

UNIVERSIDADE FEDERAL DO RIO DE JANEIRO
INSTITUTO DE QUÍMICA
LICENCIATURA EM QUÍMICA

RODRIGO DA SILVA NEU

AVALIAÇÃO DA ABORDAGEM DO MODELO QUÂNTICO
EM LIVROS DE ENSINO MÉDIO

RIO DE JANEIRO

NOVEMBRO / 2012

RODRIGO DA SILVA NEU

**AVALIAÇÃO DA ABORDAGEM DO MODELO QUÂNTICO
EM LIVROS DE ENSINO MÉDIO**

Trabalho apresentado à Coordenação do Curso de Graduação de Licenciatura em Química, da Universidade Federal do Rio de Janeiro, como requisito obrigatório para aprovação na disciplina Projeto Final de Curso.

Orientador: Prof. Dr. Mauro dos Santos de Carvalho

RIO DE JANEIRO

NOVEMBRO / 2012

FOLHA DE APROVAÇÃO

Curso: Licenciatura em Química

Licenciando: Rodrigo da Silva Neu

Título da Monografia: Avaliação da Abordagem do Modelo Quântico em Livros de Ensino Médio

ORIENTADOR:

Professor Dr. Mauro dos Santos de Carvalho (DFQ/IQ/UFRJ)

BANCA EXAMINADORA:

Márcio José Estillac de Mello Cardoso (DFQ/IQ/UFRJ)

Juan Omar Machura Herrera (DQI/IQ/UFRJ)

Rio de Janeiro
Novembro / 2012

RESUMO

Este trabalho teve como objetivo analisar a abordagem do modelo quântico em alguns livros de química de ensino médio a partir da seleção de alguns tópicos importantes para a sua compreensão como: introdução às ondas eletromagnéticas e suas características, radiação do corpo negro e energia de quantização, efeito fotoelétrico, espectros de emissão, comportamento ondulatório da matéria, o princípio da incerteza de Heisenberg, as implicações da equação de Schrödinger e a distribuição eletrônica nos orbitais.

Embora os livros didáticos selecionados apresentem a maioria destes tópicos, o objetivo e a importância do ensino do modelo quântico não estão bem definidos. O resultado desta análise e a escassez de material didático adequado pretendem formular uma proposta para a abordagem deste modelo.

ABSTRACTS

This study aimed to analyze the quantum model approach in some chemistry high school textbooks from the selection of some important topics for its understanding as: introduction to electromagnetic waves and their characteristics, black body radiation and energy quantization, photoelectric effect, emission spectra, wave behavior of matter, the uncertainty principle of Heisenberg, the implications of the Schrödinger equation and electronic distribution in orbitals.

Although textbooks have selected most of these topics, the purpose and importance of teaching the quantum model are not well defined. The result of this analysis and the lack of adequate teaching materials intended to formulate a proposal for dealing with this model.

SUMÁRIO

1. INTRODUÇÃO.....	7
1.1. OBJETIVO	9
2. A COMPARAÇÃO DOS LIVROS DIDÁTICOS E A PROPOSTA PARA A APRESENTAÇÃO DO MODELO QUÂNTICO	9
2.1. COMPARAÇÃO ENTRE OS LIVROS SELECIONADOS PARA A ABORDAGEM DO MODELO QUÂNTICO	9
2.1.1. INTRODUÇÃO ÀS ONDAS ELETROMAGNÉTICAS E SUAS CARACTERÍSTICAS .	10
2.1.2. A RADIAÇÃO DO CORPO NEGRO E A ENERGIA DE QUANTIZAÇÃO	12
2.1.3. O EFEITO FOTOELÉTRICO E OS FÓTONS.....	13
2.1.4. O ESPECTRO DE EMISSÃO OU ESPECTRO DE LINHAS	14
2.1.5. O COMPORTAMENTO ONDULATÓRIO DA MATÉRIA	15
2.1.6. O PRINCÍPIO DA INCERTEZA.....	17
2.1.7. A MECÂNICA QUÂNTICA E A EQUAÇÃO DE SCHRÖDINGER	19
2.1.8. ORBITAIS	20
2.1.9. NÚMEROS QUÂNTICOS	21
2.1.10. O PRINCÍPIO DE EXCLUSÃO DE PAULI	23
2.1.11. DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA NOS ORBITAIS	24
2.2. SINOPSE DO RESULTADO DA ANÁLISE	25
2.3. A ANÁLISE CRÍTICA DOS LIVROS DIDÁTICOS	27
2.3.1. Livro: Química, 1. São Paulo: FTD, 2009. Autor: Dalton Franco.....	27
2.3.2. Livro: Química: química geral. São Paulo: FTD, 2007. Autor: Martha Reis.....	28
2.3.3. Livro: Química, 1 – 7ª ed. São Paulo: Moderna, 2008. Autor: Ricardo Feltre	28
2.3.4. Livro: Química na Abordagem do Cotidiano. V. 1. Química geral e inorgânica. São Paulo: Moderna, 2003. Autores: Tito e Canto.....	29
2.3.5. Livro: Química, volume único. 7. Ed. Reformulada. São Paulo: Saraiva, 2006. Autores: Usberco e Salvador.....	29
2.4. PROPOSTA DE ABRODAGEM DO MODELO QUÂNTICO.....	30
2.4.1. OS CONCEITOS INICIAIS PARA A COMPREENSÃO DO MODELO QUÂNTICO.....	30
2.4.2. OS FENÔMENOS INTRODUTÓRIOS PARA O MODELO QUÂNTICO: A RADIAÇÃO DO CORPO NEGRO, O EFEITO FOTOELÉTRICO E OS ESPECTROS DE EMISSÃO	30
2.4.4. O INÍCIO DA MECÂNICA QUÂNTICA: A EQUAÇÃO DE SCHRÖDINGER	31

2.4.5. O CONCEITO DE ORBITAL, NÚMEROS QUÂNTICOS E SUA RELAÇÃO COM A EQUAÇÃO DE SCHRÖDINGER	32
2.4.6. A DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA NOS ORBITAIS.....	32
3. CONCLUSÃO	32
4. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....	33

1. INTRODUÇÃO

Os modelos atômicos ou teorias atômicas, como são introduzidos no ensino médio, abordam a elaboração do conceito de átomo no campo da ciência. Iniciando pela ideia dos gregos até o modelo atômico baseado na mecânica quântica. No entanto, este último passou a ser menos discutido na sala de aula, devido à complexidade da sua compreensão e a dificuldade de sua aplicação dentro do ensino de química. Quando o modelo é abordado nos livros didáticos, na sua maioria, seu objetivo se limita a apresentação de números quânticos e regras de distribuição em orbitais. Em vestibulares e concursos, ele vem sendo cada vez menos exigido, fazendo parte ainda do programa de poucos concursos, como os de acesso ao ensino superior do Instituto Militar de Engenharia (IME) ou do Instituto Tecnológico da Aeronáutica (ITA).

A compreensão do modelo quântico requer um conhecimento preliminar de alguns tópicos de física como as ondas eletromagnéticas. Para um entendimento mais aprofundado, é necessário o conhecimento de leis físicas e cálculos mais complexos.

Um outro fator que contribui para o abandono do modelo quântico no ensino de química seria a escassez de um material adequado para a sua compreensão. Um material que ilustre o seu desenvolvimento, sua importância, que faça a conexão com outros modelos e mostre a necessidade de sua utilização para explicar as ligações entre os átomos, entre outros fenômenos.

O conceito de átomo é um dos mais importantes na química, dado seu poder explicativo. O modelo atômico contemporaneamente empregado na pesquisa em química deriva, em grande parte, de conceitos oriundos da teoria quântica. De fato, ao longo do século XX, esta teoria constituiu-se como uma orientação importante para o estudo da matéria, de modo que, tornou-se um componente indispensável do pensamento químico atual (SILVA; CUNHA, 2008).

No entanto, para a demonstração do modelo e seu desenvolvimento, o conteúdo de ondas e espectro eletromagnético, provenientes da física, seriam suficiente. Além disso, é essencial que haja uma transposição didática do assunto, pois sua elaboração envolve uma linguagem científica além do conhecimento adquirido pelos alunos do ensino médio.

Para que os alunos possam se apropriar desses conhecimentos é necessária uma organização do processo de ensino-aprendizagem. Ou seja, a linguagem aplicada na ciência não é a mesma linguagem utilizada em sala de aula (DOMINGUINI, 2008)

Segundo as orientações dos Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN+), o modelo quântico para explicar a estrutura da matéria deve ser abordado sem a introdução de tantos conceitos, devido à complexidade do assunto e para que não desvie das habilidades e competências propostas para o ensino de química.

