



UEPB

**UNIVERSIDADE ESTADUAL DA PARAÍBA
CAMPUS VIII
CENTRO CIÊNCIAS, TECNOLOGIA E SAÚDE
CURSO DE LICENCIATURA EM FÍSICA**

MARIA EDUARDA ALMEIDA FREIRE

**UMA ANÁLISE DA CONSTANTE DE RYDBERG A PARTIR DO ESPECTRO DE
HIDROGÊNIO E SÓDIO**

**ARARUNA
2021**

MARIA EDUARDA ALMEIDA FREIRE

**UMA ANÁLISE DA CONSTANTE DE RYDBERG A PARTIR DO ESPECTRO DE
HIDROGÊNIO E SÓDIO**

Trabalho de Conclusão de Curso apresentado ao Departamento do Curso Licenciatura em Física da Universidade Estadual da Paraíba, como requisito parcial à obtenção do título de Licenciado em Física.

Área de concentração: Física

Orientador: Prof. Dr. Mário César Soares Xavier

**ARARUNA
2021**

É expressamente proibido a comercialização deste documento, tanto na forma impressa como eletrônica. Sua reprodução total ou parcial é permitida exclusivamente para fins acadêmicos e científicos, desde que na reprodução figure a identificação do autor, título, instituição e ano do trabalho.

F886u Freire, Maria Eduarda Almeida.
Uma análise da constante de Rydberg a partir do espectro de hidrogênio e sódio [manuscrito] / Maria Eduarda Almeida Freire. - 2021.
27 p. : il. colorido.

Digitado.
Trabalho de Conclusão de Curso (Graduação em Física) - Universidade Estadual da Paraíba, Centro de Ciências, Tecnologia e Saúde, 2021.
"Orientação : Prof. Dr. Mário César Soares Xavier, Coordenação do Curso de Física - CCTS."
1. Física. 2. Hidrogênio. 3. Sódio. I. Título

21. ed. CDD 530

MARIA EDUARDA ALMEIDA FREIRE

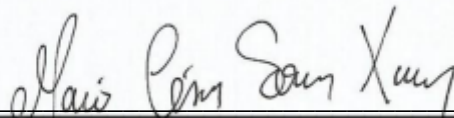
UMA ANÁLISE DA CONSTANTE DE RYDBERG A PARTIR DO ESPECTRO DE
HIDROGÊNIO E SÓDIO

Trabalho de Conclusão de Curso apresentado
ao Departamento do Curso Licenciatura em
Física da Universidade Estadual da Paraíba,
como requisito parcial à obtenção do título de
Licenciado em Física.

Área de concentração: Física.

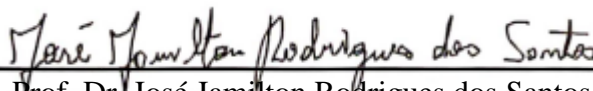
Aprovada em: 14 / 10 / 2021.

BANCA EXAMINADORA

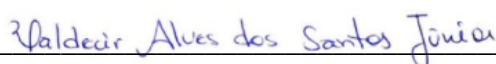


Prof. Dr. Mário César Soares Xavier
(Orientador)

Universidade Estadual da Paraíba (UEPB)



Prof. Dr. José Jamilton Rodrigues dos Santos
Universidade Estadual da Paraíba (UEPB)



Prof. Dr. Valdecir Alves dos Santos Junior
Universidade Estadual da Paraíba (UEPB)

A minha mãe, pela dedicação, companheirismo
e amizade, DEDICO.

LISTA DE FIGURAS

Figura 1 –	Espectroscópio de Bunsen e Kirchhoff.....	12
Figura 2 –	Espectro eletromagnético.....	13
Figura 3 –	Passagem da linha fina para uma linha alargada.....	14
Figura 4 –	Pêndulos simples acoplados.....	15
Figura 5 –	Espectro de energia do átomo de hidrogênio.....	17
Figura 6 –	Espectro de Hidrogênio nas linhas de emissão e absorção.....	17
Figura 7 –	Espectro de Sódio nas linhas de emissão e absorção.....	18
Figura 8 –	Equipamento utilizados.....	19
Figura 9 –	Montagem do experimento para o H.....	19
Figura 10 –	Registro do espectro de emissão do hidrogênio.....	20
Figura 11 –	Relação de Pitágoras.....	20
Figura 12 –	Montagem do experimento para o Na.....	21
Figura 13 –	Registro do espectro de emissão do Na.....	21

LISTA DE TABELAS

Tabela 01 - Medidas encontradas para H.....	22
Tabela 02 - Dados da relação de Pitágoras e seus respectivos comprimentos de onda para H..	22
Tabela 03 - Medidas encontradas para Na.....	25
Tabela 04 - Dados da relação de Pitágoras e seus respectivos comprimentos de onda para Na.....	25

SUMÁRIO

1	INTRODUÇÃO..	11
2	REVISÃO A LITERATURA	11
2.1	Surgimento da espectroscopia	11
2.2	Espectro eletromagnético	12
2.3	Espectro molecular	13
2.4	Alargamento de linhas atômicas	13
2.4.1	<i>Alargamento natural</i>	14
2.4.2	<i>Alargamento Doppler</i>	15
2.4.3	<i>Alargamento Colisional</i>	15
2.4.4	<i>Alargamento de campo cristalino</i>	15
2.5	Espectro do átomo de Hidrogênio	16
2.5.1	<i>Mudanças de energia no espectro de Hidrogênio</i>	16
2.6	Espectro do átomo de Sódio	17
3	METODOLOGIA	18
3.1	Parte experimental I: Hidrogênio	18
3.2	Parte experimental II: Sódio	21
4	RESULTADOS E DISCUSSÕES	22
4.1	Análise do espectro de H	22
4.2	Análise do espectro de Na	25
5	CONCLUSÃO	26
	REFERÊNCIAS	26

UMA ANÁLISE DA CONSTANTE DE RYDBERG A PARTIR DO ESPECTRO DE HIDROGÊNIO E SÓDIO

AN ANALYSIS OF THE RYDBERG CONSTANT FROM THE SPECTRUM OF HYDROGEN AND SODIUM

Maria Eduarda Almeida Freire*

RESUMO

A espectroscopia geralmente se encontra nas disciplinas de física e química. Uma de suas áreas é a espectroscopia eletromagnética, onde busca estudar os tipos de radiação com a matéria, é composta por comprimentos de onda e frequências, suas escalas variam das ondas de rádio aos raios gama, a luz visível se encontra próximo do infravermelho e ultravioleta. Podemos observar na faixa do visível diversos espectros de elementos químicos diferentes (Hidrogênio, Sódio, Mercúrio, Xênon, etc.). Objetivamos estudar a constante de Rydberg para o espectro de Hidrogênio e Sódio pelo método gráfico. A partir dos experimentos realizados e analisados graficamente, foi possível obter de forma coerente a constante de Rydberg para o hidrogênio. Para o espectro do sódio ocorreu uma discrepância no valor da constante, ocorrido por algum erro experimental, que buscamos analisar. Os dados obtidos foram exibidos por meio de imagens, tabelas e gráficos, afim de ser feita uma análise dos mesmos com a literatura.

Palavras-chave: Espectroscopia. Constante de Rydberg. Hidrogênio. Sódio.

ABSTRACT

Spectroscopy is usually found in the disciplines of physics and chemistry. One of its areas is electromagnetic spectroscopy, where it seeks to study the types of radiation with matter, it is composed of wavelengths and frequencies, its scales range from radio waves to gamma rays, visible light is found near infrared and ultraviolet. We can observe in the visible range different spectra of different chemical elements (Hydrogen, Sodium, Mercury, Xenon, etc.). We aim to study the Rydberg constant for the Hydrogen and Sodium spectrum by the graphical method. From the experiments carried out and analyzed graphically, it was possible to coherently obtain the Rydberg constant for hydrogen. For the sodium spectrum there was a discrepancy in the constant value, due to some experimental error, which we sought to analyze. The data obtained were displayed through images, tables and graphs, in order to analyze them with the literature.

