também algumas propriedades do efeito fotoelétrico muito difíceis de serem compreendidas em termos das teorias da física clássica (LIMA, 2013). A explicação para as conclusões feitas por Lenard, tem relação à energia mínima necessária para remover o elétron do material, sendo que diferentes materiais possuem diferentes valores desta energia. A luz incidente neste material transporta determinada quantidade de energia, esta energia dependerá do comprimento de onda da luz e fará (ou não) que elétrons sejam ejetados do material. Tudo isso foi comprovado em 1905 por Einstein, que estendeu a hipótese de Planck, de quantização da luz para explicar os resultados experimentais obtidos. Ele propôs que:

1. Na colisão de um fóton com um elétron, toda a energia do fóton era transferida para o elétron.
2. Os elétrons só eram ejetados da placa metálica quando a energia da radiação incidente era maior do que a energia que mantém os elétrons ligados ao átomo na placa metálica.
3. Os elétrons eram ejetados com uma determinada energia cinética, que variava com a energia da radiação incidente. Quanto mais energética era a radiação que atingia a superfície metálica, maior a energia cinética dos elétrons ejetados.
4. Um aumento na intensidade da radiação levava a um maior número de elétrons ejetados da superfície metálica. A intensidade da radiação estava relacionada com o número de fótons que compõe o feixe luminoso e não com sua energia. (OLIVEIRA & FERNANDES, 2006)

Para que o elétron vença o potencial que o prende ao átomo é necessária uma certa quantidade de energia, dada pela expressão:

$$K = hf - \phi \quad (8)$$

sendo que  $\phi$  é a energia *mínima* necessária para remover o elétron da superfície. Einstein para explicar o efeito fotoelétrico aplicou a lei da conservação de energia dada por:

$$hf = hf_0 + K_{m\acute{a}x} \quad (9)$$

Sendo que  $f_0$  é a frequência de corte, ou seja, a menor frequência necessária para extrair um elétron do material. Dessa forma, o elétron terá a energia máxima cinética possível, dada por  $K_{m\acute{a}x}$ .

Após a publicação do trabalho de Einstein em 1905, vários pesquisadores começaram a desenvolver, individualmente, pesquisas para verificarem, experimentalmente, a teoria de Einstein. (WHEATON, 1983 *apud* BARROS & SOARES, 2016). A explicação para o fenômeno só foi aceita no ano de 1916, com os trabalhos realizados por Robert Millikan, que se destacou como físico experimental e pela qualidade dos seus resultados em comparação aos físicos anteriores. (BARROS & SOARES, 2016)

Millikan (1916) tinha o intuito de comprovar, experimentalmente, que Einstein (1905) estava equivocado, no entanto, seu trabalho evidencia a validade geral da equação de Einstein, mesmo que continuasse discordando de sua teoria. (BARROS & SOARES, 2016)

Apesar de o efeito fotoelétrico parecer algo distante de nossa realidade, ele é fundamental para o funcionamento de vários dispositivos utilizados em nosso cotidiano, como é o caso dos postes de iluminação pública e na transmissão de imagens na televisão. Há também as células fotoelétricas, que tem capacidade de transformar energia solar em energia elétrica e são aplicadas tanto em monitores de LCD e plasma como também em painéis solares.

### 3.4 ESPECTRO ATÔMICO DE LINHAS E OS NÍVEIS DE ENERGIA

Nas seções anteriores, vimos que todos os materiais por possuírem propriedades magnéticas, geram ao seu redor um campo magnético, que em conjunto irá constituir uma onda eletromagnética com comprimento de onda característico. Ao conjunto dessas ondas denominamos espectro eletromagnético, sendo a luz visível a única faixa do espectro que o ser humano consegue enxergar. Veremos nessa seção os experimentos realizados para se conhecer mais a fundo o espectro visível e como os níveis de energia proposto por Bohr em seu modelo atômico foram fundamentais para se conhecer as características de cada elemento químico presente na natureza.

Em 1802, o químico inglês William Wollaston, testava a pureza de óleos através da refração de luz. Em suas experiências ele observou que ao passar a luz solar por uma fenda e em seguida por um prisma, surgiam algumas linhas escuras no espectro, ele então supôs que estas linhas eram os limites das cores. Mais tarde o alemão Joseph Fraunhofer, inventor do espectroscópio, nomeou estas linhas com letras maiúsculas para as mais fortes e minúsculas para as mais fracas.

No ano de 1864, o químico alemão Robert Bunsen e seu colaborador Gustav Kirchhoff realizavam experiências em um bico de gás inventado por Bunsen. Os dois observaram que quando um elemento era colocado sobre a chama emitiam cores que ao passar por um prisma, geravam uma serie de linhas diferentes, que ao contrário das de Fraunhofer eram brilhantes e não escuras. A partir disso, Kirchhoff concluiu que um gás produz um espectro de linhas brilhantes (emissão de luz), e a posição e o número destas dependerá do elemento presente no gás. Já no caso das linhas escuras (absorção de luz), se deve à temperatura mais baixa do gás.