Os modelos explicativos dos fenômenos químicos até aqui apresentados acompanharam, de certa forma, a evolução histórica das ideias sobre a constituição da matéria, tendo só brevemente mencionado a modelagem quântica, para evitar uma complexidade maior no tratamento que foi dado às transformações químicas. Neste último tema estruturador, no entanto, se pretende revelar de que forma a teoria quântica, desenvolvida nas primeiras décadas do século 20, incluída a compreensão da constituição e das interações nucleares, permitiu uma interpretação mais completa das ligações e propriedades químicas e das constituições isotópicas. As interpretações quânticas da estrutura dos átomos e moléculas, assim como das ligações químicas, são necessárias e constituem uma fundamentação que até mesmo permite a compreensão das propriedades da tabela periódica. Entretanto, por conta de sua complexidade, é preciso especial cuidado para evitar que sua apresentação meramente formal, sem uma preocupação mais conceitual, possa levar à simples memorização de ideias mal compreendidas. Uma forma de se evitar isso seria articular seu aprendizado com os estudos sobre matéria e radiação propostos pela Física. (BRASIL, 2002).

Este trabalho apresenta a abordagem dada pelos autores de livros didáticos de ensino médio para o modelo quântico e propõe a sequência mais adequada de conteúdos dentro deste assunto.

Neste momento, o uso de um material de referência como o livro didático é essencial para o professor. Frequentemente, os manuais didáticos se constituem como único recurso disponível para o trabalho docente e exercem forte influência sobre a atuação do professor, norteadando suas ações em sala de aula. Desse modo, o livro didático acaba sendo a diretriz básica do professor, e não apenas um suporte, um apoio. Ele é também, muitas vezes, o único material de estudo que o professor tem disponível para a sua formação continuada. (MATOS FILHO; MENEZES; SILVA; QUEIROZ 2008).

1.1. OBJETIVO

Este trabalho tem como objetivo analisar a abordagem do modelo quântico em alguns livros de química para o ensino médio; e propor uma abordagem para este modelo: desde o surgimento do modelo com a introdução de tópicos de física como ondas eletromagnéticas e a descrição de fatos experimentais para o seu desenvolvimento até o conhecimento dos números quânticos e distribuição eletrônica nos orbitais.

2. A COMPARAÇÃO DOS LIVROS DIDÁTICOS E A PROPOSTA PARA A APRESENTAÇÃO DO MODELO QUÂNTICO

2.1. COMPARAÇÃO ENTRE OS LIVROS SELECIONADOS PARA A ABORDAGEM DO MODELO QUÂNTICO

Para a análise, foram selecionados alguns dos livros mais utilizados no ensino médio. Foram selecionados os seguintes livros e autores:

- Química, 1. São Paulo: FTD, 2009. Autor: Dalton Franco
- Química: química geral. São Paulo: FTD, 2007. Autor: Martha Reis
- Química na Abordagem do Cotidiano. V. 1. Química geral e inorgânica. São Paulo: Moderna, 2003. Autores: Tito e Canto
- Química, volume único. 7. Ed. Reformulada. São Paulo: Saraiva, 2006. Autores: Usberco e Salvador
- Química, 1 – 7ª ed. São Paulo: Moderna, 2008. Autor: Ricardo Feltre

A sequência dos tópicos usada para a análise dos livros e a proposta de abordagem neste trabalho estão baseadas no livro de química geral BROWN, Theodore L. LEMAY, H. Eugene, BURSTEN, Bruce E. Química, a Ciência Central.

Foram escolhidos onze assuntos considerados essenciais que estabelecem uma ligação entre os conteúdos para a abordagem do modelo quântico no ensino médio a partir dos seguintes tópicos: introdução às ondas magnéticas, a radiação do corpo negro, o efeito fotoelétrico, os espectros de emissão, o comportamento ondulatório da matéria, o princípio da incerteza, o início da mecânica quântica, os

orbitais, os números quânticos, o princípio da exclusão de Pauli, a regra de Hund e a distribuição eletrônica nos orbitais.

Para a análise de cada livro, foram extraídos os trechos que se referem ao tópico da sequência escolhida para a abordagem.

2.1.1. INTRODUÇÃO ÀS ONDAS ELETROMAGNÉTICAS E SUAS CARACTERÍSTICAS

O autor Dalton Franco enumera os tipos de ondas eletromagnéticas, luz visível, caracteriza comprimento de onda e frequência:

A luz, que enxergamos a partir do Sol ou de uma fonte artificial, como uma lâmpada incandescente, é um sistema de campos eletromagnéticos que transportam energia pelo espaço. Por isso é também conhecida como onda radiante. Podemos enumerar diversos tipos de ondas eletromagnéticas como raios gama, raios X, ultravioleta, espectro visível, infravermelho, ondas de rádio, etc. Porém, todas apresentam características comuns, tais como: velocidade constante no vácuo ($3,00 \times 10^8$ m/s), comprimento de onda específico e determinada frequência. O comprimento de onda pode ser definido como a distância entre dois picos ou dois vales: já a frequência é definida como o número de comprimentos de onda que passa por determinado ponto em um intervalo de tempo igual a um segundo. (FRANCO, 2009, p. 98).

Os autores Tito e Canto definem onda eletromagnética e enumera as regiões do espectro eletromagnético:

As ondas numa corda necessitam de um meio material para se propagar, e esse meio é a própria corda. É óbvio que, se não houver corda, não haverá ondas! Uma situação análoga acontece com as ondas na superfície da água. Um exemplo menos óbvio é o do som. Ele consegue propagar-se em sólidos, líquidos e gases. Contudo não se propaga no vácuo, o que demonstra que ele, assim como as ondas na corda e na superfície da água, depende de um meio material para se propagar. Ondas mecânicas são aquelas que necessitam de um meio material para se propagar e, portanto, não se propagam no vácuo. Já a luz, por sua vez, é um tipo de onda que pode propagar-se no ar e no vácuo. A luz é um exemplo de onda eletromagnética. Ondas eletromagnéticas são aquelas que não necessitam de um meio material para a sua propagação, conseguindo, portanto, propagar-se no vácuo. Outros exemplos de ondas eletromagnéticas são as ondas de rádio e de tevê, as micro-ondas, os raios X, γ , infravermelho e ultravioleta. Todas as ondas eletromagnéticas possuem a mesma velocidade de propagação no vácuo. Seu valor é de $3,0 \times 10^8$ m/s. no ar, essa velocidade é praticamente a mesma. As ondas eletromagnéticas diferem quanto à

frequência, que pode variar significativamente de uma onda para outra. (PERUZZO; CANTO, 2003, p. 73).

Você deve estar se perguntando por que interrompemos o estudo do átomo para falar sobre ondas. Acontece que, para continuarmos, precisamos ter a seguinte informação: as ondas eletromagnéticas transportam energia e, quanto maior for a frequência da onda, maior será a energia transportada por ela. (PERUZZO; CANTO, 2003, p. 74).

A autora Martha Reis descreve a decomposição da luz natural e cita as regiões do espectro eletromagnético:

Considere, por exemplo, o espectro completo das radiações eletromagnéticas em que a parte visível corresponde à decomposição da luz branca ao atravessar um prisma de difração. Cada uma dessas ondas eletromagnéticas, visível ou não, representa uma energia que se propaga numa certa frequência, à qual corresponde um determinado valor de quantum. (FONSECA, 2007, p. 162).

O autor Ricardo Feltre cita onda eletromagnética, frequência e comprimento de onda; cita a decomposição da luz natural e as regiões do espectro eletromagnético:

Alguns dados importantes podem ser notados por um observador parado no ancoradouro: o número de ondas que passam pelo ancoradouro por unidade de tempo, o que é chamado de frequência e representado pela letra f ; a frequência pode ser medida em ciclos por minuto ou em ciclos por segundo, que é denominado hertz (símbolo Hz), em homenagem ao físico Heinrich Hertz; a distância entre duas cristas consecutivas, o que é chamado de comprimento de onda e representado pela letra grega λ (lambda); o comprimento de onda é medido em metros (ou seus múltiplos e submúltiplos); a velocidade de passagem das ondas, que é chamada de velocidade de propagação, representada por v e medida em metros por minuto. Essas três grandezas físicas — a velocidade de propagação (v), o comprimento de onda (λ) e a frequência (f) — caracterizam a onda, e relacionam-se de acordo com a seguinte fórmula matemática: $v = \lambda f$. (FELTRE, 2008, p. 140).