Keywords: Spectroscopy. Rydberg constant. Hydrogen. Sodium.

* maria.eduarda.freire@aluno.uepb.edu.br

1 INTRODUÇÃO

Newton ao decompor a luz solar com um prisma descobriu o espectro, por cerca de quatro anos estudou sobre experimentos óticos, onde seus resultados foram publicados em seu livro “*Optiks*”, com fundamentos em seus experimentos elaborou a teoria sobre a natureza da luz (NAPOLEÃO). A partir disso, outros cientistas contribuíram para o surgimento da espectroscopia, como: Christiaan Huygens, Thomas Young, Albert Einstein, Joseph Fraunhofer, Robert Wilhelm Bunsen, Gustav Robert Kirchhoff.

A espectroscopia está dividida em muitas subdisciplinas, uma dessas é a espectroscopia eletromagnética formada por comprimentos de onda de 10^3m à 10^{-12}m , frequências de 10^4Hz à 10^{20}Hz . Isso nos mostra que quando maior for seu comprimento de onda, menor será a sua frequência.

O espectro do átomo de Hidrogênio (H) e Sódio (Na) estão situados na faixa do visível no espectro eletromagneto e podemos observar. H é composto por apenas um par de elétron-próton, contém uma série de linhas no vermelho (comprimento de onda mais longo) para o violeta (menor comprimento de onda), cujo seu espaçamento e intensidade diminui à medida que vai para a direção do violeta (SALA, 2007). O Na é composto por 11 pares de elétrons-próton, seu espectro obtém linhas muito próximas

Este trabalho é um estudo mais aprofundado, referente a disciplina de Laboratório IV que estudamos no curso de licenciatura em física. Com o objetivo geral de elaborar gráficos para determinar a constante de Rydberg por meio de dados obtidos na equação do coeficiente angular e linear. Por fim, realizar um estudo comparativo com a literatura.

2 REVISÃO DA LITERATURA

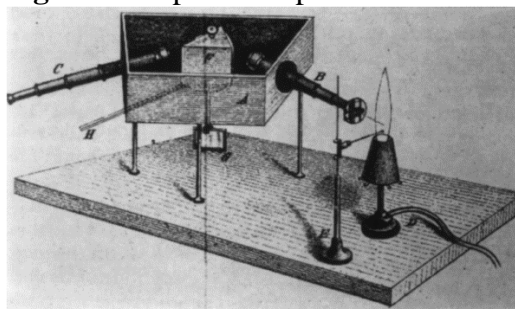
2.1 Surgimento da Espectroscopia

Em 1666, Isaac Newton utilizou um prisma para decompor a luz solar, que acarretou luzes de diferentes cores formando um arco-íris, a partir disso surgiu a espectroscopia. Newton por sua vez elaborou uma teoria sobre a natureza da luz, ou seja, afim de determinar se sua composição era de partículas, ou corpúsculo que surgem da fonte de luz. Porém Christiaan Huygens (1629 -1695) nesta mesma época escreveu em sua obra “*Traité de la Lumière*” que a luz deveria ter uma natureza ondulatória, diferente da teoria de Newton, ambos mantiveram suas teorias baseadas em experimentação. Thomas Young em 1801, realizou o experimento de fenda dupla, e foi demonstrado o fenômeno da interferência da luz, com isso o modelo corpuscular de Newton foi abandonado e a teoria ondulatória prevaleceu por 104 anos até Einstein demonstrar o efeito fotoelétrico, onde a luz comporta-se como partículas. Desse modo Newton e Huygens estavam certos em suas teorias.

“O jovem construtor de instrumentos ópticos alemão Joseph Fraunhofer, usando inicialmente prisma e depois grades de difração, constatou que os espectros solares na realidade contém centenas de linhas negras” (FILGUEIRAS, 1996, p. 22). Fraunhofer descobriu mais de 500 linhas e algumas fortes, que foram nomeados de A até K. Após muitas pesquisas e tentativas com vidros de composições diferentes e prisma de diferentes desenhos foi observado que estas linhas não eram causadas por difração, mas sim, pertenciam à natureza da luz. Fraunhofer não teve a oportunidade de estudar de forma mais aprofundada os motivos destas linhas espectrais serem escuras, porém a colaboração de Robert Wilhelm Bunsen e Gustav Robert Kirchhoff foram primordiais para esta descoberta. Durante o século XIX, foi desenvolvido por Bunsen o “Bico de Bunsen”, ou queimador de Bunsen, que se trata de um queimador onde sua chama era incolor, mas ao introduzir um elemento químico, esta chama modifica sua cor a depender da substância. Em seu laboratório, junto com Kirchhoff, tiveram a ideia de elaborar um

espectroscópio com o bico de Bunsen. Trabalharam com uma variedade de elementos químicos, resultando em um conjunto de linhas brilhantes.

Figura 1: Espectroscópio de Bunsen e Kirchhoff.

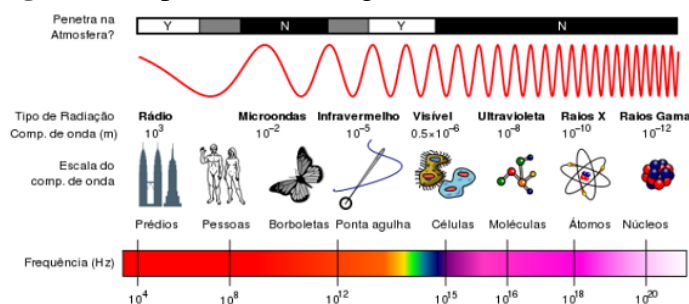


Fonte: FILGUEIRAS (1996, p. 23)

Seu experimento como visto na Figura 1 era composto por um queimador fixado ao suporte na mesa, um dispositivo que soprava o elemento químico próximo ao queimador, um tubo que direcionava a luz emitida para dentro da câmara escura que contém um prisma para decompor a luz e assim observar o espectro de um determinado elemento químico. Kirchhoff observou que as linhas de Fraunhofer eram escuras e a do seu experimento brilhosas. Para saber se estas linhas eram as mesmas de Fraunhofer, foi realizado o experimento com a luz solar através do vapor do sódio e depois com outros elementos químicos (cálcio, magnésio, cromo, zinco e ferro), e resultou que as linhas se tornavam mais escuras identificando as linhas de absorção. Decorrente a este episódio, surgiu às três leis da espectroscopia devido às experiências de Kirchhoff: (i) Espectro contínuo: é causado por corpos opacos quentes, mas especificamente, sólidos, líquidos e gasosos. (ii) Espectro de absorção: obtido quando o espectro contínuo atravessa um gás mais frio, estabelecendo as linhas de absorção de acordo com o elemento químico. (iii) Espectro de emissão: causado por gases menos densos, assim como o espectro de absorção, que as linhas aparecem de acordo com o elemento químico o espectro de emissão ocorre o mesmo, e para este caso não é necessário um gás frio. O papel de Bunsen e Kirchhoff foi primordial, pois a partir de suas descobertas vários outros físicos trabalharam com a espectroscopia, baseado em suas teorias.