Por volta de 1913, o espectro do átomo de hidrogênio — o átomo mais simples e de menor massa — já havia sido estudado exhaustivamente. Em um tubo de descarga elétrica, o hidrogênio atômico emite uma série de linhas. (YOUNG & FREEDMAN, 2009)

A linha visível com maior comprimento de onda, ou menor frequência, está na região vermelha e é chamada de linha  $H_{\alpha}$ ; -1 a linha seguinte, na região entre o azul e o verde, é chamada de linha  $H_{\beta}$ ; e assim por diante. (YOUNG & FREEDMAN, 2009)

Em 1885, Johann Balmer, determinou que os comprimentos de onda das linhas no espectro visível do hidrogênio podiam ser representados pela fórmula. (TIPLER & MOSCA, 2012)

$$\lambda = (364,6\text{nm}) \frac{m^2}{m^2-4}, \quad (10)$$

onde  $m = 3, 4, 5, \dots$ , etc.

Balmer sugeriu que esta expressão podia ser um caso especial de uma expressão mais geral que poderia ser aplicada aos espectros de outros elementos. Tal expressão, encontrada por

R. Rydberg e Walter Ritz e conhecida como fórmula de Rydberg- Ritz e fornece o comprimento de onda recíproco dado por (Tipler & Mosca, 2012)

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \quad (11)$$

onde  $R$  é a constante de Rydberg e  $n_1$  e  $n_2$  são números inteiros e representam os níveis de energia inicial do elétron e o nível final, respectivamente. Como na teoria quântica aplicada ao átomo há a presença de níveis de energia, e que pode ocorrer entre estes a emissão ou absorção de fótons podemos calcular a energia destes usando a Eq. (2) e relaciona-la com a Eq. (11) correspondente aos comprimentos de onda da série de Balmer. Assim obtemos:

$$E = \frac{hc}{\lambda} = hcR \left( \frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) = \frac{hcR}{n_2^2} - \frac{hcR}{n_1^2} \quad (12)$$

A Eq. (2) e Eq. (12) para as energias dos fótons, concordam de modo direto se identificarmos,  $-hcR/n_1^2$ , como a energia inicial  $E_i$  do átomo e,  $-hcR/n_2^2$  como a energia

final  $E_f$  do átomo, para uma transição na qual um fóton é emitido. Posteriormente, séries como a de Lyman no ultravioleta e as de Paschen, Brackett e Pfund no infravermelho foram identificadas nos estudos envolvendo átomos de hidrogênio.

Tais séries podem ser descritas pela Eq. (11), substituindo-se o fator  $n_2^2$  por 1 na série (série de Lyman), ou por 3, 4 ou 5 para representar as séries de Paschen, Brackett e de Pfund, respectivamente. Todas estas séries podem ser explicadas através da proposta de níveis de energia descrito por Bohr em seu modelo (página 25), onde os elétrons podem absorver energia proveniente da eletricidade ou de aumento de temperatura, ou emitirem esta energia em forma de luz. Foi através dos experimentos de espectroscopia realizados ao longo dos anos que diversos elementos foram descobertos no nosso planeta. Também nos forneceu maior conhecimento sobre o nosso Universo, sendo o único meio de estudar os elementos químicos presentes nas estrelas.

## 4 EVOLUÇÃO DOS MODELOS ATÔMICOS

Neste capítulo iremos abordar a evolução dos modelos atômicos, que serviram de base para a compreensão da estrutura da matéria. Iniciaremos com os trabalhos de Rutherford e sua experiência com espalhamento de partículas alfa, seguindo pelo aperfeiçoamento de seu modelo proposto Bohr, no qual teve grande influência sobre as ideias de Heisenberg e Louis de Broglie, sendo que este último teve grande influência sobre Schrödinger.

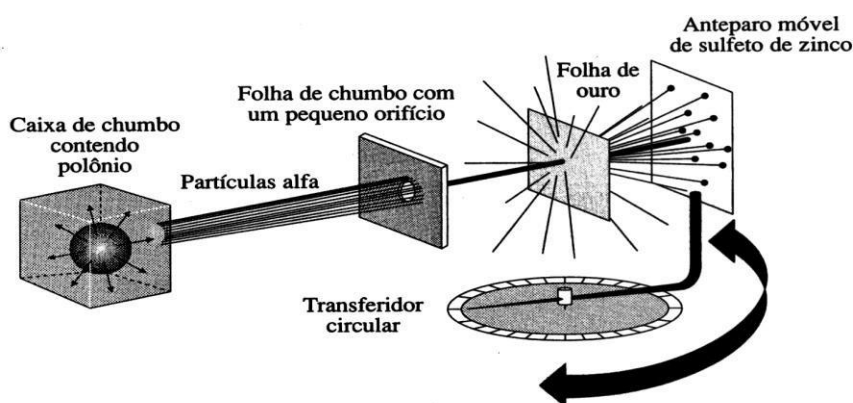
### 4.1 EXPERIMENTO DE RUTHERFORD

Entre 1909 e 1911, Ernest Rutherford e seus colaboradores, Ernest Marsden (1889-1970) e Hans Geiger (1882-1945), realizaram uma série de experimentos envolvendo o espalhamento de partículas  $\alpha$ , núcleos de hélio formados por dois prótons e dois nêutrons ou  $\text{He}^{2+}$ , por átomos de ouro,  $\text{Au}^{79}_{197}$  (PARENTE et al., 2013). De acordo com Levada & Levada (2011),

Neste experimento, uma fonte radioativa, proveniente de uma amostra de polônio, emite partículas alfa que são colimadas, formando um feixe paralelo e estreito, que incide sobre uma fina placa de ouro. A lâmina de ouro foi cercada por uma folha circular de sulfeto de zinco que desempenhou o papel de um detector, pois, as moléculas do ZnS tornam-se luminescentes quando atingidas por partículas alfa.

