

Universidade Federal de Sergipe  
Campus Prof. José Aloísio de Campos  
Centro de Ciências Exatas e Tecnologia  
Departamento de Química

Janaynna Suanny Soares Silva

O conceito de Orbital Atômico em livros didáticos de Química do Ensino  
Médio

Trabalho de conclusão de curso  
apresentado em cumprimento às  
exigências do Curso de Licenciatura em  
Química do Campus Prof. José Aloísio de  
Campos da Universidade Federal de  
Sergipe.

Orientador: Prof. Dr. José Diogo de  
Lisboa Dutra

São Cristóvão-SE, 2023

Louvados sejam sempre os Santíssimos  
Nomes de Jesus, Maria e José.

## **Agradecimentos**

Sou grata a Deus por ter me permitido a conclusão desse trabalho, bem como do meu curso de Química Licenciatura. Em minhas orações pedia a ajuda de Maria Santíssima e de São José durante esse processo, por isso, deixo público meu agradecimento pela intercessão deles.

Agradeço o apoio da minha família durante toda a graduação, minha mãe (Ster Suzana); meus irmãos (Nelly, Kayque, Julyanna, Neto e Maria Clara); meus avós (Ivone e Juvino) e meus tios (Neto, Silvana e Diego).

Agradeço a todos os docentes que contribuíram para minha formação, em especial ao professor Dr. José Diogo, que foi de fundamental importância como meu orientador e sempre esteve disposto a me ajudar. Agradeço também a solicitude e disponibilidade das professoras Dra. Adjane e Dra. Iara, as quais compuseram a Banca Avaliativa desse trabalho.

Sou grata a M.a Carolina por seu importantíssimo auxílio nesse trabalho, também ao Dr. Pedro pela ajuda e a todos aqueles que de alguma forma me auxiliaram na graduação.

## Sumário

1. Introdução.....	5
2. Objetivos.....	6
3. Fundamentação Teórica .....	7
3.1. Orbital Atômico .....	7
3.2. Ensino do conceito “orbital atômico” .....	8
3.3. Livro Didático .....	9
3.4. Novo Ensino Médio.....	10
4. Metodologia.....	13
5. Resultados e Discussão .....	16
5.1. Análise dos livros do Grupo 1 .....	16
5.2. Análise dos livros do Grupo 2 .....	40
5.3. Ponderações .....	57
6. Considerações Finais.....	68
7. Referências Bibliográficas.....	68

## 1. Introdução

A Química é a ciência que estuda a matéria, suas transformações, bem como, a energia envolvida nestas. Assim, a constituição da matéria foi, e o é, um assunto inquietante para muitos, desde a Grécia Antiga há tentativas de explicar tal constituição. Ao longo da história surgiram várias hipóteses, sendo que, muitos modelos foram propostos a partir da ideia de átomos como o constituinte da matéria. Com a consolidação do pensamento da existência de átomos, a discussão passou então a ser do que os átomos são constituídos e como sua estrutura dá-se, inclusive pode-se dizer que a concepção de átomo no decorrer do tempo é dinâmica, haja vista a quantidade de modelos propostos.

Hodiernamente a ideia de orbital atômico faz parte da explicação do conceito de átomo, e na literatura geralmente se encontram duas definições para orbital atômico: (a) “Função de onda correspondente ao estado de um elétron pertencente a um átomo; [... e (b)] Região do espaço (volume) em volta do núcleo atômico onde há probabilidade de encontrar um ou dois elétrons” (LIMA; SILVA, 2019, p. 14-15).

Todavia, por este ser considerado um assunto complexo, por vezes, a ideia de orbital atômico é omitida dos conteúdos de química no Ensino Médio (EM). Alguns críticos ao ensino desse conteúdo acreditam que os alunos não são capazes de compreendê-lo, tendo em conta a complexidade e abstração do mesmo (TSAPARLIS, 1997). Autores como Lamoureux e Ogilvie (2021) não são favoráveis ao ensino de orbitais nem em disciplinas introdutórias do curso de Química no nível superior, por conta do não suporte matemático dos alunos, havendo a necessidade, do que eles consideram, uma excessiva simplificação.

Por outro lado, há quem defenda o ensino de orbitais, já que, para esses defensores, é um erro tanto científico quanto pedagógico ensinar teorias obsoletas, as quais em um futuro serão substituídas (TSAPARLIS, 1997). Ao passo que Lima e Silva (2019) são favoráveis ao ensino de orbital atômico desde o ensino médio, porquanto, o conceito “de orbital atômico é fundamental para o entendimento da estrutura atômica e molecular, da teoria de ligações químicas, na explicação de mecanismos de reação, entre outros aspectos da Química” (LIMA; SILVA, 2019, p. 11).

Logo, percebe-se que há coerência no ensino do conteúdo de orbital atômico durante o Ensino Médio, mesmo que de forma incipiente, pois que, dessa maneira os alunos poderão

ter ao menos uma noção da atual concepção atômica, a qual não concebe o átomo com órbitas bem definidas na eletrosfera, apesar de esta ajudar a explicar certos fenômenos.

Destarte esse trabalho visa analisar se Livros Didáticos (LD) utilizados no EM no Brasil abordam o conteúdo de orbital atômico, haja vista, a centralidade dos LDs no processo de ensino e aprendizagem (SILVA; BRAIBANTE; PAZINATO, 2013). Ademais, o livro didático é uma das ferramentas de ensino mais presente nas escolas de ensino básico, tornando-se, assim, um importante aliado do professor, desempenhando um papel importante no arranjo dos conteúdos aplicados em cada etapa escolar (LIMA; CIASCA, 2020). Tal análise dar-se-á tanto com livros utilizados até 2022 quanto a partir de 2022, visto que, nesse ano houve uma mudança nas diretrizes do Ensino Médio.