2.2 Espectro Eletromagnético

Maxwell afirmou por meio de cálculos teóricos, não havendo experimentação que a luz é uma radiação eletromagnética, visto que suas cargas elétricas eram capazes de oscilar com qualquer velocidade, dando origem a radiações de todos os comprimentos de onda (OBERZINER et al., 2008). Por volta do século XIX, os únicos tipos de radiações conhecidas eram o visível, infravermelho e ultravioleta, em virtude das teorias de Maxwell. Vinte anos depois, o físico Heinrich Hertz mostrou que, ondas de rádio (descobertas pelo mesmo), se propagam com a velocidade igual à da luz visível. Por conseguinte, foram observadas outras radiações com diferentes frequências. O espectro eletromagnético é formado por comprimentos de ondas, radiações e frequência. Quanto maior for a sua frequência menor será o comprimento de onda (Figura 2).

Figura 2: Espectro eletromagnético.

Fonte: Barros (2018, p. 34)

Dividido em escalas, que varia das ondas de rádios até os raios gama, passando pelas micro-ondas, infravermelho, luz visível, ultravioleta e raio-x, sendo o comprimento de onda do rádio em torno de 10^3m e do raio gama em torno de 10^{-12}m . As transições espectrais vibracionais, rotacionais e eletrônicas podem ser encontradas neste espectro eletromagnético, o micro-ondas lida com o espectro rotacional, já o espectro rotacional-vibracional no infravermelho e a partir do visível em diante ocorre transições eletrônicas.

2.3 Espectro Molecular

O princípio de Franck-Condon é utilizado na espectroscopia para demonstrar a intensidade das mudanças de energia, ou seja, a passagem da transição eletrônica. Uma característica é que não ocorre nenhuma mudança significativa no núcleo da molécula. Como diz o enunciado:

O salto de um elétron durante uma transição molecular ocorre num tempo muito pequeno comparado com a escala de tempo do movimento nuclear, de modo que, imediatamente após o salto, os núcleos permanecem praticamente nas mesmas posições e nas mesmas velocidades de antes do salto. (HERZBERG, G. 1950 *apud* SILVA, P. 2015, p. 2).

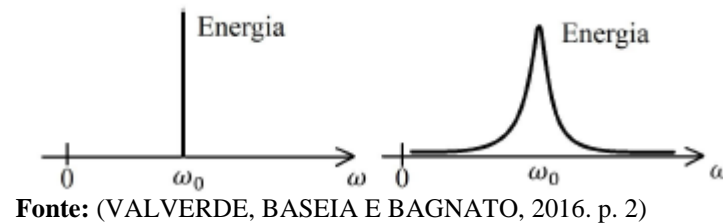
Diante disto, apresentaremos tipos de espectros ópticos que foram brevemente falados na seção anterior, estes espectros satisfazem o princípio de Franck-Condon. “O espectro rotacional pode medir a interação da radiação eletromagnética com os movimentos de rotação de um sistema molecular” (Claro, 2018, p.1)). Como também, analisa a emissão e absorção na região do micro-ondas que está no espectro eletromagnético, uma de sua particularidade é o estudo de moléculas em fase gasosa, pois é nessa fase que as moléculas andam livremente. É constituído por um grande número de linhas espectrais similares. Espectro vibracional, segundo CLARO (2018), é uma técnica que mede a interação da radiação eletromagnética com os movimentos de vibração de um sistema molecular. Para ocorrer um movimento vibracional, necessita que o sistema contenha átomos ligados entre si. Espectro rotacionais-vibracionais são transições de um nível rotacional que já está em um estado vibracional para outro estado vibracional, este espectro é constituído por um número de bandas, ou seja, linhas em um pequeno espaço. Espectro eletrônico são transições entre os estados eletrônicos, ou seja, transição dos estados rotacionais para vibracionais-rotacionais relacionado ao estado eletrônico. Pode estar no espectro de emissão e absorção.

2.4 Alargamento de linhas atômicas

“O mecanismo de alargamentos de linhas espectrais pode nos apresentar determinadas características físicas, ou seja, o alargamento da linha emitida pelo átomo é causado pela ação

de vários efeitos externos sobre ele” (VALVERDE, BASEIA E BAGNATO, 2016. p. 2). Diante disso, diversos mecanismos nos podem mostrar átomos chocando entre si, ou sendo influenciado pela aproximação dos átomos vizinhos, provocando o alargamento. Uma linha monocromática obtida com uma temperatura igual a zero absoluto, sem influência externas irá transforma-se em uma banda de linhas representando a frequência, portanto, esta linha será alargada (Figura 3).

Figura 3: Passagem da linha fina para uma linha alargada.



Portanto, podemos obter tipos de mecanismos de alargamentos que demonstram esse processo físico. Onde os mais conhecidos são o alargamento Natural, Doppler e colisional.

2.4.1 Alargamento Natural

Uma das causas para o alargamento natural está baseado no princípio de incerteza de Heisenberg, considerando ΔE a incerteza da energia e Δt o período de tempo. De início utilizamos a transformada de Fourier para saber a forma correspondente do seu alargamento. Aplicando a transformada de Fourier para uma função espectral:

$$f(\omega) = \frac{1}{\pi} \frac{\lambda}{(\omega - \omega_0)^2 + \lambda^2} \quad (01)$$

Substituindo $f(\omega)$ na transformada de Fourier, obtemos:

$$\mathfrak{F}[f(\omega)] = \int_{-\infty}^{\infty} \left(\frac{1}{\pi} \frac{\lambda}{(\omega - \omega_0)^2 + \lambda^2} \right) e^{-i\omega t} d\omega \quad (02)$$

Resolvendo esta integral pelo teorema de resíduos, onde é um método de cálculo para resolver integrais de funções analíticas de caminhos fechados e longos, obtemos o seguinte resultado:

$$e^{i\omega_0 t} e^{-\lambda t} \quad (03)$$

É se fizermos a transformada de Fourier inversa, voltaremos para a função lorentziana (Equação (01)). De acordo com o resultado obtido na Equação (03) a $e^{-\lambda t}$ pode nos mostrar o decaimento temporal do alargamento de linha lorentziana. Considerando $\Delta t = \tau$ o período de tempo excitado, chamado ‘tempo de vida da transição’, seu elétron apresenta um estado de energia particular e seu tempo de vida está relacionado com a largura ou incerteza na energia, o princípio de Heisenberg, quando ocorre uma transição ou um estado é excitado, garante que quando τ for reduzido, ΔE terá um aumento, já que a incerteza estará no nível de energia, ou quando acontece um aumento no período de tempo τ , ΔE será reduzido.

2.4.2 Alargamento Doppler

No ano de 1942, Christiaan Doppler trabalhou com um efeito que podia ser aplicado ao fenômeno ondulatório, sua primeira verificação foi com as ondas sonoras, onde um músico tocava em um trem em movimento, e dois observadores estavam em ambos os lados do trilho, um se aproximava e outro se afastava, foi visto que, de acordo com o que o trem se aproximava a frequência aumentava e o comprimento de onda diminuía e quando o trem se afastava o comprimento de onda aumentava e sua frequência diminuía, este fenômeno é chamado efeito Doppler. O alargamento Doppler nas linhas espectrais atômicas é devido a este efeito, pois, quando a temperatura do gás não é igual a zero, a velocidade dos átomos tende a aumentar, e é justamente neste ponto que o efeito Doppler, se colocarmos um detector de ondas eletromagnéticas próximo a esse átomo, que vibra, por exemplo, no eixo x, então no decorrer do tempo esse átomo se aproximara e se afastará do detector, causando o efeito Doppler.