As cintilações eram observadas por Marsden e Geiger com um microscópio. Todo o experimento era realizado na mais completa escuridão. (PARENTE et al., 2013). A figura abaixo representa o experimento realizado por Rutherford e seus colaboradores, nele o anteparo circular servia para medir ângulos compostos por escalas circulares.

Figura 3 - Ilustração da experiência de Rutherford



Fonte: (MORA & SIHVINGER, 2006)

Verificou-se que, embora muitas das partículas atravessassem a folha com pouco ou nenhum desvio, algumas foram desviadas a valores superiores a  $90^\circ$ , ou seja, foram rebatidas após o choque sem atravessar a folha. (MORA & SIHVINGER, 2006).

Rutherford concluiu que um átomo é composto por um pequeníssimo núcleo carregado positivamente, concentrando a maior parte da massa, no centro do átomo, rodeado por uma região comparativamente maior, contendo elétrons distribuídos por seu volume. (MORA & SIHVINGER, 2006).

As previsões do modelo de Rutherford tiveram uma concordância muito boa com os resultados obtidos a partir do experimento de espalhamento, o que serviu de suporte ao novo modelo. No entanto, havia um problema muito sério no que se refere à estabilidade de átomos concebidos segundo os moldes expostos. (ATTUX et al., 2012).

De acordo com a teoria eletromagnética clássica, qualquer carga elétrica acelerada (oscilando ou descrevendo um movimento circular) irradia ondas eletromagnéticas. A energia de um elétron descrevendo uma órbita deveria tornar-se cada vez menor e ele deveria descrever uma trajetória espiral até cair no núcleo. (YOUNG & FREEDMAN, 2009).

Além disso, de acordo com a teoria clássica, a '*frequência*' das ondas eletromagnéticas deve ser igual à frequência da revolução. À medida que os elétrons irradiam energia, suas velocidades angulares variam continuamente, e eles emitiriam um espectro '*contínuo*' e não o

espectro de ‘*linhas*’ que observamos na realidade (YOUNG & FREEDMAN, 2009). Para resolver o problema da instabilidade do átomo, Niels Bohr propôs um novo modelo para o átomo de hidrogênio.

#### 4.2 O MODELO DE BOHR

Niels Bohr, trabalhando no laboratório de Rutherford em 1912, propôs um modelo para o átomo de hidrogênio que combinava os trabalhos de Planck, Einstein e Rutherford e que previa com bastante sucesso os espectros observados. (TIPLER & MOSCA, 2012).

Seu modelo atômico baseava-se em quatro postulados. O primeiro postulado de Bohr levou em consideração um elétron com carga  $-e$  e movendo-se em uma órbita circular de raio  $r$  em torno de uma carga positiva  $Ze$ , representada na fig. (4). Este elétron estaria ligado ao núcleo obedecendo as leis da mecânica clássica.

No átomo de hidrogênio, a força ‘ $F$ ’ é fornecida pela atração elétrica entre o próton positivo e o elétron negativo (YOUNG & FREEDMAN, 2009).

O módulo da força entre as cargas é dado pela lei de Coulomb

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{|Q_1| \cdot |Q_2|}{d_{1,2}^2} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} \quad (13)$$

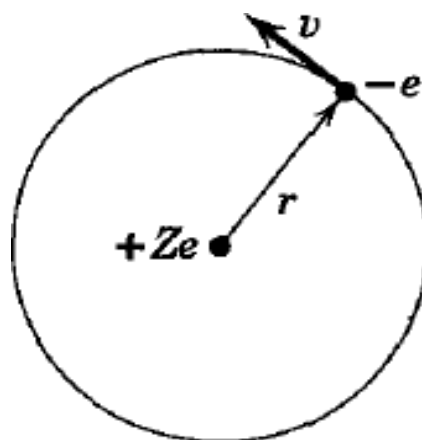
sendo  $r$  o raio do átomo. De acordo com a segunda lei de Newton, é necessário que haja uma força orientada para o centro com módulo

$$F = \frac{m_e v^2}{r} \quad (14)$$

onde  $m_e$  é a massa do elétron e  $v$  é a velocidade em uma órbita circular. Igualando a Eq. (13) com a Eq. (14), temos

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = \frac{m_e v^2}{r} \quad (15)$$

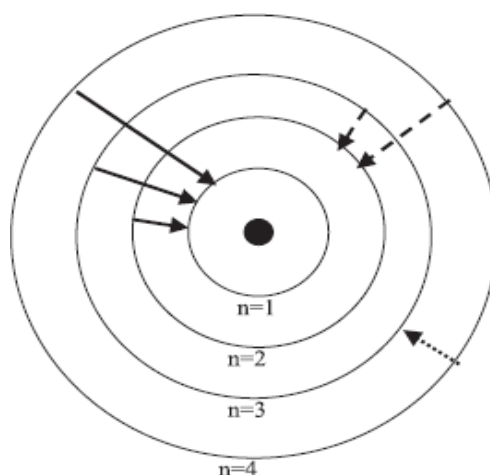
Figura 4 - Representação de um elétron movendo-se em uma órbita circular



Fonte: (EISBERG, 1961)

Em seu segundo postulado, Bohr assumiu que o átomo possuía camadas ou níveis de energia onde os elétrons orbitavam. Nesses níveis de energia o elétron possui energia constante, não emitindo radiação.