## **2. Objetivos**

### **Objetivo geral**

- Analisar livros didáticos, da disciplina de Química ou da área de Ciências da Natureza e suas Tecnologias, utilizados no Ensino Médio antes e após as mudanças ocorridas nessa etapa da educação básica brasileira em 2022, a fim de verificar se e como abordam o conteúdo de “orbital atômico”.

### **Objetivos específicos**

- Analisar as coleções dos livros de Química ou da área de Ciências da Natureza e suas Tecnologias do PNL D/2018 e PNL D/2021 do Ensino Médio, bem como, livros da editora SAS e Bernoulli para observar se há o conteúdo de orbitais atômicos;
- Nos livros que trazem o conteúdo pesquisado analisar como ele é abordado e se trazem imagens e questionamentos acerca dele;
- Nos livros que não trazem o conteúdo pesquisado analisar se trazem, ao menos, alguma indicação de uma concepção atômica mais atual.

### 3. Fundamentação Teórica

#### 3.1. Orbital Atômico

De acordo com Lima e Silva (2020, p. 1) “os conceitos de orbital atômico são fundamentais para a compreensão e a explicação de grande parte da Química”. A *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC) define orbital atômico como “função de onda de um elétron obtida como uma solução da equação de Schrödinger para um átomo” (MCNAUGHT; WILKINSON, 2012, p. 124, tradução nossa), e, conforme Rozentalski e Porto (2013), associar orbital a uma função de onda é consensual entre os autores. Contudo, da definição baseada na função de onda deriva-se uma outra definição, a qual também é muito utilizada na literatura para significar o orbital atômico, a de “densidade de probabilidade, isto é, a função de onda  $\Psi$  elevada ao quadrado  $\Psi^2$ ” (ROZENTALSKI, 2013, p. 42).

Entretanto, apesar de fundamental, esse conceito é cercado de divergências entre os autores, se orbital é uma entidade ou estado (MULDER, 2010); se orbitais são observáveis ou não, se existem ou não (SCERRI, 2000; OSTROVSKY, 2005); se as duas definições para orbital têm a mesma valia ou se a concepção de função de onda é uma melhor definição do que a de densidade de probabilidade (PESSOA, JR., 2007; LIMA; SILVA, 2020).

Para Mulder (2011) não se deve discutir a existência de orbitais, pois que,

falar de orbitais como existentes ou não é uma maneira incorreta de percebê-los. Orbitais são estados, não entidades. Para as entidades, há uma distinção clara entre existência ou não; uma célula, por exemplo, existe ou não. Portanto, pode-se perguntar significativamente se o termo "célula" se refere ou não. Com os estados, no entanto, a situação é diferente. A questão não é se um sistema como um átomo ou molécula tem um estado ou não, mas sim: qual é o "valor" determinado (a expressão funcional determinada) do estado determinável do sistema? Quando alguém atribui um determinado estado  $\psi$  a um sistema, então não é significativo dizer que  $\psi$  existe ou não (MULDER, 2011, p. 29-30, tradução nossa).

Ademais, a questão de ser observável ou não depende do sentido em que as palavras “observável” e “orbital” são empregadas.

Os orbitais podem ser considerados funções de onda de um elétron ou suas regiões correspondentes de alta probabilidade de densidade, e a “observabilidade” pode ser entendida tanto em um sentido estrito quanto em um sentido impreciso. Somente quando "orbital" é entendido como "função de onda de um elétron" e "observável"

é entendido no sentido estrito é que os orbitais não são observáveis (MULDER, 2011, p. 32, tradução nossa).

A “observabilidade” é tida como estrita quando “pensada quanticamente”, “quando não está [uma partícula] em um autoestado do observável e, portanto, não tem um valor definido para ele, a medida é verdadeiramente ‘quântica’” (MULDER, 2011, p. 26, tradução nossa). No sentido amplo (ou impreciso) é o termo coloquial "observar" como é usado na ciência, que abrange não apenas os resultados de medição direta, mas também qualquer informação útil deduzida desses resultados” (Ibid., 2011, p. 27, tradução nossa).

Lima e Silva (2020) criticam uma visão reducionista a respeito dos orbitais, na qual só um dos conceitos propostos é aceito ou é tido como superior ao outro, assim, “não há apenas um conceito de orbital, mas dois — função de onda e região do espaço — e que não temos critérios para decidir acerca da prioridade de um sobre o outro” (Ibid., 2020, p. 26).

### **3.2. Ensino do conceito “orbital atômico”**

Outra divergência envolvendo o orbital atômico é a respeito do ensino de tal conceito. Há tempos Morwick (1979) dizia que são encontrados dois tipos de objeções ao ensino de orbitais em níveis iniciais, sendo elas: a abstração e matemática em demasia ligadas aos conceitos que permeiam o conteúdo, e isso, algumas vezes, faz com que os professores de nível médio não entendam os conceitos que precisarão ensinar; e que seria melhor gastar o tempo de ensino com conceitos químicos basilares mais “reais”, os quais seriam mais necessários aos alunos, como: propriedades de materiais e poluição.

Entretanto, o mesmo autor supracitado (1979) não é favorável a tais objeções e salienta que se há uma matemática mais complexa que envolve os conteúdos de orbitais e não devem ser explanadas em níveis iniciais de ensino, também é inaceitável negligenciar as concepções atuais de configuração eletrônica. Por isso, de acordo com Morwick (1979) e Lima e Silva (2019) o ponto de debate deveria ser como ensinar orbitais em cada etapa educacional, mais do que, quando ensiná-los.

Diante desses argumentos favoráveis ao ensino do conceito de orbital durante a educação básica percebe-se a importância de tal ensino. Tendo em vista que a função da educação básica também engloba a educação científica, não se deve ensinar conteúdos apenas considerando a facilidade de assimilação por parte dos alunos, mas sim, levar a eles os

conceitos científicos aceitos pela Ciência moderna, respeitando a base dos conhecimentos dos discentes e explorando os conteúdos de acordo com cada nível educacional.