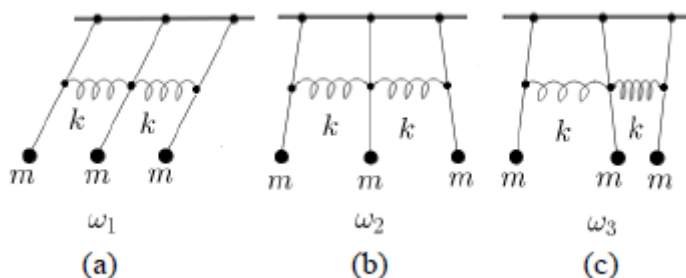
2.4.3 Alargamento Colisional

Este mecanismo ocorre quando o átomo é perturbado por sua vizinhança. A sua temperatura é diferente de zero, por esse motivo há inúmeras velocidades com direções e sentidos diferentes, o que ocasiona uma pressão sobre elas. Por este motivo, quando ocorre as colisões entre os átomos haverá um decaimento de seus níveis de energia. Este alargamento é semelhante ao natural, pois é considerado a transformação de cada linha fina em uma banda lorentziana, e como o alargamento natural tem o seu tempo de vida, o colisional tem o tempo de vida equivalente ao tempo que antecede o choque com outro átomo.

2.4.4 Alargamento de Campo Cristalino

Neste caso, um exemplo comum será o pêndulo, um pêndulo acoplado a outros dois, o central está ligado aos vizinhos por meio de molas fracas, como mostra a Figura (04), a frequência de oscilação de cada pêndulo isolado é chamada de $\omega_0 = \sqrt{\frac{l}{g}}$, portanto, podem oscilar juntos na mesma frequência $\omega_0 = \omega_1 = \sqrt{\frac{l}{g}}$, como pode ser em fase, isto é, $\omega_2 > \omega_1$ pois a camada de ω_2 será mais próxima que ω_1 , ocorre o mesmo processo para a frequência de ω_3 quando oscilar $\omega_3 > \omega_2 > \omega_1$. O alargamento de campo cristalino ocorre devido á influência dos átomos vizinhos como foi visto com o pêndulo, a consequência disto é uma banda continua de frequências.

Figura 04: Pêndulos simples acoplados.



Fonte: VALVERDE, BASEIA E BAGNATO (2016. p. 8)

Temos dois tipos de mecanismo para alargamento espectral, que são eles: homogêneos, é quando emitem átomos ou moléculas e a probabilidade de irradiar é igual, exemplo deste mecanismo é o alargamento natural e colisional. E o não-homogêneos, este mecanismo não emite átomos ou moléculas e ocorre radiações diferentes, exemplo disto é o alargamento Doppler e o campo cristalino.

2.5 Espectro do Átomo de Hidrogênio

Por volta de 1900, houve o surgimento do modelo atômico de Thomson, conforme Peixoto (1978, p.7) "átomos seriam pequenos corpos esféricos e pesados cuja massa estaria distribuída em toda sua extensão e teria carga elétrica positiva, no interior desta massa positiva estariam os elétrons negativos". O modelo de Thomson durou em média de 7 anos até a descoberta do novo modelo atômico de Rutherford. O modelo de Rutherford fala que seus átomos teriam um núcleo carregado positivamente e seria cercado por um sistema de elétrons, onde os núcleos e os elétrons se mantêm juntos pela força atrativa (PEIXOTO, 1978). Ambos modelos foram de grande importância para a evolução dos modelos atômicos. O físico Niels Bohr, um dos fundadores da física dos átomos, em 1913 buscou explicar como o espectro de hidrogênio se comportava na emissão e absorção. O átomo de hidrogênio é o mais simples, onde contém um elétron movendo-se em órbita circular ao redor do núcleo, mantido pela força elétrica atrativa com sinais opostos. A equação de Johann Balmer, Equação 04, tem uma expressão matemática que permitia calcular o comprimento de onda, porém o átomo de hidrogênio é limitado em quatro cores na absorção e emissão e Balmer não soube explicar. Bohr teve conhecimento desta equação e buscou hipóteses para explicar este fenômeno, uma delas é que o átomo de hidrogênio gira em torno do núcleo em uma órbita circular, como exemplo os planetas que giram em torno do Sol.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \text{ para } n = 3, 4, 5 \dots \quad (04)$$

Na Equação (04), temos λ que é o comprimento de onda, n é os níveis de energia e R uma constante.

2.5.1 Mudanças de energia no espectro de Hidrogênio

Só ocorre mudança de energia no átomo de hidrogênio quando emite ou absorve luz. Um elétron estando em seu estado fundamental só passa para outro estado excitado se receber uma energia maior. Portanto a energia que um elétron recebe para mudar de estado é dado da seguinte forma:

$$\Delta E = E_{alta} - E_{baixa} \quad (05)$$

O elétron só executa um salto quântico quando vai de um estado de menor energia para outro estado de maior de energia. Para isto acontecer a energia hf deve ser igual a ΔE .

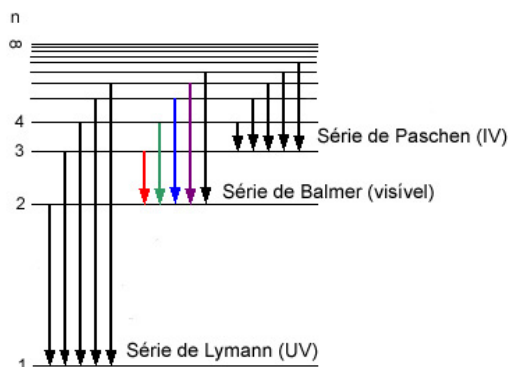
$$hf = \Delta E = E_{alta} - E_{baixa} \quad (06)$$

Realizando algumas modificações na equação 04, obtemos:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_{baixo}^2} - \frac{1}{n_{alto}^2} \right) \quad (07)$$

Onde $R = 109677 \text{ cm}^{-1}$ é a constante de Rydberg, para o espectro de hidrogênio os valores de energia é dado por, $n_{baixo} = 2$ e $n_{alto} = 3, 4, 5$ e 6 . Como mostra na Figura (05) os níveis de energia, o menor nível de energia é $n = 1$, onde é chamado de estado fundamental e pertence à *série de Lyman*. A partir do $n = 2$ em diante são estados excitados. Podemos corroborar que $n = 2$ pertence à *série de Balmer* e $n = 3$ a *série de Paschen*.

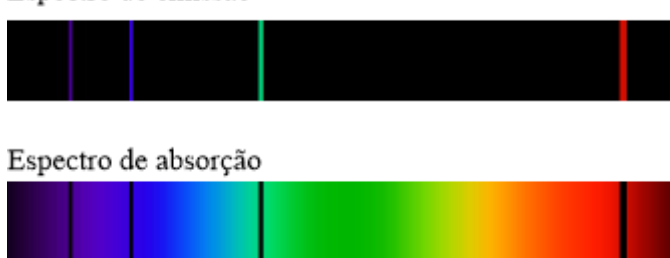
Figura 05: Espectro de energia do átomo de hidrogênio.



Fonte: Disponível em: < <http://www.fq.pt/atomo/espectro-do-atomo-de-hidrogenio> > Acesso em setembro. 2021.

A linha do espectro do hidrogênio pode ser vista nas linhas de emissão e absorção (Figura (06)). As quatro linhas da série de Balmer estão na faixa do visível, por essa razão conseguimos observar. Sua série de linhas se inicia com o maior comprimento de onda na cor vermelha se estendendo ao violeta com o menor comprimento de onda.