Figura 5 - Níveis de energia do átomo de hidrogênio e suas possíveis transições para determinadas órbitas



Fonte: (OSVALDO SALA, 2007)

Porém, em seu terceiro postulado Bohr levou em consideração que este mesmo elétron poderia mudar de um nível para outro, sendo o módulo do momento angular quantizado e múltiplo de  $h/2\pi$ . Podemos expressar o momento angular  $L$  por

$$L = m_e v r = n \frac{h}{2\pi} \quad (16)$$

em que  $n$  é um número quântico. Explicitando  $v$  da Eq. (16), temos

$$v = \frac{n}{m r} \cdot \frac{h}{2\pi} \quad (17)$$

Elevando ambos os membros da Eq. (15) ao quadrado e substituindo na Eq. (17), obtemos

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = \frac{m}{r} \cdot \frac{n^2 h^2}{m^2 r^2 2\pi^2} \quad (18)$$

Segue que

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} e^2 = \frac{n^2 h^2}{mr 4\pi^2}$$

Explicitando  $r$ ,

$$r = \frac{n^2 h^2}{me^2 \frac{1}{4\pi^2} 4\pi\epsilon_0}$$

Logo, obtemos os raios orbitais no modelo de Bohr, dada pela expressão:

$$r_n = \epsilon_0 \frac{n^2 h^2}{me^2 \pi} \quad (18)$$

onde o índice  $n$  vincula o raio ao número quântico. O menor raio possível, possível, obtido quando  $n=1$ , é designado por  $a_0$  e é chamado de raio de Bohr:

$$a_0 = \epsilon_0 \frac{h^2}{\pi m e^2} \quad (19)$$

Logo a Eq. (18) pode ser escrita na forma

$$r_n = n^2 a_0 \quad (20)$$

com  $a_0 = 5,29 \times 10^{-11} \text{m} \approx 10^{-10} \text{m}$ .

E por fim, em seu quarto postulado, Bohr ligou as ideias de níveis de energia com a radiação emitida pelos elementos. Quando um elétron mudasse de uma órbita externa para uma mais interna, emitiria um fóton de luz. Para calcularmos a frequência da radiação emitida devemos considerar a energia inicial  $E_i$  menos a energia final  $E_f$ , dividida por  $h$

$$f = \frac{E_i - E_f}{h} \quad (21)$$

#### 4.2.1 OS NÍVEIS DE ENERGIA DO HIDROGÊNIO NO MODELO DE BOHR

No átomo de hidrogênio, um elétron está ligado a um próton pela força de atração eletrostática. Esta força varia inversamente com o quadrado da distância entre eles. (TIPLER & MOSCA, 2012).

A energia mecânica total, que é a energia cinética mais a energia potencial de um sistema constituído por um núcleo fixo de carga igual a  $Ze$  em torno do qual um elétron de carga  $-e$  descreve uma órbita circular de raio  $r$  e é dada por:

$$E_n = K_n + U_n = -\frac{1}{s_0} \frac{me^4}{8n^2h^2} = \frac{-13,6eV}{n^2} \quad (22)$$

Onde,

$$K_n = \frac{1}{2}mv_n^2 = \frac{1}{s_0^2} \frac{me^4}{8n^2h^2} \quad (23)$$

$$U_n = -\frac{1}{4\pi s_0} \frac{e^2}{r_n} = -\frac{1}{s_0^2} \frac{me^4}{4n^2h^2} \quad (24)$$

A energia potencial possui sinal negativo porque consideramos a energia potencial igual a zero quando o elétron está a uma distância infinita do núcleo. (YOUNG & FREEDMAN, 2009)

No átomo de hidrogênio, o nível de energia mais baixo corresponde a  $n = 1$ , e possui o valor igual a  $-13,6eV$ , isto significa, que é necessária uma energia de  $13,6eV$  “para arrancar” o elétron do átomo, esta ligação é indicada pelo sinal negativo na expressão. De modo mais simples podemos obter os níveis de energia por

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2} eV \quad (25)$$

Para cada valor de  $n$  existem valores correspondentes para o raio orbital  $r_n$ , para a velocidade  $v_n$ , para o momento angular  $L_n = nh/2\pi$  e para a energia total  $E_n$ . (YOUNG & FREEDMAN, 2009).

Associaremos a Eq. (3), que corresponde à emissão de um fóton com a Eq. (11), para o comprimento de onda das linhas no espectro visível e obteremos a energia do fóton expresso na Eq. (1)

$$E_i - E_f = 13,6 \left( \frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) = hf(eV) \quad (26)$$

A Eq. (26) relaciona-se diretamente com o quarto postulado de Bohr: para cada transição do elétron de um nível de energia para outro ele emitirá um fóton de luz com comprimento de onda característico, isto explica a presença de diferentes cores no espectro visível.