Para a continuação de nossos estudos é importante considerar agora as chamadas ondas eletromagnéticas. Essas ondas são formadas pela oscilação simultânea de um campo elétrico e de um campo magnético perpendiculares entre si. Em nosso cotidiano, o exemplo mais comum de onda ou oscilação eletromagnética é a luz. Uma observação de grande importância é notar o comportamento da luz ao atravessar um prisma de vidro. Um feixe de luz branca (luz solar ou de uma lâmpada incandescente comum) se decompõe em várias cores, que formam o chamado espectro luminoso. (FELTRE, 2008, p. 141).

Os autores Usberco e Salvador não abordam este tópico.

2.1.2. A RADIAÇÃO DO CORPO NEGRO E A ENERGIA DE QUANTIZAÇÃO

A radiação do corpo negro e a explicação deste fenômeno por Max Planck e a definição de quantum são abordados pelo autor Dalton Franco:

O modelo ondulatório da luz pode explicar várias características de seu comportamento, porém algumas interações entre a luz e os átomos não são explicadas. Nesse aspecto, destacamos três fenômenos importantes: a radiação do corpo negro, o efeito fotoelétrico e os espectros de emissão. (FRANCO, 2009, p. 98).

Corpo negro é o meio, ou a substância, que absorve toda a radiação que incide sobre ele. Quando um corpo é aquecido, emite radiação cuja natureza muda com a temperatura. Ao aquecermos um pedaço de metal em uma fonte de calor, como o fogão, vemos que inicialmente o metal ganha uma cor avermelhada e, à medida que fornecemos mais calor, ele vai mudando de cor até chegar numa cor branca e brilhante. Esse fenômeno foi percebido pelos cientistas, mas foi Max Planck quem melhor interpretou e desvendou a relação entre a temperatura e a cor das radiações eletromagnéticas emitida pelos metais. Segundo Planck, a energia liberada por um átomo só acontecia sob a forma de quantidades fixas de energia, o quantum. (FRANCO, 2009, p. 99).

A autora Martha Reis cita a radiação de um corpo aquecido e atribui a definição de quantum por Planck:

Como as leis da física clássica não explicavam o comportamento do átomo, o físico alemão Max Karl Ernest Ludwig Planck (1858 – 1947) introduziu em 1900 uma teoria nova: a teoria dos quanta. Os corpos aquecidos emitem radiação não sob a forma de ondas, mas sob a forma de pequenos “pacotes” de energia denominados quantum (no plural, quanta), ou seja, a energia é descontínua. (FONSECA, 2007, p. 162).

O autor Ricardo Feltre apenas define quantum e atribui essa definição a Max Planck:

O cientista dinamarquês Niels Bohr aprimorou, em 1913, o modelo atômico de Rutherford, utilizando a teoria de Max Planck. Em 1900, Planck já havia admitido a hipótese de que a energia não seria emitida de modo contínuo, mas em “pacotes”. A cada “pacote de energia” foi dado o nome de quantum. (FELTRE, 2008, p. 143).

Os autores Tito e Canto fazem uma citação de energia quantizada no tópico sobre o modelo atômico de Bohr.

“A novidade da teoria de Bohr está na afirmação de que a energia dos elétrons deve ser quantizada, isto é, deve possuir apenas alguns determinados valores” (PERUZZO; CANTO, 2003, p. 98).

Os autores Usberco e Salvador não abordam este tópico.

2.1.3. O EFEITO FOTOELÉTRICO E OS FÓTONS

O autor Dalton Franco explica o efeito fotoelétrico e atribui a definição de fóton por Albert Einstein:

O efeito fotoelétrico é observado quando a luz incide sobre uma superfície metálica e limpa, arrancando elétrons e emitindo-os para o meio externo. Cada metal apresenta uma frequência-limite e somente as frequências com valores iguais ou superiores a esse valor-limite produzem o efeito fotoelétrico. Pouco tempo depois de Planck apresentar suas teorias sobre quantização de energia, Albert Einstein, em 1905, ampliou o conceito de quantum para explicar o efeito fotoelétrico. Einstein admitiu que a luz seria formada de pequenas partículas com energia proporcional à própria frequência, os fótons. (FRANCO, 2009, p. 99).

Os autores Ricardo Feltre e Martha Reis falam sobre fótons, mas não o introduzem a partir do experimento do efeito fotoelétrico ou atribuem essa definição a Albert Einstein. A autora define fóton no Glossário e faz uma citação no tópico sobre o Modelo de Bohr.

Segundo Fonseca (2007, p. 383) “Os corpos aquecidos emitem radiação não sob a forma de ondas, mas sob a forma de pequenos “pacotes” de energia denominados quantum, ou seja, a energia é descontínua. Atualmente um quantum de energia é denominado fóton”.

O autor Ricardo Feltre cita os fótons no tópico sobre o modelo de Rutherford-Bohr:

Recebendo energia (térmica, elétrica ou luminosa) do exterior, o elétron salta de uma órbita mais interna para outra mais externa; a quantidade de energia recebida é, porém, bem definida (um *quantum* de energia). Pelo contrário, ao “voltar” de uma órbita mais externa para outra mais interna, o elétron emite um *quantum* de energia, na forma de luz de cor bem definida ou outra radiação eletromagnética, como ultravioleta ou raios X (daí o nome de fóton, que é dado para esse *quantum* de energia). Esses saltos se repetem milhões de vezes por segundo, produzindo assim uma onda eletromagnética,

que nada mais é do que uma sucessão de fótons (ou *quanta*) de energia. (FELTRE, 2008, p. 144).

Os autores Usberco e Salvador e Tito e Canto não mencionam sobre os fótons.

2.1.4. O ESPECTRO DE EMISSÃO OU ESPECTRO DE LINHAS

O autor Dalton Franco define espectros de linhas e cita o espectro de linhas do hidrogênio:

Um espectro de linhas ocorre quando a radiação proveniente de uma fonte com muitos comprimentos de onda diferentes, como uma lâmpada incandescente, é separada em seus diferentes comprimentos de onda. O espectro produzido constitui-se de uma faixa contínua (espectro contínuo) de cores, que vai do violeta ao vermelho. A radiação composta de um único comprimento de onda é chamada monocromática. Porém, nem todas as fontes de radiação produzem um espectro contínuo. Gases diferentes, quando colocados em um tubo sob pressão e alta voltagem, emitem cores de luzes diferentes. Quando a luz proveniente de tais tubos passa através de um prisma, apenas linhas de poucos comprimentos de onda podem ser visualizadas nos espectros resultantes. Um espectro como esse, contendo apenas radiações de comprimentos de onda específicos, é chamado espectro de linhas. (FRANCO, 2009, p. 99). Quando os cientistas analisaram o espectro de linhas do hidrogênio, ficaram maravilhados com a sua simplicidade. Johann Jakob Balmer (1825 – 1898), físico e matemático suíço, foi quem conseguiu estabelecer uma fórmula matemática, em 1885, para as quatro linhas do espectro de hidrogênio. (FRANCO, 2009, p. 100).

A autora Martha Reis não aborda este tópico, mas faz uma citação no modelo de Sommerfeld, atribuindo a ele a descoberta dos espectros de emissão: “[...] estudando os espectros de emissão de átomos mais complexos que o hidrogênio – utilizando espectroscópios de melhor resolução –, descobriu a chamada estrutura fina dos espectros de emissão” (FONSECA, 2007, p. 163).

Os autores Tito e Canto definem espectros de linhas no tópico Espectros Atômicos:

Se fizermos a luz de uma lâmpada (de filamento incandescente) passar através de um prisma, ela será decomposta em várias cores, que são popularmente conhecidas como arco-íris. Cientificamente, o que se obtém é chamado de espectro da luz visível. Contudo, se repetirmos essa experiência utilizando a luz proveniente de uma

lâmpada de gás (tubo de raios catódicos), não obteremos o espectro completo. Apenas algumas linhas estarão presentes, correspondendo somente a algumas frequências das ondas de luz visível. Essas linhas formam o espectro de linhas ou espectro atômico. (PERUZZO; CANTO, 2003, p. 75).