Figura 06: Espectro de Hidrogênio nas linhas de emissão e absorção



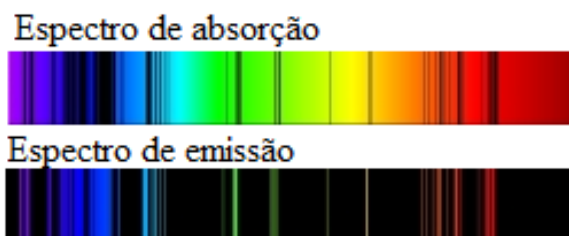
Fonte: Disponível em: < <http://www.fq.pt/atomo/espectro-do-atomo-de-hidrogenio> > Acesso em setembro. 2021
(com adaptações)

2.6 Espectro do Átomo de Sódio

O espectro do átomo de sódio está no grupo da tabela periódica dos metais alcalinos, é constituído por um núcleo fechado de 10 elétrons e um elétron adicional no estado 3s. Seu nível de energia pode ser elevado do estado normal para outro nível de energia mais elevado bombardeando-os elétrons é submetendo a altas temperaturas em uma chama podendo absorver radiação. Em um dos estados de maior energia pode ser dito que está em seu estado de excitação, e quando retorna ao seu estado inferior de energia, ocorre uma radiação na forma de fóton. O espectro do Sódio é composto por linhas muito próximas, algumas podem ser consideradas como

dubletos. Contém também a linha amarela, esta linha é chamada de linha D do sódio, constituída por duas linhas próximas como mostra a Figura 7.

Figura 07: Espectro de Sódio nas linhas de emissão e absorção



Fonte: Disponível em: < http://www.deboni.he.com.br/dic/quim1_011.htm > Acesso em setembro. 2021 (com adaptações)

O espectro de sódio apresenta uma estrutura mais complexa e com diversas séries, é composta pela fórmula de Balmer (Equação (04)) com modificações de acordo com o nível de energia do sódio.

$$v_s = R \left[\frac{1}{(3-p)^2} - \frac{1}{(n-s)^2} \right] \text{ com } n = 1, 2, 3 \dots \text{ (Série de Sharp)} \quad (08)$$

$$v_p = R \left[\frac{1}{(3-s)^2} - \frac{1}{(n-p)^2} \right] \text{ com } n = 1, 2, 3 \dots \text{ (Série principal)} \quad (09)$$

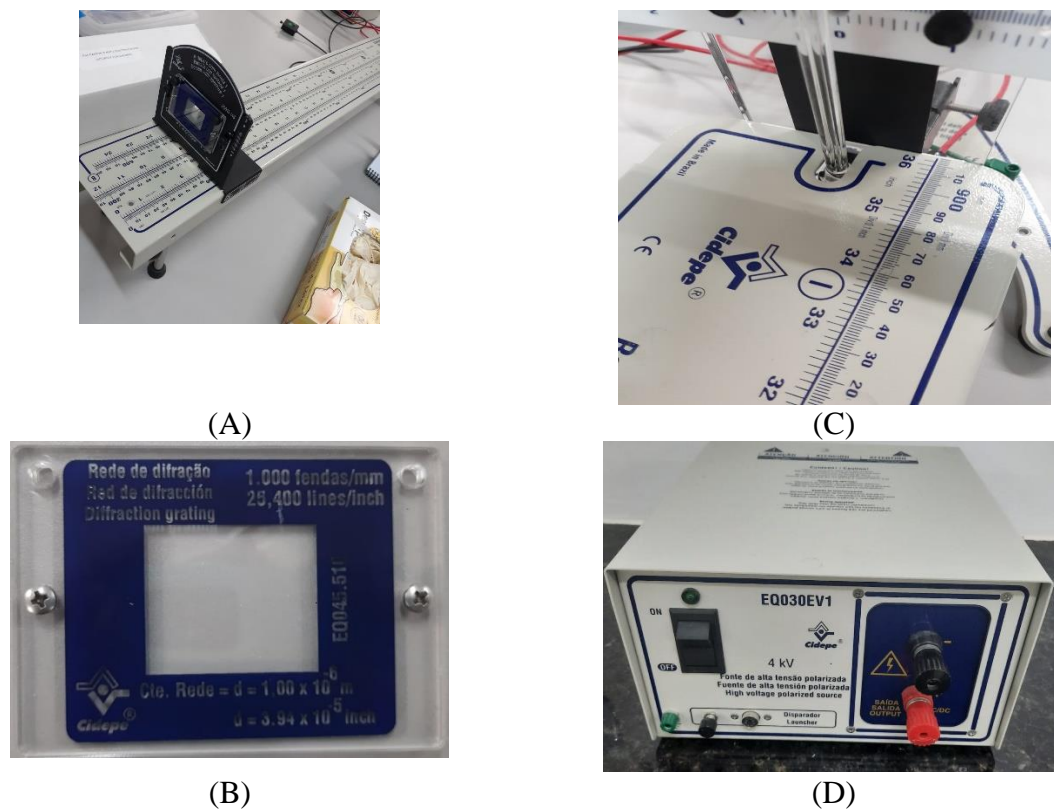
$$v_d = R \left[\frac{1}{(3-p)^2} - \frac{1}{(n-d)^2} \right] \text{ com } n = 1, 2, 3 \dots \text{ (Série de Diffuse)} \quad (10)$$

3. METODOLOGIA

3.1 Parte experimental I: Hidrogênio

Utilizamos os respectivos equipamentos para a realização do experimento de espectroscopia para o átomo de Hidrogênio (Figura (08)). Realizado no laboratório de Ótica da UEPB, Campus VIII, Araruna.

Figura 08: Equipamento utilizados.



Fonte: Próprio autor, 2021.

Como podemos visualizar na Figura (08). (A) bloco óptico com o atempero juntamente com a rede de difração (utilizamos dois bancos ópticos). (B) rede de difração (1000 fendas/mm). (C) ilustra a lâmpada de hidrogênio no seu respectivo lugar próximo ao banco óptico. (D) Fonte de alta tensão utilizada para ligar a lâmpada. Obtemos cuidados com os aparelhos manuseados, em foco o tubo espectral do Hidrogênio (lâmpada de Hidrogênio). A distância do tubo espectral ao anteparo da rede de difração foi de dois metros (chamado de L) como mostra a Figura (09).

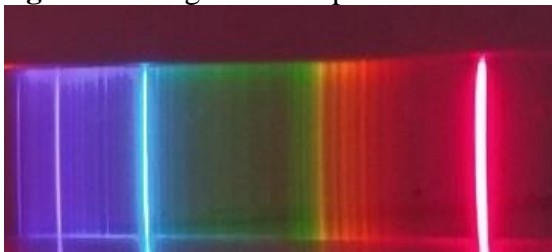
Figura 09: Experimento montado para o H.



Fonte: Próprio autor, 2021.

Ao ligar a lâmpada de H, aguardamos alguns segundos para a mesma esquentar, evitamos olhar diretamente para lâmpada ao estar acesa, por um longo período de tempo, pois é muito intensa e pode incomodar. Observamos pela rede de difração o espectro de linhas de emissão do H (Figura (10)).

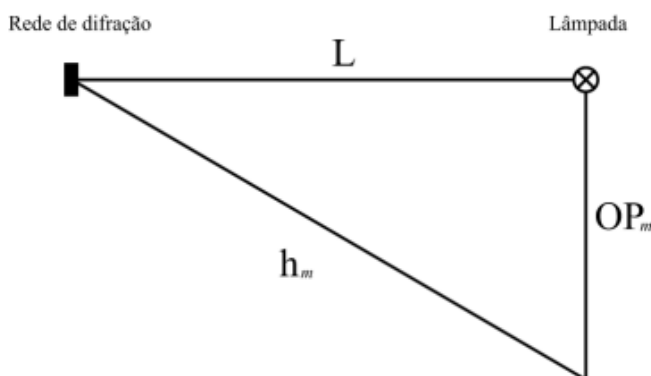
Figura 10: Registro do espectro de emissão do H.



Fonte: Próprio autor, 2021.