Outro ponto que gera debate acerca do ensino de orbital é quanto às representações de orbitais em livros de Química, tanto Mulder (2011) quanto Lima e Silva (2020) não se opõem a elas, mas deixam claro que “[representações gráficas dos] orbitais dos livros didáticos retratam regiões de densidade de probabilidade, embora em um sentido não tão literal” (MULDER, 2011, p. 34, tradução nossa). E que

nunca é demais lembrar que toda representação está no lugar daquilo que representa. Por isso, utilizar os gráficos da parte angular dos orbitais no lugar dos orbitais, significa que os químicos aceitam um conceito de orbital relacionado ao lugar dos elétrons no espaço atômico, mas não que tais gráficos sejam suas imagens especulares. Orbitais, enquanto região do espaço, são instrumentos para pensar, fazer e ensinar Química (LIMA; SILVA, 2020, p. 26)

### **3.3. Livro Didático**

No ensino de Ciências, o livro didático é importantíssimo, já que, muitas vezes, apenas ele é o material didático de apoio disponível para o corpo docente e discente (VASCONCELOS; SOUTO, 2003). Similarmente, Lima e Ciasca (2020) ponderam que o fato de o LD estar em quase todas as escolas da educação básica no Brasil fez com que ele se tornasse um valioso instrumento pedagógico de apoio ao professor.

Nesse contexto, pode-se dizer que o livro didático está como protagonista, ao longo da história, na educação brasileira (MELZER *et al.*, 2009) e, para Lima e Ciasca (2020), na sala de aula não é possível dispensar a utilização dele. Além disso, por vezes, um LD é a referência para planejar e organizar os conteúdos do currículo escolar do ano letivo (SILVA; BRAIBANTE; PAZINATO, 2013).

Segundo a pesquisa, realizada com docentes, de Santos (2021) o livro didático é o recurso que predomina nas salas de aula. Esse recurso está presente desde as escolas da rede pública às da rede privada. Nas escolas da rede privada, majoritariamente, para ter acesso aos livros há a necessidade de pagar por eles, nessa rede a escolha dos livros é feita pela direção escolar, muitas vezes auxiliada pelo corpo docente e coordenação, atentando-se ao alinhamento das coleções de LD com a perspectiva da escola.

Todavia, nas escolas da rede pública os livros são disponibilizados gratuitamente aos alunos e todos os livros utilizados nessa rede precisam estar na lista do Programa Nacional

do Livro e do Material Didático (PNLD). Tal programa é realizado a cada três (ou quatro) anos, assim os materiais didáticos são renovados na rede pública periodicamente.

O PNLD é destinado a avaliar e a disponibilizar obras didáticas, pedagógicas e literárias, entre outros materiais de apoio à prática educativa, de forma sistemática, regular e gratuita, às escolas públicas de educação básica das redes federal, estaduais, municipais e distrital e também às instituições de educação infantil comunitárias, confessionais ou filantrópicas sem fins lucrativos e conveniadas com o Poder Público (BRASIL, 2018).

O processo de escolha dos livros para integrar o PNLD é iniciado quando o Governo Federal abre um edital com o intuito de que as editoras de LD interessadas possam inscrever seu material. Posteriormente, o material das editoras inscritas é analisado por especialistas de áreas diversas e as coleções de livros aprovadas são listadas em um guia digital, o qual orienta os gestores e docentes das escolas no processo de escolha do material a ser adotado. Sendo que, as Secretarias de Educação (Seducs) e as escolas de sua rede de ensino tomam uma decisão conjunta: se os livros adotados serão os mesmos para todas as escolas da rede que a determinada Seduc abrange; se haverá escolha por grupos de escolas dessa Seduc; ou se cada escola fará sua escolha (BRASIL, 2017).

Ademais, “a execução do PNLD é realizada de forma alternada. São atendidos em ciclos diferentes os quatro segmentos: educação infantil, anos iniciais do ensino fundamental, anos finais do ensino fundamental e ensino médio” (BRASIL, 2018). Os dois últimos PNLDs para ensino médio foram dos anos de 2018 e 2021 e esses programas marcam uma mudança significativa, porquanto, o de 2018 traz os últimos livros utilizados antes das alterações das diretrizes para o ensino médio no país e o de 2021 os primeiros livros adotados no denominado “Novo Ensino Médio”.

### **3.4. Novo Ensino Médio**

A partir do ano de 2022 no Brasil, o estudante que ingressar no Ensino Médio terá o tempo mínimo na escola de 1.000 horas anuais, antes eram 800 horas (BRASIL, 2018). Além disso, a organização curricular do ensino modificou-se, sendo necessário que o currículo “contemple uma Base Nacional Comum Curricular (BNCC) e a oferta de diferentes possibilidades de escolhas aos estudantes, os itinerários formativos, com foco nas áreas de conhecimento e na formação técnica e profissional” (BRASIL, 2018).

[A BNCC] é um conjunto de orientações que deverá nortear a (re)elaboração dos currículos de referência das escolas das redes públicas e privadas de ensino de todo o Brasil. A Base trará os conhecimentos essenciais, as competências, habilidades e as aprendizagens pretendidas para crianças e jovens em cada etapa da educação básica (BRASIL, 2018).

No “Novo Ensino Médio” a divisão dos conteúdos de aprendizagem dá-se em quatro áreas de conhecimentos (que abrangem as disciplinas) e não por disciplinas, sendo essas áreas: “Linguagens e suas Tecnologias; Matemática e suas Tecnologias; Ciências da Natureza e suas Tecnologias; Ciências Humanas e Sociais Aplicadas. [Além dessas áreas também é possível a oferta de disciplinas em] formação técnica e profissional” (BRASIL, 2018, p. 468).