O autor Ricardo Feltre diferencia espectro contínuo do espectro descontínuo e exemplifica com o espectro de hidrogênio:

Voltemos agora à experiência de produzir um espectro luminoso fazendo a luz atravessar um prisma de vidro, como vimos na página 88. Se em vez da luz solar ou de uma lâmpada incandescente usássemos um tubo semelhante ao de Geissler (página 75), contendo o gás hidrogênio a baixa pressão e sob alta tensão elétrica (“lâmpada” de hidrogênio), o fenômeno observado seria bem diferente. Em lugar do espectro contínuo (isto é, contendo todas as cores), vemos agora no anteparo apenas algumas linhas coloridas, permanecendo o restante totalmente escuro. Dizemos então que o espectro é descontínuo e chamamos as linhas luminosas de raias ou bandas do espectro. A descontinuidade do espectro não ocorre só com o hidrogênio, mas com todos os elementos químicos. É também muito importante notar que as raias do espectro são constantes para um dado elemento químico, mas mudam de um elemento para outro. (FELTRE, 2008, p. 143).

Os autores Usberco e Salvador apenas citam os espectros descontínuos no tópico Evolução do Modelo Atômico:

Depois de Rutherford ter proposto seu modelo, os cientistas direcionaram seus estudos para a distribuição dos elétrons na eletrosfera. Fizeram progressos levando em conta conhecimentos anteriores. Há muito tempo, os químicos já sabiam que os compostos de sódio emitem uma luz amarela quando expostos a uma chama. Em 1855, o cientista alemão Robert W. E. Von Bunsen (1811 – 1899) verificou que diferentes elementos, submetidos a uma chama, produziam cores diferentes. O estudo da luz conseguida dessa maneira permitiu a obtenção dos chamados espectros descontínuos, característicos de cada elemento. A cada cor desses espectros foi associada certa quantidade de energia. Esse tipo de espectro também é obtido com a luz emitida por gases, a baixa pressão, quando esses são submetidos a descargas elétricas. (USBERCO; SALVADOR, 2006, p. 68).

2.1.5. O COMPORTAMENTO ONDULATÓRIO DA MATÉRIA

O autor Dalton Franco atribui a explicação do comportamento ondulatório da matéria pelo princípio da dualidade de Louis De Broglie:

No início do século XX, insatisfeitos com o comportamento dos elétrons segundo os modelos atômicos de Bohr e Sommerfeld, um grupo de físicos eminentes se encarregou de buscar novas concepções para a estrutura da matéria. Naquela época, já despontava a ideia de que o elétron apresentava comportamento dual. Inicialmente, Louis De Broglie se encarregou de atribuir o aspecto de partícula-onda ao elétron. Enquanto isso, Erwin Schrödinger conferiu o aspecto matemático dessa dualidade, atribuindo uma função de onda para o elétron. Novamente, a Física aplicada a Química configurava uma nova modelagem para o átomo. Após 1920, o sucesso da aplicação quântica ao átomo foi tão grande que originou o modelo de átomo atual. A associação de uma equação de onda ao aspecto dual do elétron levou a uma ruptura definitiva da visão mecânico-clássica atribuída aos modelos de átomo anteriores. Foi Louis De Broglie quem ampliou de forma eficiente a ideia da dualidade de partícula-onda para o elétron nos anos posteriores ao desenvolvimento do modelo de Bohr. Segundo ele, se a energia radiante pudesse se comportar, sob condições apropriadas, poderia, possivelmente, mostrar propriedades de onda. De Broglie sugeriu que o elétron, em seu movimento ao redor do núcleo, tinha associado a ele determinado comprimento de onda. Poucos anos após a publicação da teoria de De Broglie, as propriedades ondulatórias do elétron foram experimentalmente demonstradas. Os elétrons eram difratados pelos cristais, da mesma forma que os raios X sofriam difração, com provando a natureza dual da matéria. (FRANCO, 2009, p. 110 - 111).

O autor Ricardo Feltre também atribui a explicação do comportamento ondulatório da matéria pelo princípio da dualidade de Louis De Broglie no tópico O Modelo dos Orbitais Atômicos:

Como já comentamos, novas observações, experiências e cálculos levaram os cientistas a novas conclusões. Desse modo, verificou-se também que o elétron se comporta ora como partícula, ora como onda, dependendo do tipo de experiência. Devemos, portanto, deixar de entender o elétron como uma bolinha em movimento rápido e assumi-lo como um ente físico que tem comportamento dual — uma partícula-onda. De fato, já em 1924, o físico francês Louis De Broglie havia lançado a hipótese de que, se a luz apresenta natureza dual, uma partícula também teria propriedades ondulatórias. De Broglie tentou associar a natureza dual da luz ao comportamento do elétron, enunciando o seguinte postulado: A todo elétron em movimento está associada uma onda característica (princípio da dualidade ou de De Broglie). (FELTRE, 2008, p. 147).

Os outros autores não abordam sobre o comportamento dual da matéria.

2.1.6. O PRINCÍPIO DA INCERTEZA

Todos os autores definem o princípio da incerteza. O autor Dalton Franco atribui a definição do princípio da incerteza a Werner Heisenberg:

É impossível, simultaneamente, localizarmos com precisão a posição e a velocidade de um elétron. O físico alemão Werner Heisenberg concluiu que a natureza dual da matéria colocava algumas restrições de localização simultânea para o elétron em termos de posição e velocidade. O princípio de Heisenberg ficou conhecido como princípio da incerteza e é importante quando trabalhamos com partículas subatômicas. (FRANCO, 2009, p. 111).

A autora Martha Reis define o princípio da incerteza e associa esse princípio às observações de dados experimentais de Werner Heisenberg:

O físico alemão Werner Karl Heisenberg (1901 – 1976), aluno de Arnold Sommerfeld, lançou as bases da Mecânica Quântica por meio de um raciocínio muito simples. Heisenberg observou que todos os dados experimentais referentes ao átomo estavam relacionados apenas à emissão e à absorção de energia. Não havia nenhum experimento que mostrasse como os elétrons se moviam no sistema atômico. No entanto, a teoria de Bohr não previa a órbita (trajetória), a energia do elétron e até a sua velocidade. Heisenberg afirmou que, se esses aspectos não são observáveis, não há sentido em falar neles, uma vez que – cientificamente – só podemos utilizar, na explicação de um fenômeno, outros fenômenos suscetíveis de serem verificados na prática. Assim, é possível afirmar que um elétron possui vários estados energéticos diferentes e que, ao passar de um estado para o outro, emite ou absorve energia, pois esse fato é observado por meio de espectros atômicos. Mas esses estados energéticos não devem ser relacionados a diferentes órbitas eletrônicas (trajetórias), pois isso não pode ser verificado. Outra observação dele foi que, ao fazer uma medição da velocidade ou da energia ou da posição do elétron, provoca-se uma perturbação no sistema.

Essa perturbação torna impossível fazer uma previsão exata sobre o comportamento desse elétron no futuro. [...] Toda vez que se tenta focalizar o elétron, ele vai saltar para outro nível e não será possível vê-lo. Em outras palavras, nunca se saberá ao certo onde um elétron se localiza em um dado instante. A formulação dessa ideia é denominada Princípio da Incerteza: “Se não é possível determinar exatamente todas as condições iniciais de um sistema, então também não é possível prever seu comportamento no futuro. Os fenômenos não podem ser previstos rigorosamente; só podemos estabelecer a probabilidade de que algo aconteça”. Conclui-se, portanto, que: não é possível determinar ao mesmo tempo a posição e a velocidade do elétron. Logo, não é possível saber a trajetória (órbita) do elétron como previa Bohr, nem onde se encontra em um dado instante. (FONSECA, 2007, p. 167 - 168).

Os autores Tito e Canto descrevem o Princípio da Incerteza e atribuem essa ideia a Werner Heisenberg como o físico que conseguiu elaborar matematicamente este princípio:

Algo semelhante acontece se desejamos enxergar os elétrons em um átomo. Como já sabemos, a própria luz interage com eles, o que afeta a sua posição e sua energia. Assim, é impossível ter absoluta certeza da posição de um elétron em um átomo. Torna-se sem sentido tentar dizer qual é a trajetória dos elétrons. Portanto a ideia de trajetórias circulares de Bohr não pode ser comprovada. Em 1927, o físico Werner Heisenberg conseguiu elaborar matematicamente (e com muito mais profundidade) as ideias que acabamos de descrever, que passaram a ser conhecidas como Princípio da Incerteza de Heisenberg. Uma vez que tentar enxergar o elétron com absoluta nitidez é extremamente improvável, para não dizer impossível, a pesquisa sobre o átomo vem se concentrando, desde que Heisenberg elaborou o seu princípio, em estudar evidências indiretas. É o caso dos espectros atômicos, que fornecem preciosas informações, como, por exemplo, a energia dos diferentes níveis da eletrosfera. Assim, é importante salientar que: o elétron é mais bem caracterizado por sua energia do que por sua posição, velocidade ou trajetória. (PERUZZO; CANTO, 2003, p. 79).