#### 4.3 DE BROGLIE E A NATUREZA DUAL DA LUZ

No início do século XX, fenômenos como interferência e difração eram explicados com base na ideia de que a luz se comportava como uma onda eletromagnética. Porém, problemas como o efeito fotoelétrico não haviam sido solucionados. Como vimos na seção 3.3, Einstein explicou este fenômeno admitindo que a luz possuía uma natureza dual, podendo se comportar tanto como onda, quanto como partícula comprovado por Thomas Young no experimento da fenda dupla (seção 3.1).

Almeida & Santos (2001), afirmam que

Em 1924, Louis De Broglie propôs a existência de ondas de matéria. A hipótese de De Broglie era de que o comportamento dual onda partícula da radiação também se aplicava a matéria. Assim como um fóton tem associado a ele uma onda luminosa que governa seu movimento, também uma partícula material (por exemplo um elétron) tem associada a ela uma onda de matéria que governa seu movimento.

Se uma partícula se comporta como onda, ela deve ter um comprimento de onda e uma frequência. De Broglie postulou que uma partícula livre com massa de repouso  $m$ , deslocando-se com velocidade não-relativística  $v$ , deve ter um comprimento de onda  $\lambda$  associado a seu momento linear (Young & Freedman, 2009)

$$p = mv \quad (27)$$

do mesmo modo que um fóton

$$\lambda = \frac{h}{p} \quad (28)$$

O comprimento de onda de De Broglie pode ser expresso por

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv} \quad (29)$$

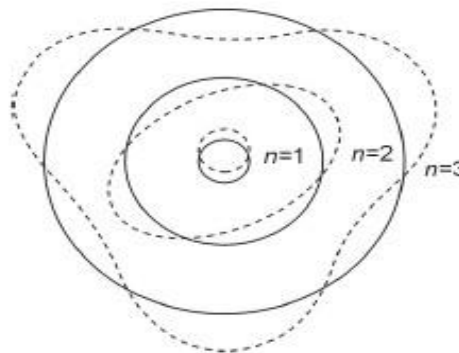
onde  $h$  é a constante de Planck,  $m$  é a massa da partícula e  $v$  sua velocidade.

#### 4.3.1 As ondas de de broglie e os níveis de energia de bohr

Na seção 3.2 enfatizamos os postulados de Bohr para a construção de um novo modelo atômico. Em um de seus postulados, vimos que Bohr assumiu a ideia de níveis de energia com elétrons circulando em órbitas fixas e com energia discreta. Nesta seção iremos associar este importante postulado de Bohr com o conceito dual da matéria de De Broglie, e apresentar um modelo atômico considerado um divisor de águas para um novo rumo da física: a física quântica.

Após De Broglie formular sua equação para o comprimento de onda da matéria (Eq. 29), ele relacionou sua hipótese ondulatória ao modelo de Bohr (fig.6). Segundo Pessoa Jr (2007), De Broglie mostrou que as órbitas para o átomo de hidrogênio são justamente aquelas cujas circunferências correspondem a um número inteiro do comprimento de onda do elétron. As órbitas corresponderiam assim às “ondas estacionárias” (no sentido usado na física clássica) em torno do núcleo.

Figura 6 - Ondas estacionárias correspondentes aos níveis de energia no modelo de Bohr



Fonte: (PESSOA JR, 2007)

Para que esta onda estacionária seja “distribuída” ao longo de uma órbita de Bohr, devemos associar o comprimento de onda com o raio e circunferência da órbita, logo obtemos

$$mvr = n \frac{h}{2\pi} \quad (30)$$

A Eq. (30) apresenta uma importante característica da física quântica, que é a quantização do momento angular do elétron. A partir daí uma partícula deixa de ser apenas um ponto geométrico e passa a ser descrita por uma função de onda.

#### 4.4 HEISENBERG E O PRINCÍPIO DA INCERTEZA

A mecânica clássica foi marcada pela ideia de que podíamos calcular a posição inicial e o momento (que é o produto da massa pela sua velocidade:  $p = mv$ ) de qualquer partícula de um sistema. Todavia, tal expressão não era considerada própria para lidar com sistemas microscópicos. Em 1927, o físico alemão Werner Heisenberg rompeu com as ideias clássicas e estabeleceu limitações sobre o momentum e a localização de um elétron, e ficou conhecido como Princípio da Incerteza de Heisenberg.

De acordo com Heisenberg, “pode medir-se com grande exatidão a posição [de um sistema quântico], mas então a influência do instrumento de medida dificulta em certo grau o conhecimento da velocidade; e inversamente, dificulta-se o conhecimento da posição ao fazer uma medida exata da velocidade(...)”. (HEISENBERG, [s.d] *apud* SILVA & CUNHA, 2008)

Heisenberg descobriu que quando se multiplica as incertezas existentes nas medidas de momentum e de posições de uma partícula, o resultado deve ser igual ou maior do que a constante de Planck,  $h$ , dividida por  $2\pi$ , uma constante que é representada por  $\hbar$ . (HEWITT, 2009).