Dessa forma, as editoras que antes publicaram os LDs por disciplinas passaram, por vezes, a disponibilizá-los por livros referentes às áreas de conhecimentos. Todas as coleções aprovadas no PNLD/2021 trazem seis livros da área de Ciências da Natureza e suas Tecnologias para serem utilizados durante todo o ensino médio, tendo cada um desses livros um tema central e sem uma divisão expressa das disciplinas que esta área abrange, a saber: Química; Física e Biologia. A divisão dos conteúdos por disciplinas ocorre geralmente por capítulos ou temas, mas não de forma expressa, e não há, no geral, uma sequência de capítulos para cada uma delas, nos livros há uma mescla na sequência dos capítulos intercalando diferentes disciplinas. Porém, acontece também de um capítulo ser interdisciplinar.

Tal fato contrasta com os livros do PNLD/2018, no qual as coleções dos livros da disciplina de Química eram separadas das demais de outras matérias, tendo três volumes, um para cada ano. Contudo, em alguns livros de editoras utilizados em colégio particulares desde antes de 2022 já havia a indicação das áreas de conhecimento, porém a divisão apesar de seguir essas áreas, ainda, muitas vezes, deixa clara a distinção das disciplinas.

Outrossim, hodiernamente, a educação básica brasileira precisa, conforme a BNCC, apoiar-se em competências. Na etapa do Ensino Médio, cada uma das quatro áreas possui competências específicas, além destas, há dez competências gerais que norteiam todas as etapas da Educação Básica. Uma vez que, de acordo com a BNCC

competência é definida como a mobilização de conhecimentos (conceitos e procedimentos), habilidades (práticas, cognitivas e socioemocionais), atitudes e valores para resolver demandas complexas da vida cotidiana, do pleno exercício da cidadania e do mundo do trabalho (Brasil, 2018, p. 8).

As três competências específicas da área de Ciências da Natureza e suas Tecnologias são:

1. Analisar fenômenos naturais e processos tecnológicos, com base nas interações e relações entre matéria e energia, para propor ações individuais e coletivas que aperfeiçoem processos produtivos, minimizem impactos socioambientais e melhorem as condições de vida em âmbito local, regional e global.
2. Analisar e utilizar interpretações sobre a dinâmica da Vida, da Terra e do Cosmos para elaborar argumentos, realizar previsões sobre o funcionamento e a evolução dos seres vivos e do Universo, e fundamentar e defender decisões éticas e responsáveis.
3. Investigar situações-problema e avaliar aplicações do conhecimento científico e tecnológico e suas implicações no mundo, utilizando procedimentos e linguagens próprios das Ciências da Natureza, para propor soluções que considerem demandas locais, regionais e/ou globais, e comunicar suas descobertas e conclusões a públicos variados, em diversos contextos e por meio de diferentes mídias e tecnologias digitais de informação e comunicação (TDIC) (BRASIL, 2018, p. 553).

Cada competência específica traz diversas habilidades relacionadas a ela, estas precisam ser desenvolvidas no processo de ensino-aprendizagem. A primeira competência relaciona-se a sete habilidades; a segunda traz nove e a terceira possui dez habilidades. E elas são diferenciadas por códigos, segue o exemplo de uma habilidade com seu código: “(EM13CNT201) Analisar e discutir modelos, teorias e leis propostos em diferentes épocas e culturas para comparar distintas explicações sobre o surgimento e a evolução da Vida, da Terra e do Universo com as teorias científicas aceitas atualmente” (BRASIL, 2018, p. 557).

A explanação de tal código, em conformidade com Diniz (2020), é que EM13CNT201 começa indicando com letras a etapa da educação básica que está inserida a habilidade (EM – Ensino Médio); após as letras há o número 13, mostrando que a habilidade pode ser desenvolvida da primeira (1) à terceira (3) série do Ensino Médio, ou seja, durante todo ele; o segundo grupo de letras refere-se à área do conhecimento, CNT – Ciências da Natureza e suas Tecnologias; já o trio de números final é iniciado remetendo à competência específica, o “2” no exemplo indica a segunda competência específica, e os dois últimos números indicam qual é o número da habilidade, 01 – a primeira habilidade dentre as nove da competência dois.

Sendo que há três habilidades que podem justificar o conteúdo de orbitais no Ensino Médio, a EM13CNT201 já exposta e:

(EM13CNT205) Interpretar resultados e realizar previsões sobre atividades experimentais, fenômenos naturais e processos tecnológicos, com base nas noções de probabilidade e incerteza, reconhecendo os limites explicativos das ciências (BRASIL, 2018, p. 557).

(EM13CNT303) Interpretar textos de divulgação científica que tratem de temáticas das Ciências da Natureza, disponíveis em diferentes mídias, considerando a apresentação dos dados, tanto na forma de textos como em equações, gráficos e/ou tabelas, a consistência dos argumentos e a coerência das conclusões, visando construir estratégias de seleção de fontes confiáveis de informações (BRASIL, 2018, p. 559).

#### 4. Metodologia

A análise realizada nesse trabalho foi feita por meio de uma pesquisa bibliográfica, a qual segundo Gil (2002, p. 44) “é desenvolvida com base em material já elaborado, constituído principalmente de livros e artigos científicos. [... E] os livros constituem as fontes bibliográficas por excelência”. Dessa maneira, foram analisadas as seis coleções de livros de Química que constam no PNLD/2018, em cada uma das coleções há três livros, um para cada ano do EM. Bem como, os livros de EM da editora SAS, sendo os livros do primeiro ano usados em 2020, os do segundo ano em 2021 e os do terceiro em 2022, e o livro Ciências da Natureza e Matemática do primeiro ano em 2021 da editora Bernoulli. Todos esses livros estão expressos no Quadro 1, nele constam-se os livros do denominado, nesse trabalho, Grupo 1.

Quadro 1 – LDs do EM da disciplina de Química utilizados antes de 2022 analisados, Grupo 1.