Obtemos a distância da origem (tubo espectral) até o ponto da respectiva linha do espectro de hidrogênio (vermelha, verde piscina e azul) dada na unidade de medida em mm, chamada de OP_m , onde $m = 1, 2, 3$. De acordo com a Figura 11, podemos calcular a distância entre a raia espectral e a rede de difração através da relação do triângulo retângulo (Teorema de Pitágoras) sendo esta distância chamada h_m .

Figura 11: Relação do triângulo retângulo (Teorema de Pitágoras).



Fonte: Próprio autor, 2021.

$$h_m^2 = OP_m^2 + L^2 \quad (11)$$

Para determinar o comprimento de onda, utilizamos a rede de difração. Neste experimento utilizamos uma rede de difração com 1000 fendas/mm, e a luz ao atravessar a rede de difração apresenta as franjas de interferências. Para determinar cada comprimento de onda utilizamos:

$$d \sin \theta = n \lambda \quad \text{onde } n = 1, 2, 3 \dots \quad (12)$$

Como mostra na Equação (12), d é a constante da rede de difração dada por $d = 1 \times 10^{-6}m$, seno do ângulo de θ é a medida do cateto oposto à θ sobre a hipotenusa, m é um número inteiro e λ o comprimento de onda. Organizando a equação (12), temos:

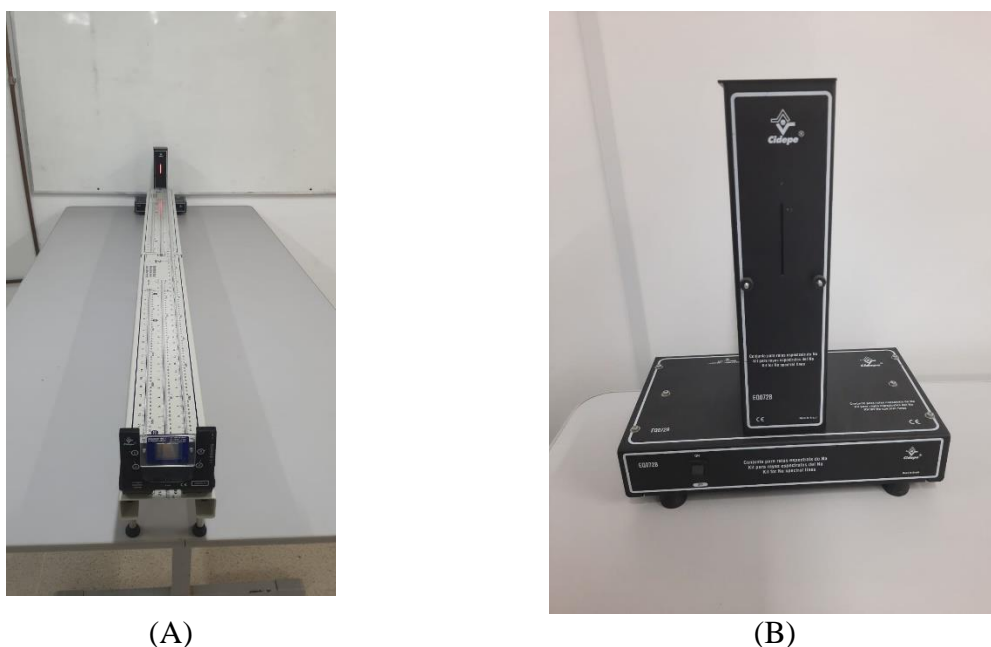
$$\lambda = \frac{d}{m} \cdot \frac{OP_m}{h_m} \quad (13)$$

Com o comprimento de onda obtido do espectro de Hidrogênio, podemos encontrar a constante de Rydberg de forma gráfica pelos valores da regressão linear e do coeficiente angular da equação de Balmer, equação (04). Após encontrar os determinados valores, iremos analisar com os dados obtidos do artigo publicado na revista SciELO (SALA, 2007^a).

3.2 Parte experimental II: SÓDIO

Para a realização do experimento com a lâmpada de Sódio, montamos o equipamento, não foi necessário a utilização da fonte de alta tensão, pois a lâmpada de Sódio do laboratório é um conjunto que inclui esta fonte para ser ligada como mostra a Figura 12.

Figura 12: Montagem do experimento para o Na



Fonte: Autor Próprio, 2021.

Podemos observar na Figura 12, o experimento montado, idêntico ao hidrogênio, com a mesma distância $L = 2m$. Procuramos também não olhar diretamente para a luz, pois pode causar incômodo. Ao ligar a lâmpada aguardamos alguns segundos para a mesma esquentar, em seguida observamos o espectro de emissão do Na pela rede de difração (Figura 13).

Figura 13: Registro do espectro de emissão do Na.



Fonte: Próprio autor, 2021.

Obtemos a distância do tubo espectral até o ponto das respectivas linhas. Esta distância chamamos de OP_m . Para este caso buscamos obter a medida das linhas mais intensas, sem o

auxílio de algum instrumento que nos pudesse mostrar a distância entre as linhas. Realizamos o mesmo procedimento para calcular a distância entre a raia espectral e a rede de difração utilizando equação (11). Para o comprimento de onda das linhas encontradas do Sódio utilizamos a Equação (13). Portanto, com os dados obtidos, buscamos encontrar a constante de Rydberg de forma gráfica. Para assim realizar uma análise com a literatura (SALA,2007b).

4 RESULTADO E DISCUSSÕES

4.1 Análise do espectro de H

A partir da análise do espectro de hidrogênio, como mostra na Figura (10), obtemos três linhas de emissão (vermelho, verde piscina e azul). Para encontrar o comprimento de onda dessas linhas, inicialmente medimos a distância OP_m das respectivas linhas e a medida de L .

Tabela 01: Medidas encontradas para H

L (mm)	OP_m	Cor	Distância (mm)
2000	OP_1	Vermelho	1730
2000	OP_2	Verde Piscina	1115
2000	OP_3	Azul	967,5

Fonte: Autor próprio, 2021.

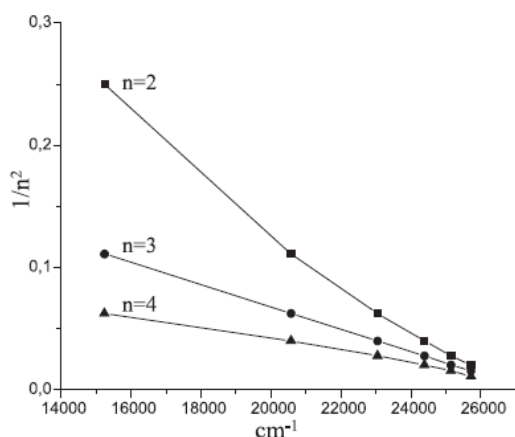
A seguir com os dados da Tabela (01), podemos realizar o cálculo com o teorema de Pitágoras (Equação (11)), com a obtenção destes valores encontramos os determinados comprimentos de onda (Equação (13)).

Tabela 02: Dados da relação de Pitágoras e seus respectivos comprimentos de onda para H.

h_m (mm)	λ (m)
2644,409	$654,21 \times 10^{-9}$
2289,809	$486,94 \times 10^{-9}$
2221,724	$435,47 \times 10^{-9}$

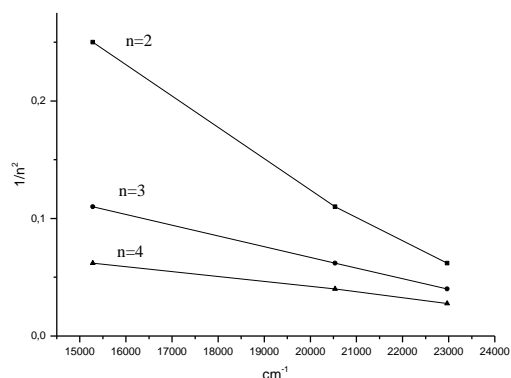
Fonte: Autor Próprio, 2021.