O princípio da incerteza é dado por

$$\Delta p \Delta x \geq \hbar \quad (31)$$

Vale lembrar que o princípio da incerteza de Heisenberg é aplicado em fenômenos quânticos, onde há a interação entre natureza em seu nível atômico e o meio no qual a examinamos.

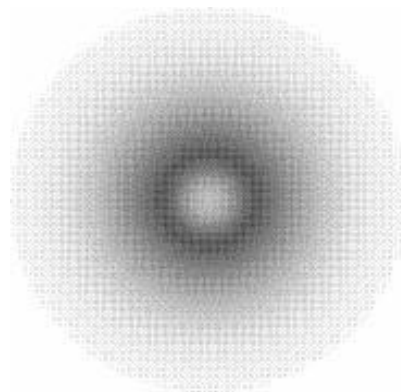
#### 4.5 UM POUCO SOBRE FUNÇÃO DE ONDA

Uma onda eletromagnética tem como principal característica a capacidade de se propagar sem a necessidade de um meio material. Esta gera perturbações com seus movimentos no meio em que se propaga, descritos na mecânica quântica através de uma função de onda, em que posição e tempo são variáveis ( $x$ ,  $t$ ). Nesta seção, iremos abordar a temática “função de onda” de uma maneira conceitual e associá-la com o modelo atômico atual.

Por volta de 1920, o cientista Erwin Schrödinger calculou uma equação que rege todo o comportamento das partículas, como: energia, velocidade, momento linear e posição. Esta equação é representada pela letra  $\Psi$  (Psi). A forma clássica de apresentar esta equação é através de coordenadas cartesianas.

Baseando-se em suas equações podemos afirmar que no modelo atômico atual, não é possível determinar a trajetória do elétron ao redor do núcleo, mas sim a probabilidade de encontrá-lo em certa região do espaço, como representado na figura abaixo:

Figura 7 - Modelo atômico atual: nuvem de elétrons.



Fonte: (SILVA, 20-?)

No modelo atômico quântico, substitui-se o termo órbita por orbital, sendo este caracterizado por níveis de energia bem definidos, com a probabilidade de se encontrar o elétron em determinada região do espaço, na Fig. (7), a região com cor mais intensa é a região com maior probabilidade de se encontrar um elétron.

## 5 O NÚCLEO ATÔMICO

Sabemos, a partir das experiências e observações realizadas pelos cientistas ao longo dos anos, que o núcleo de um átomo é muito pequeno em relação ao volume atômico. Nesta seção iremos apresentar as propriedades do núcleo como: raio, número de massa, número de prótons e número de nêutrons, veremos também a energia de ligação e a força necessária para que o núcleo permaneça íntegro.

### 5.1 PROPRIEDADES DO NÚCLEO

O núcleo atômico de todos os elementos que conhecemos é composto por prótons e nêutrons. Denominamos *número atômico*, ao número de prótons existentes no núcleo e representamos pela letra  $Z$ . O número de nêutrons é representado pela letra  $N$ . Ao número total de prótons e nêutrons no núcleo, chamamos de *núcleons* e designamos por  $A$ , que é o número de massa. Logo,

$$A = Z + N \quad (32)$$

Podemos designar um núcleo como



onde  $X$  representa o símbolo do elemento químico correspondente.

Núcleos com o mesmo número atômico  $Z$  chamam-se isótopos ( ${}^1_1H, {}^2_1H, {}^3_1H, {}^4_2He, {}^3_2He$ ), com mesmo número de massa  $A$  chamam-se isóbaros ( ${}^{40}_{18}Ar, {}^{40}_{20}Ca$ ), com mesmo número de nêutrons  $N$ , isótonos ( ${}^{13}_6C, {}^{14}_7N$ ). (Barrozo, 2012)

Podemos modelar o núcleo como uma esfera, onde o seu raio  $R$  depende do número total de núcleons. Podemos representar os raios de quase todos os núcleos pela equação

$$R = R_0 A^{1/3} \quad (33)$$

onde  $R_0$  é uma constante possuindo o valor de  $1,2 \times 10^{-15} \text{ m} = 1,2 \text{ fm}$  (fermi) e  $A$  é o número de núcleons ou número de massa com valor igual a  $1,66053886(28) \times 10^{-27} \text{ kg}$ , ou  $1 \text{ u}$  (unidade de massa atômica).

Usamos o termo nuclídeo para um átomo com determinado número atômico ( $Z$ ), número de massa ( $A$ ) e estado de energia. Para calcular a massa do nuclídeo, consideramos a massa do seu núcleo e a massa de todos os seus elétrons. Podemos expressar a massa de um nuclídeo por

$$M_{at}^{(AX)} = M^{(AX)} + ZM_e \quad (34)$$

Logo a massa do núcleo é

$$M^{(AX)} = M_{at}^{(AX)} - ZM_e \quad (35)$$

onde,  $M_{at}$  é a massa do próton ( $M_p=1,007276 \text{ u}$ ) mais a massa do nêutron ( $M_n=1,008665 \text{ u}$ ) vezes a quantidade do elemento ( $X$ ) e  $ZM_e$  é a massa do elétron ( $M_e=0,000548580 \text{ u}$ )

## 5.2 ENERGIA DE LIGAÇÃO, FORÇA NUCLEAR FORTE E QUARKS

Ao considerarmos um dado núcleo e somarmos as massas de todos os núcleons constituintes deste mesmo núcleo, observaremos que o valor obtido não será a mesmo encontrado na medida de sua massa.