O autor Ricardo Feltre aborda o princípio da incerteza e também atribui a Heisenberg a formulação dessa ideia:

Outra consideração muito importante é a seguinte: podemos medir, com boa precisão, a posição e a velocidade de “corpos grandes”, como, por exemplo, de um automóvel numa estrada, com um aparelho de radar. O elétron, no entanto, é tão pequeno que, se tentássemos determinar sua posição ou velocidade, os próprios instrumentos de medição alterariam essas determinações. (Pense num exemplo grosseiro: se, para medir a velocidade de uma roda, nós precisarmos encostar nela um velocímetro, o atrito do velocímetro estará “freando” a roda e, portanto, alterando sua velocidade). Por isso, Werner Heisenberg, em 1926, afirmou que “quanto maior for a precisão na medida da posição de um elétron, menor será a precisão da medida de sua velocidade e vice-versa”, e enunciou o seguinte princípio: Não é possível calcular a posição e a velocidade de um elétron, num mesmo instante (princípio da incerteza ou de Heisenberg). (FELTRE, 2008, p.147).

Os autores Usberco e Salvador também abordam o princípio da incerteza e também atribuem a formulação a Werner Heisenberg:

Em 1926, Werner Heisenberg (1901 – 1976) demonstrou, usando os conceitos quânticos (mecânica quântica), que é impossível determinar, simultaneamente, com absoluta precisão, a velocidade e a posição de um elétron em um átomo. Esse princípio, conhecido por

Princípio da Incerteza, estabelece que não se pode afirmar que exista uma órbita definida para o elétron. (USBERCO; SALVADOR, p. 76).

2.1.7. A MECÂNICA QUÂNTICA E A EQUAÇÃO DE SCHRÖDINGER

O autor Dalton Franco cita a equação que incorpora o comportamento do elétron como onda e como partícula, como uma referência a equação de Schrödinger, e que a resolução da equação são funções de onda:

Em 1926, o austríaco Erwin Schrödinger propôs uma equação que incorporava tanto o comportamento ondulatório como o de partícula do elétron (Mecânica Quântica ou Mecânica Ondulatória). A resolução dessa equação levou a uma série de funções matemáticas, denominadas funções de onda, que descrevem o comportamento ondulatório do elétron. A função de onda não tem em si um significado físico direto, porém o quadrado da função de onda fornece informações importantes sobre a localização do elétron, quando em um estado de energia permitido (órbita). As energias calculadas para o átomo de hidrogênio, segundo a Mecânica Quântica, são as mesmas previstas pelo modelo de Bohr. (FRANCO, 2009, p. 111).

A autora Martha Reis fala sobre a equação de Schrödinger no final da abordagem de números quânticos quando, de acordo com os outros autores, a equação é apresentada no início:

O átomo é um sistema no qual cada elétron possui um estado energético diferente dos demais. Podemos prever qual é esse estado por meio da chamada equação de Schrödinger (função de onda), que descreve matematicamente o comportamento de cada elétron em um átomo. Essa equação leva em conta a interação do elétron, tanto com o núcleo do átomo como com os demais elétrons. É o resultado das múltiplas e simultâneas interações sofridas por determinado elétron, por isso envolve cálculos bastante complexos, mas apresenta características de fácil interpretação. Por exemplo, a função de onda se anula se os números quânticos assumidos para um dado elétron são os mesmos de um outro elétron do átomo. Isso indica que o elétron tem probabilidade zero de existir naquele estado energético. Assim, para que as funções de onda sejam verdadeiras, devem ser construídas para cada elétron do átomo com pelo menos um dos quatro números quânticos diferentes (o que fortalece a hipótese contida no Princípio da Exclusão de Pauli). (FONSECA, 2007, p. 169).

O autor Ricardo Feltre cita em seu texto a mecânica quântica, mas não entre em detalhes ou define seus princípios:

Assim, ao modelo atômico de Rutherford, corrigido pelas ponderações de Bohr, foi dado o nome de modelo atômico de Rutherford-Bohr (1913). Nesse modelo, diz-se também que os elétrons obedecem à mecânica quântica e não à mecânica clássica, como se pensava antes de Bohr. (FELTRE, 2008, p. 144).

Os autores Usberco e Salvador citam que o movimento do elétron é descrito por uma função de onda:

O movimento do elétron ao redor do núcleo foi descrito pelo físico austríaco Erwin Schrödinger (1887 – 1961), em 1927, mediante equação matemática que substitui a trajetória precisa do elétron por uma função de onda. (USBERCO; SALVADOR, 2006, p. 76).

Os autores Tito e Canto não abordam este tópico. Também não há a demonstração da equação de Schrödinger por nenhum dos autores que a citam.

2.1.8. ORBITAIS

Os autores Dalton Franco, Martha Reis, Ricardo Feltre e Usberco e Salvador definem orbital como uma região de máxima probabilidade de encontrar um elétron. O autor Dalton Franco ainda define o orbital como um estado de probabilidade estatística:

No entanto, segundo o modelo mecânico-quântico, o elétron não está em um estado de energia permitido, mas sim em um estado de probabilidade estatística (orbital). Desse modo, a região de máxima probabilidade de se encontrar determinado elétron, em um átomo, é denominado de orbital. (FRANCO, 2009, p. 111).

A autora Martha Reis define orbital e associa o conceito ao princípio da incerteza de Heisenberg:

É possível apenas deduzir matematicamente quais as regiões onde a probabilidade (chance) de encontrar o elétron é máxima. Essas regiões são denominadas orbitais. Sobre esse assunto é importante observar: [...] não podemos afirmar que o elétron está no orbital, apenas que há uma grande chance de ele estar lá; Essas regiões de maior chance de encontrar o elétron no átomo são calculadas matematicamente; Não precisamos conhecer essas equações nem fazer os cálculos, precisamos apenas compreender o conceito de orbital, baseado no Princípio da Incerteza de Heisenberg. (REIS, 2007, p. 168).

O autor Ricardo Feltre atribui a definição de orbitais a Erwin Schrödinger:

Devido à dificuldade de se prever a posição exata de um elétron na eletrosfera, o cientista Erwin Schrödinger (1926) foi levado a calcular a região onde haveria maior probabilidade de se encontrar o elétron. Essa região do espaço foi denominada orbital. Orbital é a região do espaço ao redor do núcleo onde é máxima a probabilidade de encontrar um determinado elétron. (FELTRE, 2008, p. 148).

Os autores Usberco e Salvador definem orbital da seguinte maneira:

Orbital é a região de máxima probabilidade de se encontrar o elétron no átomo. Assim, os orbitais podem ser considerados nuvens que correspondem às regiões em que é máxima a probabilidade de encontrarmos um determinado elétron. (USBERCO; SALVADOR, 2006, p. 76).

Os autores Tito e Canto não abordam esse tópico.

2.1.9. NÚMEROS QUÂNTICOS

Os autores Dalton Franco, Martha Reis, Ricardo Feltre e Usberco e Salvador apresentam os números quânticos, o que indicam e a variação dos valores:

O modelo de Bohr introduziu um único número quântico (n) para descrever a órbita do elétron. Já o modelo atual utiliza quatro números quânticos (n , l , m e s) para descrever a probabilidade de se “localizar” o elétron. O primeiro dos números quânticos, o número quântico principal, é representado pela letra n e possui valores que podem variar de 1 a $+\infty$. O segundo número quântico é o número quântico secundário ou azimutal, também chamado de número quântico do momentum angular. É representado pela letra l e assume valores que variam de 1 a $(n - 1)$; indica os subníveis de energia s , p , d , f e assume valores 0, 1, 2, 3, respectivamente. Uma outra indicação para o número quântico secundário é a forma do orbital. O terceiro número quântico é o número quântico magnético, que indica o orbital em que o elétron se encontra. É representado pela letra m e assume valores que variam de $-l$ a $+l$. O número quântico magnético descreve a trajetória do orbital no espaço. Por último, temos o número quântico spin que descreve o movimento de rotação do elétron. É representado pela letra s ou m_s e assume valores $-1/2$ e $+1/2$. (FRANCO, 2009, p. 112).

A autora Martha Reis aborda sobre os números quânticos ao longo de capítulo sobre Conceitos de Nível, Subnível, Orbital e Spin:

Esses níveis de energia, também denominados camadas eletrônicas, são designados por um número quântico principal n , que assume valores inteiros de 1 a 7 – ou pelas letras maiúsculas K, L, M, N, O, P, Q, respectivamente. Analisando a estrutura fina dos espectros de

emissão de vários elementos, Sommerfeld concluiu que cada nível de energia n está dividido em n subníveis. Esses subníveis são designados por números inteiros que vão de zero até $(n - 1)$ para cada valor de n e são denominados números quânticos secundários ou azimutais, l . (FONSECA, 2007, p. 166).