É perceptível que os comprimentos de ondas não são igualmente espaçados, mas é visto uma diminuição de seus espaçamentos. Ao realizar o gráfico do número de onda em função de $1/n^2$. O número de onda é característico da radiação eletromagnética, é obtido por $\nu = 1/\lambda$. De acordo com a equação de Balmer o nível de energia se inicia com $n = 2$. Portanto, os gráficos obtidos serão com $n = 2, 3$ e 4 e seus números de onda está na faixa 14000 a 26000cm^{-1} . Vale salientar que em todos os gráficos apresentados: o gráfico (A) será o teórico e (B) será os obtidos em nosso experimento.

Gráfico 01: $1/n^2$ em função do número de onda.

Fonte: SALA (2007a)

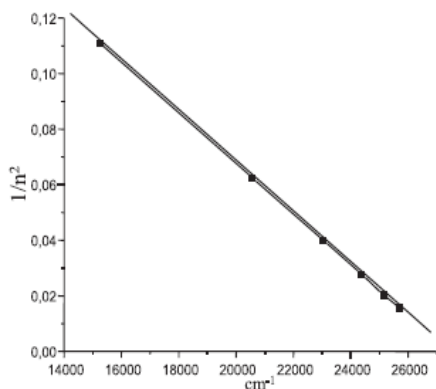
(A)



Fonte: Autor Próprio, 2021.

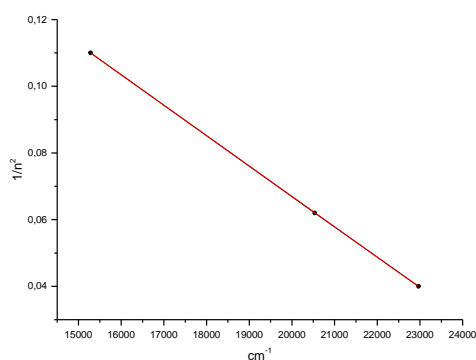
(B)

Realizando a análise dos gráficos, onde o gráfico (A), são encontrados mais pontos e o (B) apenas três pontos. Nota-se que no gráfico (A) e (B) ocorrem uma pequena inclinação no $n = 2$ e $n = 4$. Apenas o $n = 3$ obtém-se uma reta, isso nos diz que as transições de energia ocorrem a partir de $n = 3$ para $n = 2$, que é de acordo com a equação de Balmer. Se analisamos o gráfico com $n = 3$, junto com a regressão linear podemos afirmar que a série espectral resulta em n maiores ou iguais a 3 para a órbita de $n = 2$.

Gráfico 02: Curva de $n = 3$ com sua regressão linear.

Fonte: SALA (2007a)

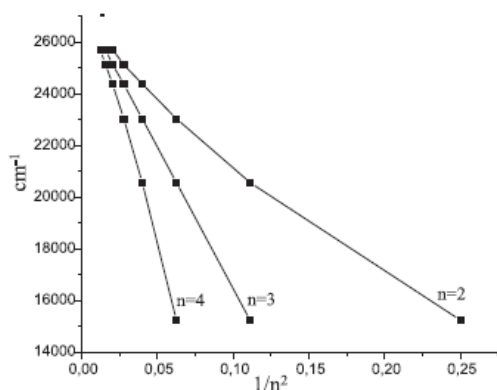
(A)



Fonte: Autor Próprio, 2021.

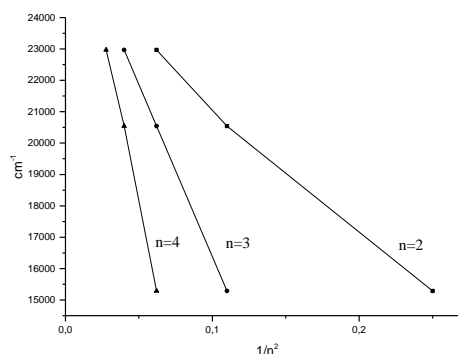
(B)

Os respectivos gráficos mostram o que esperávamos, a sua regressão linear com seus determinados pontos. Agora para melhor obtenção dos dados, vamos construir um gráfico como o anterior (Gráfico 01), trocando as coordenadas, para obter uma equação que no momento não tem significado preciso.

Gráfico 03: número de onda em função de $1/n^2$.

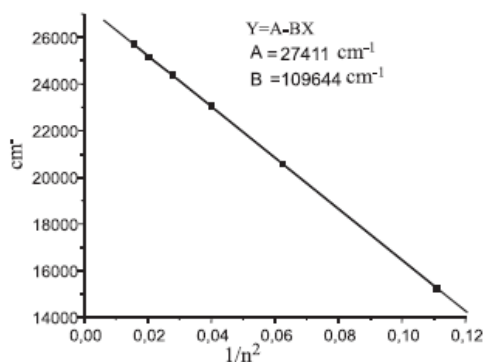
Fonte: SALA (2007a)

(A)



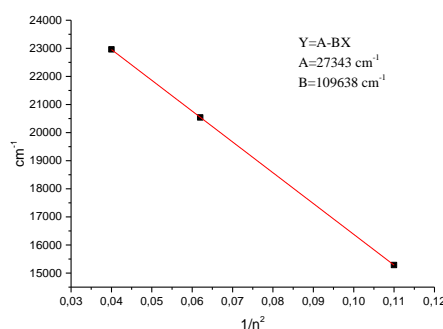
Fonte: Autor Próprio, 2021.

(B)

Gráfico 04: Curva de $n = 3$ com sua regressão linear e seus valores do coeficiente linear e angular.

Fonte: SALA (2007a)

(A)



Fonte: Autor Próprio, 2021.

(B)

A partir de $n = 3$, que podemos obter uma relação linear. De acordo com o gráfico 4, encontramos os valores do coeficiente linear e angular, ao ser analisados os valores o, podemos observar que o valor do gráfico (A) é aproximado do valor do gráfico (B). A equação utilizada para encontrar o coeficiente angular e linear do gráfico 04, pode ser escrita da seguinte forma:

$$v = 27343 - 109638 \frac{1}{n^2} \quad (14)$$

Se analisarmos está equação, nota-se que o coeficiente linear é aproximadamente $1/4$ do nosso coeficiente angular que está multiplicando $1/n^2$. Está equação é semelhante a equação de Balmer (Equação (4)), reescrevendo, temos:

$$v = \frac{27343}{4} - \frac{1}{n^2} = 109638 \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right] \text{ ou } v = R \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right] \quad (15)$$

4.2 Análise do Espectro do Na

A partir da análise do espectro de sódio, como mostra a Figura 13, obtemos quatro linhas de emissão. A Tabela 3 mostra as medidas encontradas de L , OP_m e suas determinadas cores.

Tabela 03: Medidas encontradas para Na.

L (mm)	OP_m	Cor	Distância (mm)
2000	OP_1	Vermelho	1682
2000	OP_2	Amarelo	1470
2000	OP_3	Verde	1392
2000	OP_4	Verde Claro	1161

Fonte: Autor próprio, 2021.

Com os dados da Tabela 3, realizamos o cálculo de Pitágoras com a Equação (11), como também os valores dos comprimentos de onda (Equação (13)).