Nº	Livro (Coleção)	Autor	Editora
1	Química: Ensino Médio	M. Reis Fonseca	Ática
2	Química: Ensino Médio	E. Mortimer e A. Machado	Scipione
3	Ser Protagonista: Química	J. Lisboa <i>et al.</i>	SM
4	Vivá: Química	V. Novais e M. Antunes	Positivo
5	Química	C. Ciscato <i>et al.</i>	Moderna
6	Química Cidadã	W. dos Santos <i>et al.</i>	AJS
7	Química	F. de Brito	SAS
8	Química	B. Pires <i>et al.</i>	Bernoulli

Fonte: A autora, 2023.

Cabe ressaltar que os livros da editora SAS são disponibilizados aos alunos em módulos que contêm os livros de todas as disciplinas e da Bernoulli há o módulo de livros de Matemática, Física, Química e Biologia. E ambas as editoras anualmente publicam mais de um módulo. Mesmo antes do Novo Ensino Médio, elas já separavam as disciplinas por área do conhecimento, mas dentro das áreas mantinham as disciplinas separadas uma das outras, no caso da área de Ciências da Natureza e suas Tecnologias os conteúdos de Física, Química e Biologia estão separados em suas respectivas disciplinas. Tal organização se manteve para os livros de primeiro ano publicados em 2022.

O outro grupo de livros analisado, Grupo 2, é o conjunto de obras para o “Novo Ensino Médio”, isto é, utilizados a partir de 2022, que estão listadas no Quadro 2. As sete primeiras coleções apresentadas são as aprovadas pelo PNLD/2021 para a área de conhecimento de Ciências da Natureza e suas Tecnologias, a qual se inclui a disciplina de Química. Já os livros de nº “8” e “9”, as coleções não foram analisadas para todo o EM, mas somente os livros de primeiro ano.

Quadro 2 – LDs do EM da área de Ciências da Natureza utilizados a partir de 2022 analisados, Grupo 2.

Nº	Livro (Coleção)	Autor	Editora
1	Multiversos: Ciências da Natureza	L. Godoy; R. Agnolo e W. Melo.	FTD
2	Matéria, vida e energia: uma abordagem interdisciplinar	E. Mortimer <i>et al.</i>	Scipione
3	Ser Protagonista: Ciências da Natureza e suas tecnologias	A. Fukui <i>et al.</i>	SM
4	Moderna Plus: Ciências da Natureza e suas tecnologias	J. Amabis <i>et al.</i>	Moderna
5	Diálogo: Ciências da Natureza e suas tecnologias	K. Santos <i>et al.</i>	Moderna
6	Ciências da Natureza: Lopes e Rosso	S. Lopes e S. Rosso	Moderna
7	Conexões: Ciências da Natureza e suas tecnologias	M. Thompson <i>et al.</i>	Moderna
8	Química	F. de Brito	SAS
9	Coleção Movimento	B. Pires <i>et al.</i>	Bernoulli

Fonte: A autora, 2023.

Inicialmente, foi verificado em cada coleção, ou livro, se havia o conteúdo de orbital atômico. Após, nos livros que continham o conteúdo, foi analisado como se dava a definição de orbital; se havia imagens ilustrando o conteúdo e/ou questões a respeito dele.

Foram escolhidos esses três pontos de observação porque na literatura há duas definições recorrentes para orbital atômico, de forma simplificada: a de função de onda e de

densidade de probabilidade. Ademais, imagens e questionamentos estão presentes nos livros didáticos e são tidos como ferramentas de suporte para o processo de ensino-aprendizagem.

As imagens estão presentes nos LDs e são estimadas no ato de educar dos diversos componentes curriculares, inclusive no ensino de Ciências (TOMIO *et al.*, 2013). Contudo, esses mesmos autores salientam que “os significados para uma imagem surgem na interação do sujeito leitor com a imagem, a partir das particularidades e restrições de um contexto” (TOMIO *et al.*, 2013, p. 27). No ensino de orbitais atômicos tais particularidades e restrições de um contexto referentes a imagens são muito importantes, haja vista que, por vezes, há uma má interpretação das representações pictóricas dos orbitais, dando a elas uma ideia realística, como se orbitais fossem entidades existentes tais quais expressas nas imagens.

Rozentalski e Porto (2015, p. 182, grifo do autor) destacam que partindo de algumas representações os orbitais atômicos são tidos e “manipulados *tal como (supostamente) são na Natureza*”, esta concepção ocorre inclusive no nível superior educacional de formação de químicos. Lemes (2013) ao entrevistar doutorandos de Química percebeu que eles acreditam no orbital como uma entidade que possui um formato determinado e que este se assemelha às formas trazidas nos LDs como densidade eletrônica. Por isso, é importante que os autores de LD ao trazer representações exponham o que elas significam. Desse modo, é preciso “distinguir representação (signo) de representado (objeto da realidade), o que, necessariamente, conduzirá em explicitar quais aspectos do último alimenta a construção do primeiro” (ROZENTALSKI; PORTO, 2015, p. 202).

Além disso, orbitais são representados tanto como uma região ou volume com diferentes intensidades e sem uma borda definida, quanto por formas diferentes referentes aos subníveis energéticos, ainda que ambas as representações, nos livros de Química, frequentemente, são provenientes da função de onda (que representa o estado de um elétron) ao quadrado. Rozentalski e Porto (2015) salientam que a diversidade de imagens é devida ao fato de que a representação de orbitais, independentemente de qual seja, é incompleta, abarcando somente alguns aspectos deles, isto faz com que as representações se complementem. Assim, “as nuvens eletrônicas enfatizam o comportamento probabilístico do elétron, salientando as diferentes probabilidades em diferentes posições, conforme a distância em relação ao núcleo; as superfícies limites destacam as formas e o caráter direcional dos orbitais” (ROZENTALSKI; PORTO, 2015, p. 200). Ambas as representações são

necessárias, sem ter como ponderar qual a melhor, por isso, empregá-las em conjunto fazendo comparações, mostrando o que se assemelham e o que diferem, seria relevante (Ibid., 2015).