Cada orbital de um átomo recebe um número quântico magnético m , que indica a orientação desse orbital no espaço. Para cada valor de (número quântico de subnível), m assume valores inteiros que variam de $-l, \dots, 0, \dots, +l$. O elétron é dotado de carga elétrica e está em constante movimento em torno do núcleo atômico. Esse movimento cria um campo magnético. Além desse movimento em torno do núcleo, o elétron também é dotado de um movimento de rotação em torno de seu próprio eixo – denominado spin. (...) Surge então a questão: qual o número máximo de elétrons que poderia ser encontrado em um mesmo orbital? Se considerarmos os números quânticos s de spin $+ \frac{1}{2}$ ou $- \frac{1}{2}$ que dois elétrons podem assumir, teremos as seguintes situações: os dois elétrons possuem spins iguais ($+ \frac{1}{2}$ e $+ \frac{1}{2}$ ou $- \frac{1}{2}$ e $- \frac{1}{2}$), paralelos ou antiparalelos. Nesse caso, haverá: uma repulsão elétrica (cargas de mesmo sinal repelem-se) e uma repulsão magnética (campos magnéticos iguais repelem-se). Nessas condições é impossível dois elétrons manterem-se no mesmo orbital. Os dois elétrons possuem spins diferentes ($+ \frac{1}{2}$ e $- \frac{1}{2}$), um spin paralelo e o outro, antiparalelo. Nesse caso, haverá: uma repulsão elétrica (cargas de mesmo sinal repelem-se) e uma atração magnética (campos magnéticos diferentes atraem-se). Nessa situação a repulsão elétrica é compensada pela atração magnética e os elétrons podem se manter no mesmo orbital. Logo: um orbital pode contar no máximo 2 elétrons, desde que possuam spins opostos. (FONSECA, 2007, p. 168 - 169).

O autor Ricardo Feltre aborda sobre os números quânticos e o que indica cada um deles, utilizando-se de um diagrama energético:

São as sete “escadas” que aparecem no diagrama anterior e onde os elétrons têm um conteúdo de energia crescente. Esses níveis correspondem às sete camadas (K, L, M, N, O, P e Q) do modelo de Rutherford-Bohr. Atualmente, eles são identificados pelo chamado número quântico principal (n), que é um número inteiro, variando de 1 a 7. São os “degraus” de cada escada existente no diagrama anterior. De cada degrau para o seguinte há, também, aumento no conteúdo de energia dos elétrons. Esses subníveis são identificados pelo chamado número quântico secundário ou azimutal (l), que assume os valores 0, 1, 2 e 3, mas que é habitualmente designado pelas letras s, p, d, f, respectivamente. (FELTRE, 2008, p. 149).

Os orbitais são identificados pelo chamado número quântico magnético (M_l ou m). Num dado subnível, o orbital central tem o número quântico magnético igual a zero; os orbitais da direita têm $m = +1, +2, +3$; os da esquerda têm $m = -1, -2, -3$. (FELTRE, 2008, p. 150).

Finalmente, cálculos matemáticos provaram que um orbital comporta no máximo dois elétrons. No entanto, surge uma dúvida: se os elétrons são negativos, por que não se repelem e se afastam? A explicação é a seguinte: os elétrons podem girar no mesmo sentido

ou em sentidos opostos, criando campos magnéticos que os repelem ou os atraem. Essa rotação é conhecida como spin (do inglês to spin, girar). O spin é identificado pelo chamado número quântico de spin (M_s ou s), cujos valores são $-\frac{1}{2}$ e $+\frac{1}{2}$. (FELTRE, 2008, p. 150 - 151).

Os autores Usberco e Salvador citam números quânticos como soluções numéricas da equação de Schrödinger:

As soluções numéricas para essa equação, denominadas números quânticos, permitem que os elétrons sejam caracterizados pela sua quantidade de energia. Números quânticos: códigos matemáticos associados à quantidade de energia do elétron. A caracterização de cada elétron no átomo é feita por quatro números quânticos: principal, secundário (ou azimutal), magnético e spin. Num mesmo átomo, não existem dois elétrons com os mesmos números quânticos. Principal (n) indica o nível de energia do elétron. Secundário (l) está associado ao subnível e energia do elétron. Magnético (m) está associado à região de máxima probabilidade de se encontrar o elétron, denominada orbital. (...) os valores de m variam de $-l$ a $+l$. Spin (s ou m_s) está relacionada a rotação do elétron. Esse número quântico é utilizado para distinguir os elétrons de um mesmo orbital. A um deles atribui-se arbitrariamente o valor $+\frac{1}{2}$ e ao outro, o valor $-\frac{1}{2}$. (USBERCO; SALVADOR, 2006, p. 76 - 77).

Os autores Tito e Canto não abordam esse assunto.

2.1.10. O PRINCÍPIO DE EXCLUSÃO DE PAULI

Os autores Dalton Franco, Martha Reis e Ricardo Feltre definem o princípio da exclusão de Pauli. Os autores Usberco e Salvador citam o princípio da exclusão de Pauli como um conceito. Os autores Tito e Canto não abordam este tópico. Para o autor Dalton Franco “em um mesmo orbital, os elétrons devem apresentar spins opostos ao preenchê-lo. Daí o princípio da exclusão de Pauli: dois elétrons que pertencem ao mesmo átomo não podem apresentar os quatro números quânticos iguais.” (FRANCO, 2009, p. 113).

A autora Martha Reis define o princípio da exclusão de Pauli como “dois elétrons de um mesmo átomo não podem ter as mesmas características mecânicas e magnéticas, ou: dois elétrons pertencentes a um mesmo átomo não podem ter os quatro números quânticos iguais.” (FONSECA, 2007, p. 169).

O autor Ricardo Feltre define o princípio da exclusão de Pauli da seguinte maneira “Assim, podemos enunciar o princípio da exclusão de Pauli: num átomo,

não existem dois elétrons com os quatro números quânticos iguais.” (FELTRE, 2008, p. 151).

Os autores Usberco e Salvador abordam o princípio da exclusão de Pauli como um conceito na distribuição eletrônica em orbitais e definem que “num orbital, existem no máximo 2 elétrons com spins opostos.” (USBERCO; SALVADOR, 2006, p. 78).

2.1.11. DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA NOS ORBITAIS

Os autores Dalton Franco, Martha Reis, Ricardo Feltre e Usberco e Salvador descrevem a função e as regras para a distribuição nos orbitais. As regras descritas pelo autor Dalton Franco são citadas da seguinte maneira:

Considerando que orbital, segundo Erwin Schrödinger, é a “região de máxima probabilidade de se localizar determinado elétron” e que, pelo princípio da exclusão de Pauli, “em um orbital pode haver no máximo dois elétrons de spins opostos”, a distribuição dos elétrons nos orbitais deve ser feita obedecendo ao seguinte critério: os elétrons devem preencher os orbitais vazios e somente depois os orbitais incompletos, tornando-os completos. Essa sequência de preenchimento de orbitais é conhecida como regra de Hund. (FRANCO, 2009, p. 113).

As regras de distribuição eletrônica descritas pela autora Martha Reis:

A mecânica quântica prevê que, se num mesmo subnível houver mais de um orbital disponível (mais de uma região com probabilidade de encontrar o elétron), os elétrons ocuparão primeiro o orbital que estiver “vazio” em vez de ocupar um orbital que já possua um elétron (mesmo que esse elétron tenha spin diferente). Essa sequência de preenchimento de orbitais é conhecida como Regra de Hund: Os elétrons preenchem sempre um subnível de cada vez, primeiro o de menor energia disponível, e nesse subnível ocupam primeiro o orbital que estiver vazio. (FONSECA, 2007, p. 193).

Já as regras de distribuição eletrônica nos orbitais por Ricardo Feltre são abordadas da seguinte maneira:

No preenchimento dos orbitais, outra regra importante é a chamada regra de Hund ou da máxima multiplicidade, que diz: Em um mesmo subnível, de início, todos os orbitais devem receber seu primeiro elétron, e só depois cada orbital irá receber seu segundo elétron. (FELTRE, 2008, p. 152).

Os autores Tito e Canto não abordam este tópico.