A explicação está no princípio da equivalência massa-energia (dado pela equação  $E = mc^2$ ). Uma parte da massa dos constituintes é usada para manter os núcleons dentro do núcleo, ou seja, o que chamamos de energia de ligação do núcleo. (Avancini & Marinelli, 2009)

A energia de ligação do núcleo é dada por

$$E_b = (ZM_H + Nm_n - M^{(AX)}) c^2 \quad (36)$$

onde,  $ZM_H$  é a massa de prótons combinada com a massa de elétrons,  $M(\frac{A}{Z}X)$  é a massa do átomo neutro e  $c^2 = 931,5 \text{ MeV/u}$ .

Quase todos os núclídeos desde o mais leve até o mais pesado, tem energias de ligação no intervalo entre 7 e 9 MeV por núcleon (YOUNG & FREEDMAN, 2009). Para explicarmos o por que de elementos com massas diferentes possuem energias aproximadas devemos considerar as interações entre os núcleons, onde prótons e nêutrons se mantêm unidos através de uma força.

Rego (2013), afirma que:

A interação nuclear forte ou força nuclear forte é uma das quatro interações fundamentais da natureza, sendo as outras o eletromagnetismo, a interação fraca e a gravitação. Na escala atômica é cerca de 100 vezes mais forte do que o eletromagnetismo, que por sua vez é ordens de magnitude mais forte do que a interação força fraca e gravitação.

É a força responsável por manter o núcleo estável, garantindo a união dos quarks para então, formarem os prótons e nêutrons. Sua ação é de curto alcance, atuando em uma ordem de  $10^{-15} \text{ m}$  ou 1 Fermi do diâmetro nuclear. Podemos chamá-la também de força hadrônica, pois só se manifesta em hádrons, que são formados pela ligação do conjunto de quarks. De acordo com AVANCINI & MARINELLI, (2009)

Os seis quarks foram batizados por letras associadas a palavras inglesas, u (up), d (down), c (charme), s (strange), t (top) e b (bottom), em que esses rótulos são chamados de '**sabor**'. Como a carga do elétron foi tomada como referência, a carga do quark possui valor fracionário, isto difere completamente do que havia sido observado até então para a carga elétrica de todas as partículas conhecidas, que invariavelmente possuíam um número inteiro.

Os quarks u, c e t possuem carga ( $Q/e$ ) igual a  $+2/3$ , já os quarks d, s e b tem carga igual a  $-1/3$ . Acredita-se que estas sejam partículas elementares, uma vez que, para que haja a formação de outras partículas, como um próton, é necessário a união de dois quarks up e um down (u, d, u), já para que se forme um nêutron, são necessários dois quarks down e um up (d, u, d). O estudo dos quarks (e outras partículas) e da força forte que atua sobre estas é uma parte importante das pesquisas feitas para se compreender a estrutura da matéria, pois é a partir dessa interação que o núcleo se mantêm estável.

## 6 CONCLUSÃO

O presente trabalho é resultado de uma revisão bibliográfica. Neste apresentamos uma visão conceitual sobre a estrutura da matéria. De uma maneira geral, trabalhamos os problemas envolvendo a estrutura da matéria, os principais cientistas envolvidos na busca pela explicação da instabilidade atômica e os principais fenômenos ligados a este processo, e em alguns desses, para facilitar a compreensão, relacionamos com objetos ou curiosidades que observamos no dia a dia.

É de extrema importância que nos dias atuais se faça pesquisas relacionadas à estrutura da matéria, tendo em vista que, não se pode tratar fatos de nosso cotidiano de modo separado da ciência observada e estudada pelos alunos. Portanto, o presente trabalho deve ser visto como ponto de partida para novas pesquisas relacionadas à mecânica quântica, uma vez que nosso campus necessita de trabalhos com temáticas inovadoras e que estimule o discente a buscar sempre por mais conhecimento.

## REFERÊNCIAS

ALMEIDA, W.B. de; SANTOS, H.F. dos. Modelos teóricos para a compreensão da estrutura da matéria. In: \_\_\_\_\_. **Cadernos temáticos de química nova na escola**. n 4, [S. I.: s. n], 2001. p. 6-13.

ANCHIETA-SENA, J; FAUSTINO-SILVA-JR, D; PIO-SOUZA-ANTAS, F; BEZERRA-OLIVEIRA, K & SANTOS, R.P. Compreensão de modelos atômicos, formulação da mecânica quântica e suas aplicabilidades contemporâneas. In: CONGRESSO NORTE NORDESTE DE PESQUISA E INOVAÇÃO: ciência, tecnologia e inovação: ações sustentáveis para o desenvolvimento regional, 7, 2012, Palmas, TO. **Anais...** Palmas: IFTO, 2012.

ATTUX, R.; CRUZ, C. & SORIANO, D. Teoria atômica. In: \_\_\_\_\_. **Notas de aula do curso de EE300**. Cap. 3, [ S. I.: s. n], p. 1-13. 2012.