Por conseguinte, analisar-se-á como os autores dos LDs explicam as representações de orbitais, quais são as representações trazidas e se quando trazem as duas comumente utilizadas se é explicada a ligação entre elas.

Como já foi apontado, além das imagens será analisado se há questionamentos a respeito do conteúdo de orbitais nos LDs, porquanto, para Silva e Lopes (2015) o questionamento auxilia no aumento e melhoria do ato de aprender, esses mesmos autores ainda explanam que, para muitos investigadores o questionamento é um meio importantíssimo para que os alunos logrem êxito no processo de aprendizagem. Posto isto, seria um interessante auxílio aos alunos, na compreensão do conteúdo, que os livros didáticos trouxessem perguntas junto à teoria, pois que, conforme Hayashi (2012) o questionamento nos textos auxilia os leitores no processamento do que é estudado.

Nos livros que não trazem o conteúdo de orbital atômico foi observado qual o último modelo atômico apresentado, tendo em conta que, os modelos atômicos são apresentados frequentemente em uma sequência histórica, e se há, ao menos, alguma indicação aos alunos de que a atual concepção atômica não é necessariamente a do último modelo apresentado.

## **5. Resultados e Discussão**

Os resultados serão apresentados inicialmente para os livros do Grupo 1 e depois para os do Grupo 2. Em cada grupo será apresentado primeiramente os LDs que possuem o conteúdo de orbital atômico, sendo quatro tópicos observados em cada livro, na seguinte ordem: a forma como orbitais são abordados; as representações gráficas dos orbitais; as perguntas relacionadas ao tema; informações extras trazidas nos LDs. Em seguida é comentado sobre os livros que não trazem o conteúdo de orbital atômico em cada grupo.

### **5.1. Análise dos livros do Grupo 1**

Os livros do Grupo 1 serão identificados de acordo com a numeração do Quadro 1, por exemplo, o 1LD4 diz respeito à coleção Vivá da editora Positivo, trazida em amarelo no Quadro 1, na posição de número 4.

### 5.1.1. Como é definido “orbital atômico”?

Dos livros desse grupo, três trazem o conceito de orbital atômico (1LD2; 1LD6; 1LD7, ver Quadro 3) e os outros cinco não trazem (1LD1; 1LD3; 1LD4; 1LD5; 1LD8).

Quadro 3 – definição de orbital atômico nos LDs utilizados antes de 2022, livros do Grupo 1.

Livro (coleção)	Definição de orbital atômico
1LD2	“A região mais provável de encontrar um elétron a certa distância do núcleo.” (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 176)
1LD6	“Orbital é a região no espaço em que há alta probabilidade de encontrarmos o elétron.” (SANTOS <i>et al.</i> , 2016, p. 252)
1LD7	“É o volume do espaço onde ocorre a maior probabilidade de o elétron ser encontrado.” (BRITO, 2020, p. 5)

Fonte: A autora, 2023.

#### *Química: Ensino Médio da Ed. Scipione (1LD2)*

No livro um dessa coleção, no capítulo seis “Modelos para o átomo e uma introdução à tabela periódica” os autores começam uma seção intitulada “O modelo atual – comportamento dual do elétron, incerteza e orbital” comentando a respeito do modelo atômico de Bohr e citam a quantização da luz e da dualidade da sua natureza: onda e partícula. Em seguida é citado que De Broglie pensou em associar a mesma dualidade de natureza ao elétron, porém não conseguiu sucesso ao tentar propor um método matemático de quantização. Mas a base de sua ideia estimulou Schrödinger na proposição de uma equação de onda para o elétron, tal equação, segundo os autores, resultou no atual modelo aceito (MORTIMER; MACHADO, 2016).

Após, cita-se que a equação de Schrödinger foi a mais popular na época, mesmo havendo outros cientistas ao redor da Europa que buscavam formular equações para a nova mecânica quântica. “Um problema, no entanto, persistia: a solução da equação de Schrödinger, que descrevia o comportamento das partículas, resultava numa grandeza ondulatória – a função de onda  $\psi$  (psi)” (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 176).

Seguidamente uma subseção é apresentada “Qual é o significado físico de uma onda associada a uma partícula – o elétron?”, a qual é iniciada com a explanação de que Max Born fez a proposição de que ao elevar a função de onda ao quadrado poder-se-ia chegar à ideia de “densidade de probabilidade eletrônica, isto é, como a probabilidade de encontrar o elétron

em uma região da eletrosfera. Dessa forma, a aplicação de uma equação de onda ao elétron resultaria numa descrição probabilística dele” (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 176).

Após tal explicação é citado o conceito de orbital atômico: “Essa descrição probabilística resulta na ideia de orbital, definido como a região mais provável de encontrar um elétron a certa distância do núcleo” (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 176, grifo nosso). Além disso, é exposto uma imagem de representação dessa descrição probabilística para o orbital do átomo de hidrogênio no seu estado fundamental. E segue-se o texto:

Note que um orbital, coerente com a ideia de uma descrição probabilística, é uma região do espaço que não tem fronteiras bem delimitadas. Há outras formas possíveis de orbitais, que correspondem a outros estados quânticos ( $\psi$ ) do elétron. Normalmente, nos referimos a esses diferentes orbitais usando as letras s, p, d e f. É importante lembrar que, no modelo de Bohr, apenas a energia total do elétron estava quantizada (energia apenas com valores discretos), o que resultava na ideia de níveis de energia associados a um único número inteiro, chamado de número quântico. No modelo atual, existem quatro números quânticos associados a cada elétron, o que torna a descrição mais complexa (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 176).

Apresenta-se em seguida o Princípio de Incerteza de Heisenberg e conclui-se a seção com: “a grande diferença entre o modelo de Bohr e o modelo atual é que o primeiro ainda lidava com ideias intuitivas tiradas de analogias com outras teorias clássicas, como a ideia de órbita, ao passo que o segundo suprimiu muitas dessas ideias” (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 177).