2.2. SINOPSE DO RESULTADO DA ANÁLISE

Autor(es)	Introdução às ondas eletromagnéticas	Radiação do corpo negro	Efeito fotoelétrico	Espectros de emissão
Dalton Franco	Enumera os tipos de ondas eletromagnéticas, luz visível, comprimento de onda e frequência	Define corpo negro por Max Planck e definição de quantum	Explicação do efeito fotoelétrico e definição de fóton por Albert Einstein	Define espectros de linhas e cita o espectro de linhas do hidrogênio
Martha Reis	Descreve a decomposição da luz natural e cita as regiões do espectro eletromagnético	Cita a radiação de um corpo aquecido e atribui a definição de quantum por Planck		
Ricardo Feltre	Cita onda eletromagnética, frequência e comprimento de onda; a decomposição da luz natural e as regiões do espectro eletromagnético	Não aborda, mas define quantum por Max Planck	Não cita o efeito fotoelétrico, mas define fóton	Diferencia espectro contínuo de descontínuo e exemplifica com o espectro de hidrogênio
Tito e Canto	Define onda eletromagnética e enumera as regiões do espectro eletromagnético			Define espectros de linhas
Usberco e Salvador				Cita os espectros descontínuos

Autor(es)	Comportamento ondulatório da matéria	O princípio da incerteza	Início da mecânica quântica e funções de onda
Dalton Franco	Explicado pelo princípio da dualidade de De Broglie	Define o princípio da incerteza	Cita a equação de Schrodinger e a resolução da equação como funções de onda
Martha Reis		Define o princípio da incerteza	
Ricardo Feltre	Explica o princípio da dualidade de De Broglie	Define o princípio da incerteza	
Tito e Canto		Explica como o elétron é caracterizado e exemplifica o princípio da incerteza	
Usberco e Salvador		Define o princípio da incerteza	Fala da descrição do movimento do elétron por uma função de onda

Autor(es)	Orbitais	Números quânticos	Princípio da exclusão de Pauli	Distribuição eletrônica nos orbitais
Dalton Franco	Define o orbital como um estado de probabilidade estatística	Apresenta os números quânticos, o que indicam e a variação de valores	Define o princípio de exclusão de Pauli	Descreve a função e as regras para a distribuição nos orbitais

Martha Reis	Define o orbital como uma região de máxima probabilidade de encontrar um elétron	Apresenta os números quânticos, o que indicam e a variação de valores	Define o princípio da exclusão de Pauli	Descreve a função e as regras para a distribuição nos orbitais
Ricardo Feltre	Define o orbital como uma região de máxima probabilidade de encontrar um elétron por Schrodinger	Apresenta os números quânticos, o que indicam e a variação de valores	Define o princípio da exclusão de Pauli	Descreve a função e as regras para a distribuição nos orbitais
Tito e Canto				
Usberco e Salvador	Define o orbital como uma região de máxima probabilidade de encontrar um elétron	Define números quânticos como resoluções numéricas da equação de onda, o que indicam e a variação de valores	Apresenta o princípio da exclusão de Pauli como um conceito	Descreve resumidamente a distribuição de elétrons nos orbitais

2.3. A ANÁLISE CRÍTICA DOS LIVROS DIDÁTICOS

2.3.1. Livro: Química, 1. São Paulo: FTD, 2009. Autor: Dalton Franco

Dos livros analisados, o autor foi o que melhor apresentou os onze tópicos selecionados, abordando de maneira clara os conceitos necessários para a compreensão do modelo quântico. Porém, o único conceito que induz o aluno ao erro, que também é repetido nos outros livros, inclusive no livro usado como

referência, é a ideia de orbital, representada como uma “caixinha”, cuja ideia não reflete o conceito correto que o orbital possui de função de onda.

2.3.2. Livro: Química: química geral. São Paulo: FTD, 2007. Autor: Martha Reis

A autora apresenta sete dos tópicos selecionados. A abordagem não traz os fenômenos introdutórios para o modelo quântico. O livro carece de alguns conceitos necessários para a compreensão do modelo. No entanto, a autora faz uma boa discussão sobre o princípio da incerteza de Heisenberg, mas se torna incompleta a ideia do modelo quântico por não abordar o comportamento ondulatório da matéria e não associar com a equação de Schrödinger, principalmente quando se refere aos orbitais. Descreve bem as regras de distribuição eletrônica, mas também apresenta a representação de orbital como “caixinha”.

2.3.3. Livro: Química, 1 – 7ª ed. São Paulo: Moderna, 2008. Autor: Ricardo Feltre

É o segundo livro que apresenta a maioria dos tópicos. O autor, ao abordar ondas eletromagnéticas, ele as caracteriza através do comprimento de onda e da frequência, utilizando uma boa analogia para a sua compreensão.

Dos fenômenos importantes para o desenvolvimento do modelo quântico, o autor traz apenas o espectro de emissão. A partir de analogias, o autor demonstra a facilidade de medir com precisão a posição e a velocidade de corpos grandes e a dificuldade de medi-las em corpos pequenos como os elétrons. Ele utiliza esta descrição de maneira introdutória para definir o princípio da incerteza de Heisenberg.

O autor inicia o modelo atômico baseado na mecânica quântica com o modelo de Bohr como uma correção do modelo de Rutherford, citado no livro como modelo de Rutherford-Bohr. Introduz e descreve bem os números quânticos. O autor define orbital e atribui a Erwin Schrödinger a concepção do cálculo da região de maior probabilidade de ser encontrado o elétron. O autor encerra a abordagem com o princípio da exclusão de Pauli, a regra de Hund e descrição das regras para a distribuição eletrônica nos orbitais.

2.3.4. Livro: Química na Abordagem do Cotidiano. V. 1. Química geral e inorgânica. São Paulo: Moderna, 2003. Autores: Tito e Canto

Os autores usam analogias para introduzir o conceito de ondas, facilitando a compreensão e utilizando uma boa transposição didática. Associam as ondas ao transporte de energia para falar sobre o modelo atômico. Citam o termo energia quantizada na teoria de Bohr, mas não o define. Não há menção sobre os fótons e o termo quantum aparece como nota de rodapé uma única vez, também sem definição. Os autores citam o espectro de linhas ou espectro atômico e descrevem como pode ser produzido com exemplificação.

Os autores explicam o raciocínio da posição e de trajetória para um elétron em um átomo antes da abordagem do princípio da incerteza de Heisenberg, ressaltando, a partir dele, a sua caracterização e encerram a discussão do modelo atual para o átomo.

A abordagem dos autores é incompleta e carece de muitos conceitos para a compreensão do modelo quântico, mas conseguem fazer uma boa transposição didática do conteúdo dos tópicos apresentados.

2.3.5. Livro: Química, volume único. 7. Ed. Reformulada. São Paulo: Saraiva, 2006. Autores: Usberco e Salvador

Os autores, embora não associem ao modelo quântico, citam como é produzido um espectro descontínuo para falar sobre a quantização da eletrosfera no modelo atômico de Bohr. Depois o modelo quântico é descrito na seção 'complemento' com o título 'modelo quântico'. Durante a discussão, não utilizam o termo quantum.

Nesta seção, os autores iniciam o modelo com o princípio da incerteza, definindo-o e atribuindo-o a Werner Heisenberg. Fazem uma analogia com o movimento das abelhas em torno de uma colmeia para um melhor entendimento do movimento do elétron e dos orbitais. Citam a equação que descreve o movimento do elétron por Schrödinger e relacionam os números quânticos como resoluções desta equação.

Citam os números quânticos e descrevem os valores que podem assumir e encerram o capítulo de maneira sucinta com as regras da distribuição eletrônica em orbitais com as definições do princípio da exclusão de Pauli e da regra de Hund.

2.4. PROPOSTA DE ABRODAGEM DO MODELO QUÂNTICO

2.4.1. OS CONCEITOS INICIAIS PARA A COMPREENSÃO DO MODELO QUÂNTICO

Para o seu entendimento, é necessário o aluno ter domínio de cálculos e de física complexos, que são introduzidos em um curso de nível superior. No entanto, para a abordagem no ensino médio, a proposta é apresentar o desenvolvimento da teoria quântica, desde seu surgimento até uma descrição consistente da estrutura eletrônica dos elementos de maneira qualitativa.

Neste momento, o aluno deve ter o conhecimento do que é uma radiação eletromagnética e sua caracterização através do comprimento de onda e da frequência. Deve ser apresentado o espectro eletromagnético, a região da luz visível e seu respectivo comprimento de onda e frequência.