AVANCINI, S-S; MARINELLI, JR. **Tópicos de física nuclear e partículas elementares**. Florianópolis: UFSC/EAD/CED/CFM, 2009. 103p.

BARROS, Marcos Antonio; SOARES, Joana Menara S. Contribuições teóricas e abordagens históricas do Efeito Fotoelétrico. **Revista Sustinere**, [S. l.], v. 4, n. 2, p. 221–232, 2017. DOI: 10.12957/sustinere.2016.26216. Disponível em: <<https://www.e-publicacoes.uerj.br/sustinere/article/view/26216>>. Acesso em: 13 ago. 2017.

BARROZO, P. Propriedades de núcleos. In: \_\_\_\_\_. **Introdução à física nuclear e de partículas elementares**. São Cristóvão: Universidade Federal de Sergipe, CESAD, p. 7-19. 2012.

CABRAL, J.C. **Efeito Fotoelétrico**: uma abordagem a partir do estudo de circuitos elétricos. Dissertação de Mestrado. Lavras. Universidade Federal de Lavras, 2015. 131p.

COTTA, E.A. Física moderna: efeito fotoelétrico. In: \_\_\_\_\_. **Laboratório de física moderna**. 2ª ed. [ S. I.: s. n], 2009. não paginado.

D' ABRUZZO, A.L. **A aplicação de tópicos de história de química no processo de ensino e aprendizagem**: dificuldades dos alunos. Monografia de Conclusão de Curso. Bauru. Universidade Estadual Paulista. 2009. 34p.

EISBERG, R.M. Bohr's theory of atomic structure. In: \_\_\_\_\_. **Fundamentals of modern physics**. New York: Wiley&Sons, p. 110-138. 1961.

FOGAÇA, J. R. V. Os quarto números quânticos. Disponível em: <<https://amp/m.mundoeducacao.bol.uol.com.br.htm>> . Acesso em: 20 de fev., 2018.

HEWITT, P.G. A teoria quântica. In: \_\_\_\_\_. **Fundamentos de física conceitual**. 9ª ed. Porto Alegre: Bookman, p. 338-369. 2009.

JR, O.P. Os estados dos elétrons nos átomos. In: \_\_\_\_\_. **Física Quântica**. [S. I.; s. n.], p. 161-166. 2007.

JÚNIOR, O.C. **Texto e contexto para o ensino de física moderna e contemporânea na escola média**. Dissertação de Mestrado. São Paulo. Universidade de São Paulo, 2003. 109p.

LEVADA, C.L & LEVADA, M-M-O. A experiência de Rutherford completa 100 anos. **Ágora**, (URI. Cerro Grande) , v. 06, p. 51-56, 2011.

LIMA, C.R.A. **Tópicos de laboratório de física moderna**. [S.I.: s. n], 2013. 90p.

LIMA. D.C. **Evolução histórica do conceito físico da luz**. Trabalho de Conclusão de Curso. JI- Paraná. Universidade Federal de Rondônia, 2012. 115p.

MORA, N.D. & SIHVENGER, J.C. Teoria atômica. In: \_\_\_\_\_. **Apostila de química geral**. Foz do Iguaçu: [ s. n], p. 9-60. 2006.

OLIVEIRA, I. S. Revisitando a estranha natureza da realidade quântica. **Ciência Hoje**, 47: 42-46. 2011.

OLIVEIRA, Ó.A. de. & FERNANDES, J.D'Arc.G. **Quantização de energia e o modelo de Bohr**. Natal: EDUFRN, 2006. 280p.

PARENTE, F. A. G.; SANTOS, A. C. F. dos & TORT, A. C. Os 100 anos do átomo de Bohr. **Revista Brasileira de Ensino de Física**, 35: 4301- 4301-8. 2013.

PINHEIRO, L.A; COSTA, S.S.C; MOREIRA, M.A. Do átomo grego ao modelo padrão: os indivisíveis de hoje. **Textos de apoio ao professor de física**, 22: 2011. 107p.

REGO, R. A interação nuclear forte/ Força nuclear forte. *Ciência e Tecnologia*. 2013. Disponível em: <<https://cienciaetecnologias.com/forcanuclearinteracaonuclearforte/>> . Acesso em: 17 mar. 2017.

SALA, O. Uma introdução à espectroscopia atômica- o átomo de hidrogênio. **Quim. Nova**, 30: 1773-1775. 2007.

SANTOS, T.S. **Uma breve revisão histórica sobre a física moderna**. Trabalho de Conclusão de Curso. Campina Grande. Universidade Estadual da Paraíba, 2014. 48p.

SILVA, C. Os modelos atômicos. In: \_\_\_\_\_. **Elementos sobre física atômica**. [S. I., s. n], p. 1-6. 20-?.

SILVA, J-L-P-B; CUNHA, M-B-M. Para compreender o modelo atômico quântico. In: ENCONTRO NACIONAL DE ENSINO DE QUÍMICA, 14. 2008. Curitiba. **Anais...**Curitiba: UFPR. Não paginado.

TIPLER, P-A; MOSCA, G. **Física para cientistas e engenheiros**. Rio de Janeiro: LCT, 2012. 277p.

YOUNG, H-D.; FREEDMAN, R-A. **Física IV: ótica e física moderna**. São Paulo: Pearson, 2009.420p.