#### *Química Cidadã da Ed. AJS (ILD6)*

Nessa coleção, no livro três, no capítulo seis “Modelo Quântico”, na seção três “A função de onda e os orbitais atômicos”, tem-se que a equação de Maxwell não poderia mais desenvolver os cálculos de energia dos elétrons quando houve os postulados de quantização dos níveis e subníveis de energia, a dualidade da natureza do elétron e o Princípio da Incerteza (esses dois conceitos foram explicados nesse LD na seção dois “Modelo quântico para o átomo”), por isso, uma nova equação foi desenvolvida por Erwin Schrödinger (SANTOS *et al.*, 2016).

Em sua abordagem, ele [Schrödinger] se apoiou na natureza ondulatória do elétron e para cada valor de energia propôs uma função de onda, representada pela letra grega  $\Psi$  (psi), que permite chegar a três variáveis denominadas números quânticos:

principal, secundário e magnético. Esses já haviam sido introduzidos, de modo arbitrário, para explicar os espectros atômicos.

A interpretação física dessa função foi dada, posteriormente, pelo físico alemão Max Born [1882-1970]. Para ele, por meio dessa função de onda é possível descrever a probabilidade de encontrarmos um elétron em uma dada região no espaço (SANTOS *et al.*, 2016, p. 251).

Posteriormente, é dito que Maurice Dirac aperfeiçoou a equação de Schrödinger, ao “conceber o que se pode chamar de movimento de rotação em torno do eixo do elétron, descrito pela nova Física como spin, obtido como uma solução do conjunto de equações que ele desenvolveu” (SANTOS *et al.*, 2016, p. 251). Evidenciou-se que esses estudos contribuíram significativamente ao introduzir a ideia de número quântico.

Para cada conjunto de números quânticos corresponde um valor de energia e uma função de onda. Cada uma dessas funções está associada a uma distribuição espacial da probabilidade de localização do elétron no átomo. Essa região de alta probabilidade (superior a 90%) de se encontrar o elétron foi denominada orbital atômico.

Dessa forma, podemos dizer que o modelo da Mecânica Quântica associa a energia do elétron à probabilidade de sua localização, por meio da função de onda que corresponde ao orbital atômico. Assim, os orbitais são definidos, segundo sua energia, por quatro números quânticos, que correspondem à localização “mais provável” de um determinado elétron.

A denominação orbital sugere algo menos definido do que uma órbita, que foi proposta, por Bohr, como trajetória do elétron.

Podemos dizer então que:

Orbital é a região no espaço em que há alta probabilidade de encontrarmos o elétron (SANTOS *et al.*, 2016, p. 251-252, grifo do autor).

É destacado que a partir das concepções de dualidade da natureza eletrônica e da forma de descrever o elétron pela Mecânica Quântica, ele não deve ser pensado como uma “esferinha”. A Quântica descreve o comportamento do elétron, mas não sua forma. “Assim, segundo a Mecânica Quântica, não há como descrever, fisicamente, o elétron, mas há como identificar sua energia e a probabilidade espacial de encontrá-lo” (SANTOS *et al.*, 2016, p. 252).

#### *Química da Ed. SAS (ILD7)*

O início do capítulo cinco “Átomo da Mecânica Quântica”, do livro dois dessa coleção, dá-se com uma seção intitulada “A obsolescência do modelo Rutherford-Bohr” na qual se fala sobre avanços da mecânica quântica que impossibilitaram as ideias de órbita do

elétron ao redor do núcleo e de que o elétron fosse tido como corpúsculo sempre. Essa seção é finalizada com a ideia do “modelo atômico orbital. De acordo com esse modelo, não se pode determinar a exata posição do elétron na eletrosfera, porém há uma grande probabilidade de que ele seja encontrado em um local denominado orbital” (BRITO, 2020, p. 3).

Em seguida, é exposto o Princípio da Dualidade e o Princípio da Incerteza de Heisenberg, para então ser falado sobre a Equação de Schrödinger. Ao se falar desta, é colocado a impossibilidade de comparação do elétron com qualquer coisa que seja macroscópica. Segue-se tratando o texto de que a mente humana tende a fazer correlações entre as coisas, mas, quando não há como relacionar determinada coisa à outra, apenas mentes treinadas logram êxito em explicar situações de forma indireta, por isso, De Broglie, Heisenberg e Schrödinger fizeram uso da matemática. E esse último cientista propôs “a equação que melhor descreve os fenômenos relativos ao elétron sob a luz da Mecânica Quântica ondulatória” (BRITO, 2020, p. 4).

Após essas explanações tem-se a seção “Orbital atômico”, ela é iniciada expondo que a ideia dos três cientistas supracitados levou ao conceito de orbital, porém não mais um orbital como pensado por Bohr que descrevia uma trajetória, pois que, o elétron não é apenas partícula. Assim, o autor pede ao leitor que faça uso da imaginação e se ponha dentro de uma noite escuríssima, havendo um vaga-lume próximo, a velocidade do inseto varia e sua luz ora acende ora apaga, estando apagada a luz não se pode conhecer a trajetória do vaga-lume, não obstante, poder-se-ia “ter ideia do volume do espaço onde ele pode ser encontrado. Esse volume do espaço seria o orbital do vaga-lume” (BRITO, 2020, p. 4). Fala-se um pouco mais desse volume e é exemplificado com uma imagem, que será trazida na próxima seção de análise.

O texto então foca no elétron após a analogia com o vaga-lume:

Veja, agora, o que ocorre com o elétron. Considere-o como um corpúsculo localizado em um determinado local da eletrosfera. De repente, ele "desaparece", transformando-se em onda, e se desloca. Agora, "reaparece" em outro local da eletrosfera, novamente como corpúsculo. Esses atos contínuos de "aparecer" e "desaparecer" tornam inviável a proposta de órbita (trajetória) do modelo de Bohr. Contudo, o conceito de orbital torna-se perfeitamente adequado a essa situação. O orbital não é uma nuvem de elétrons, mas uma região de alta probabilidade de o elétron ser encontrado. E como se trata de probabilidade, o elétron pode não se encontrar no orbital em determinado tempo (BRITO, 2020, p. 5).