2.4.2. OS FENÔMENOS INTRODUTÓRIOS PARA O MODELO QUÂNTICO: A RADIAÇÃO DO CORPO NEGRO, O EFEITO FOTOELÉTRICO E OS ESPECTROS DE EMISSÃO

O aluno deve conhecer os três fenômenos importantes para a compreensão da distribuição dos elétrons em um átomo e que não eram explicados satisfatoriamente pelo modelo ondulatório da luz: a emissão de luz por objetos quentes, conhecida também como a radiação do corpo negro, o efeito fotoelétrico e os espectros de emissão.

Apresentar o problema que havia na física clássica em explicar a radiação do corpo negro: que um objeto absorve energia de maneira quantizada, não de maneira contínua. E que a partir daí surge a teoria da energia quantizada de Planck, demonstrando a equação e como a energia pode ser calculada.

Apresentar que o fenômeno do efeito fotoelétrico é explicado por Albert Einstein baseado na teoria de Planck e que a energia radiante absorvida em quantidades discretas, compostas por quanta de energia, recebe o nome de fóton. Demonstrar como a energia de um fóton pode ser calculada.

E apresentar o outro fenômeno importante para o desenvolvimento de um novo modelo para o átomo: o espectro de linhas. Explicar como ele pode ser

produzido e a associação das regiões coloridas, as linhas no espectro, com os comprimentos de onda da radiação eletromagnética. Exemplificar com o hidrogênio a ideia dos níveis de energia que surgem no modelo de Bohr. Ressaltar que a partir do espectro de hidrogênio são exemplificados os diferentes níveis de energia no átomo e o surgimento do conceito de órbitas.

2.4.3. O COMPORTAMENTO PARTÍCULA-ONDA DO ELÉTRON E O PRINCÍPIO DA INCERTEZA

Demonstrar que, embora o modelo de Bohr falhe para explicar o espectro de linhas de outros átomos, sua contribuição para o modelo quântico diz que a movimentação dos elétrons entre os diferentes níveis no átomo está relacionada a energia emitida ou absorvida.

Então, surge a ideia da natureza dual da matéria, sugerida por Louis De Broglie, que apresenta uma equação onde o comprimento de onda do elétron depende da sua massa e velocidade. A partir dessa ideia, a dificuldade em determinar simultaneamente a posição e o momento do elétron surge com o princípio da incerteza, de Heisenberg, que relaciona essa incerteza matematicamente através de uma equação, associada à equação de De Broglie.

O aluno deve entender que neste momento se estabelecem as bases para um novo modelo para o átomo: o modelo baseado na mecânica quântica.

2.4.4. O INÍCIO DA MECÂNICA QUÂNTICA: A EQUAÇÃO DE SCHRÖDINGER

Apresentar para o aluno que a mecânica quântica surge com a equação de Schrödinger, que incorpora o comportamento ondulatório e de partícula do elétron. A equação pode ser demonstrada. Esclarecer que suas resoluções são resultados probabilísticos e, por isso, é abandonada a ideia de um modelo determinístico para o átomo.

Para entender a aplicação da equação de Schrödinger é necessário um conhecimento avançado de cálculo e detalhes mais profundos. No entanto, para a abordagem no ensino médio e a compreensão da estrutura atômica a partir desta teoria, seus resultados qualitativos são suficientes.

2.4.5. O CONCEITO DE ORBITAL, NÚMEROS QUÂNTICOS E SUA RELAÇÃO COM A EQUAÇÃO DE SCHRÖDINGER

Neste momento, o aluno é capaz de compreender que a ideia de órbita, do modelo de Bohr é abandonada e um novo conceito surge: o orbital. Através da equação de Schrödinger, é possível definir um novo modelo para a eletrosfera no átomo e que as resoluções da equação, chamadas funções de onda, geram formas para estes orbitais, que definem a região de maior probabilidade de se encontrar esse elétron. O aluno também deve ser capaz de compreender as informações fornecidas pelos números quânticos, como formato do orbital, nível energético do elétron e a distribuição da densidade eletrônica nos orbitais sem aprofundamento dos cálculos da equação de Schrödinger. É ressaltar que é errado representar o orbital como “caixinha”, pois se torna incoerente com a definição de função de onda.

2.4.6. A DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA NOS ORBITAIS

Demonstrar para o aluno o que é a distribuição eletrônica nos orbitais e as regras utilizadas: o princípio da exclusão de Pauli e a regra de Hund. Relacionar os orbitais a quantidade de energia e como esta energia varia na eletrosfera. Associar as informações dos números quânticos aos elétrons distribuídos. Para que o assunto não se limite apenas à distribuição dos elétrons nos orbitais, pode ser comentada uma propriedade importante à respeito das propriedades magnéticas: o paramagnetismo e diamagnetismo, que podem ser analisados a partir do emparelhamento dos elétrons.

3. CONCLUSÃO

Após a análise da abordagem do modelo quântico nos livros didáticos selecionados, foi observado que eles não exploram a função e a importância do modelo na sua totalidade. A partir da análise, o livro didático para o ensino médio que apresentou a maioria dos tópicos selecionados foi o do autor Dalton Franco. É também o livro que mais se aproximou da proposta deste trabalho, que inicia o estudo do modelo quântico desde a sua origem, apresentando os fenômenos que levaram ao seu desenvolvimento, utilizando bem a transposição didática ao discutir

o problema do corpo negro, o efeito fotoelétrico e o espectro de emissão, com a citação das contribuições de De Broglie e uma discussão clara da natureza dual do elétron, do princípio da incerteza de Heisenberg e das funções de onda da equação de Schrödinger. Faz referência a este modelo como um modelo probabilístico, aborda os números quânticos até a distribuição eletrônica nos orbitais segundo o princípio da exclusão de Pauli e a regra de Hund.

Contudo, para que este assunto seja abordado como proposto neste trabalho, ainda há a escassez de material didático consistente, que traga um esclarecimento de sua utilização ou importância no ensino de química. Outra dificuldade observada é a necessidade do professor dispor de um tempo maior para a discussão deste modelo, algo fora da maioria das realidades das escolas.

Fica claro que, sem um material que traga uma correta transposição do modelo quântico e uma sequência de conteúdos coerente, sua utilização no ensino médio se torna sem objetivo. Entretanto, seu tratamento pode estar limitado à origem e ao desenvolvimento de uma das ferramentas mais importantes e mais completas para a compreensão do átomo.

4. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

BRASIL. Ministério da Educação (MEC), Secretaria de Educação Média e Tecnológica (Semtec). **Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio. Ciências Matemáticas e da Natureza e suas tecnologias**. Brasília: MEC/Semtec, 2000.

_____. **PCN + Ensino Médio: orientações educacionais complementares aos Parâmetros Curriculares Nacionais – Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias**. Brasília: MEC/Semtec, 2002.

BROWN, Theodore L. LEMAY, H. Eugene, BURSTEN, Bruce E. **Química, A Ciência Central**, 9ª edição; tradutor Robson Matos; consultores técnicos André Fernando de Oliveira e Astréa F. de Souza Silva. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

DOMINGUINI, Lucas. **A Transposição Didática como Intermediadora entre o Conhecimento Científico e o Conhecimento Escolar**. Revista Eletrônica de Ciências da Educação, Campo Largo, v. 7, n. 2, Nov. 2008, p. 8.

FELTRE, Ricardo. **Química**, 7. ed. v.1. São Paulo: Moderna, 2008.

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Química: química geral**. São Paulo: FTD, 2007.

FRANCO, Dalton Sebastião. **Química**, v. 1. São Paulo: FTD, 2009.

LEVINE, Ira N. **Physical Chemistry**, 6th edition. Mc Graw-Hill Higher Education, 2009.

MATOS FILHO, Maurício A. Saraiva de, MENEZES, J. E., SILVA, R. de Santana da, QUEIROZ, S. M. **A Transposição Didática em Chevallard: As Deformações/Transformações Sofridas pelo Conceito de Função em Sala de Aula**. 2008, p. 1196 – 1197.

PERUZZO, Francisco M.; CANTO, Eduardo L. **Química: na Abordagem do Cotidiano**. 3^a. ed. v.1. Química geral e inorgânica. São Paulo: Moderna, 2003.

SILVA, José Luis P. B. CUNHA, Maria B. de M. **O Modelo Atômico Quântico em Livros Didáticos de Química para o Ensino Médio**. 2009.

_____. **Para Compreender o Modelo Atômico Quântico**. XIV Encontro Nacional de Ensino de Química, Curitiba, 2008.

USBERCO, João, SALVADOR, Edgard. **Química**, volume único. 7. Ed. Reform. São Paulo: Saraiva, 2006.