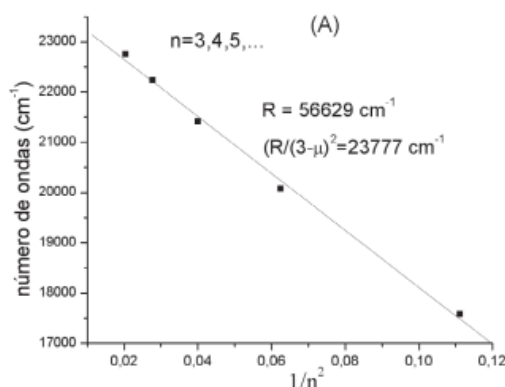
Tabela 04: Dados da relação de Pitágoras e seus respectivos comprimentos de onda para Na.

h_m (mm)	λ (m)
2613,259	$643,641 \times 10^{-9}$
2482,116	$592,23 \times 10^{-9}$
2436,732	$571,25 \times 10^{-9}$
2312,557	$502,04 \times 10^{-9}$

Fonte: Autor Próprio, 2021.

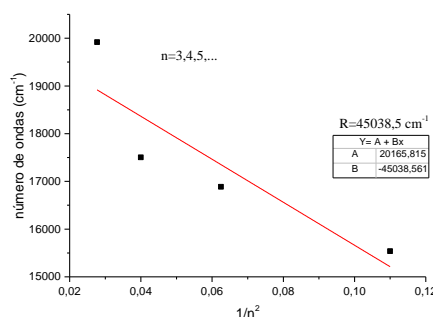
Obtendo os valores de λ e plotando um gráfico com o número de ondas ($\nu = 1/\lambda$) em função de $1/n^2$, obtendo a constante de Rydberg. Neste caso iniciaremos nosso n a partir de 3 com suas regressões lineares.

Gráfico 05: Número de onda em função de $1/n^2$ para $n = 3$.



Fonte: SALA (2007b)

(A)

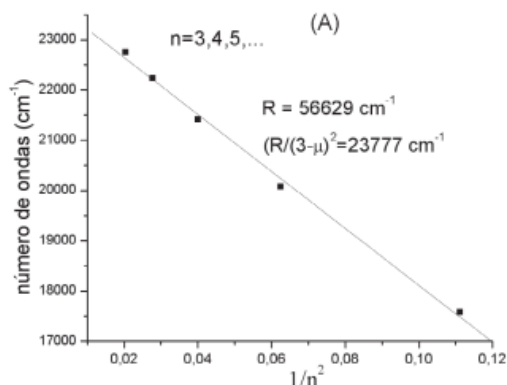


Fonte: Autor Próprio, 2021.

(B)

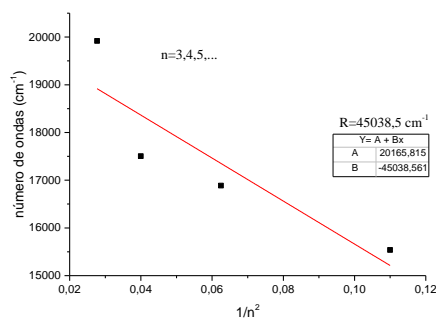
No gráfico (A) temos pontos mais próximos da reta de regressão e o valor da constante de Rydberg é 56629cm^{-1} , enquanto no gráfico (B) os pontos estão mais dispersos com sua constante de $R = 45038\text{cm}^{-1}$, é perceptível que os valores de R não se aproximaram ao valor teórico. Após tentativa com $n = 3$, é visto no gráfico (A) que houve uma inclinação, realizaremos uma nova análise com n a partir de 4.

Gráfico 06: Número de onda em função de $1/n^2$ para $n = 4$.



Fonte: SALA (2007b)

(A)



Fonte: Autor Próprio, 2021.

(B)

No gráfico (A) é visto uma reta de regressão perfeita, além do valor de R ser bem próximo ao teórico, assim permitindo o cálculo de μ_p da *série Diffuse*. O gráfico (B) novamente houve uma discrepância em seus pontos, o valor da constante R não está de acordo com o valor teórico, pois a obtenção dos comprimentos de onda das linhas espectrais não foi medida com uma precisão satisfatória, por falta de equipamento como um espectrômetro.

5 CONCLUSÃO

Este trabalho visou analisar experimentalmente, através do espectro do átomo de H e Na a constante de Rydberg com seu valor teórico $R = 109677\text{cm}^{-1}$. De forma gráfica buscamos comparar os resultados obtidos e analisar com o valor teórico (SALA, 2007^a) e (SALA, 2007b).

Para o espectro de hidrogênio os gráficos obtidos foram satisfatórios, pois mostrou graficamente, que os níveis de energia é a partir de $n = 3$ para $n = 2$. Comprovando a série de Balmer. Para o espectro de Na, os gráficos nos mostraram uma discrepância, por conta da falta de instrumentos adequados, como o espectrômetro, que seria ideal para a medição das intensidades das linhas e conseqüentemente, a partir dos dados obtidos, plotar o gráfico com dados mais precisos.

REFERÊNCIAS

BARBOSA, Piscila Mayana Torres. **Interação de um laser com um vapor atômico ressonante em uma cavidade ótica de baixa finesse: Estudo sistemático da transmitância e aplicações**. 2014. Dissertação (Mestrado em Física) – Universidade Federal da Paraíba, João Pessoa, 2014.

BARROS, Alice Lubanco Leal. **Uma Abordagem sobre o espectro eletromagnético por meio de Estudos de Caso**. 2018. Tese (Doutorado em Física) – Instituto Federal de Educação, Ciências e Tecnologia Fluminense, Campos dos Goytacazes, 2018.

CLARO, Paulo Ribeiro. **Espectroscopia Rotacional**, Rev. Ciência Elementar, V. 6.

FILGUEIRAS, Carlos. **A espectroscopia e a química – Da descoberta de novos elementos ao limiar da teoria quântica**. Química Nova na Escola, v. 3, p. 22-25, 1996.

HALLIDAY, David; RESNICK, Robert; KRANE, Kenneth S. **Fundamentos de física**, v.4, LTC, 2009.

Herzberg, Gerhard. **Molecular Spectra and molecular structure – Vol I**. [S.I.]: Read Books Ltd, 2013. V.1.

Oberziner, Ana Paula Bertoldi et al. **As equações de Maxwell e aplicações**. Florianópolis, SC, 2018.

PEIXOTO, Eduardo Motta Alves. **Química quântica parte I: o átomo de Hidrogênio**. Química Nova, v.1, 1978.

SALA, Osvaldo. **Uma introdução à espectroscopia atômica: o átomo de Hidrogênio**. Química Nova, SciELO brasil, v. 30, p. 1773-1775,2007.

SALA, Osvaldo. **Uma introdução à espectroscopia atômica II: o espectro do Sódio**. Química Nova, SciELO brasil, v. 30,n.8, p. 2057-2061,2007.

SANTOS, Márcio Gabriel dos, **Estudo teórico dos perfis de linhas do Hidrogênio perturbado por colisão com prótons**. 2012. Tese (Doutorado em Física) – Universidade Federal do Rio Grande do Sul, Porto Alegre, 2012.

SEMAT, H; ALBRIGHT, J.R. **Introduction to Atomic and nuclear physics**. Springer Science & Business Media, 2012.

VALVERDE, C; BASEIA, B; BAGNATO, VS. **Mecanismo de alargamento de linhas espectrais atômicas**. Revista brasileira de ensino de física, SciELO Brasil, v. 38, 2016.

AGRADECIMENTOS

Agradeço primeiramente a DEUS, pois ele é o responsável pela minha fé, força e determinação para essa conquista.

Ao meu orientador Dr. Mário César Soares Xavier, pela orientação.

A minha família, principalmente a minha mãe que deu todo apoio durante a graduação e por sempre ter acreditado em mim.

Aos meus colegas de estudos: Acson Clementino, Jansen Felix e Francielho Fernandes pela preocupação para que esse trabalho acontecesse.

Aos demais integrantes do grupo Fotônica, por todos os momentos compartilhados durante a graduação.