Para definir mais claramente “orbital atômico” tem-se um aviso “TOME NOTA” na parte superior de um quadro e dentro deste há o seguinte texto: “Orbital atômico é o volume do espaço onde ocorre a maior probabilidade de o elétron ser encontrado” (BRITO, 2020, p. 5, grifo nosso).

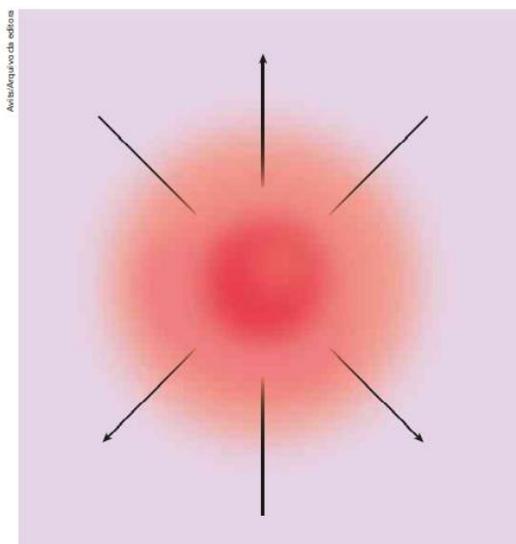
### 5.1.2. Qual a representação gráfica do orbital?

*Química: Ensino Médio da Ed. Scipione (1LD2)*

Há duas imagens representando orbitais atômicos nesse LD e uma terceira relacionada a ligações covalentes, a primeira, que é a Figura 1, está relacionada com o seguinte texto:

“Essa descrição probabilística resulta na ideia de orbital, definido como a região mais provável de encontrar um elétron a certa distância do núcleo. Para o átomo de hidrogênio no estado fundamental, essa descrição pode ser representada como se observa na figura 6.53 [numeração do LD]” (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 176).

Figura 1 – representação do orbital 1s para o átomo de hidrogênio, conforme 1LD2.



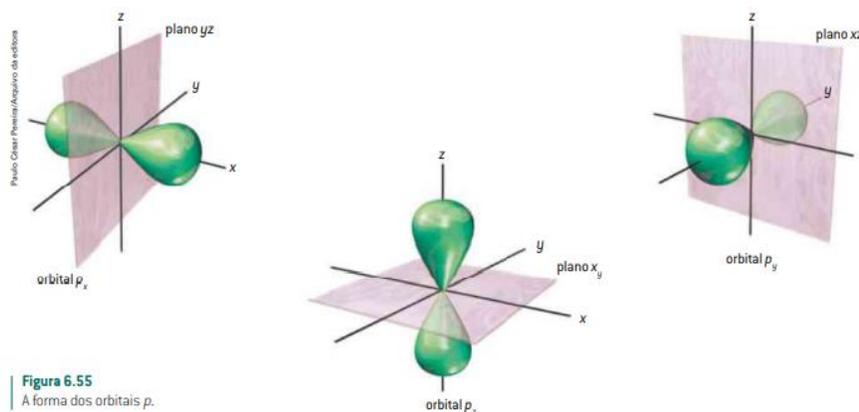
**Figura 6.53**  
Representação do orbital 1s para o átomo de hidrogênio segundo o modelo atual.

Fonte: MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 176.

Na seção “Números quânticos, distribuição eletrônica e a organização da tabela periódica moderna”, a qual é posterior a seção que apresenta a ideia de orbital atômico, há a explicação acerca do segundo número quântico, assim há imagens relacionadas ao tema de “orbital atômico”, antes da Figura 2 há o texto:

O segundo número quântico, que chamaremos de **número quântico do momentum angular orbital**, está relacionado aos subníveis de energia dentro de um mesmo nível. Ele é designado pela letra  $l$  e pode assumir valor que vai de **zero** até  $n - 1$ , em que  $n$  é o número quântico principal. Esse segundo número quântico pode ser associado à forma do orbital. Associamos aos valores de  $l = 0, 1, 2$  e  $3$ , respectivamente, as letras  $s, p, d, f$ . Já vimos que os orbitais  $s$  têm forma esférica. Já os orbitais  $p$  têm a forma aproximada de dois balões (bexigas) ligados (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 178, grifo do autor).

Figura 2 – representação dos orbitais  $p$ , conforme 1LD2.



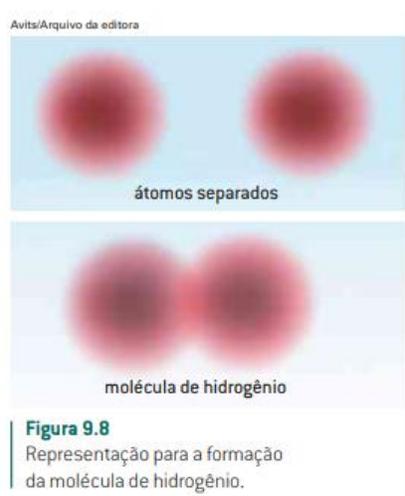
Fonte: MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 178.

Após a imagem segue-se o texto:

Para os orbitais pertencentes aos subníveis  $d$  e  $f$ , as formas são bem mais complicadas e não vamos descrevê-las aqui. Lembre-se de que já comentamos que a ideia de forma dos orbitais resultou da aplicação de uma equação de onda a uma partícula, que é o elétron. Na tentativa de fornecer um significado físico a essa ideia, o orbital pode ser interpretado como a região na qual é maior a probabilidade de encontrar o elétron a uma certa distância do núcleo; por isso, ele pode ser associado a uma forma espacial (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 179).

Quando o livro aborda o conceito de “ligação covalente” é trazida a Figura 3.

Figura 3 – representação para a formação da molécula de hidrogênio, conforme 1LD2.

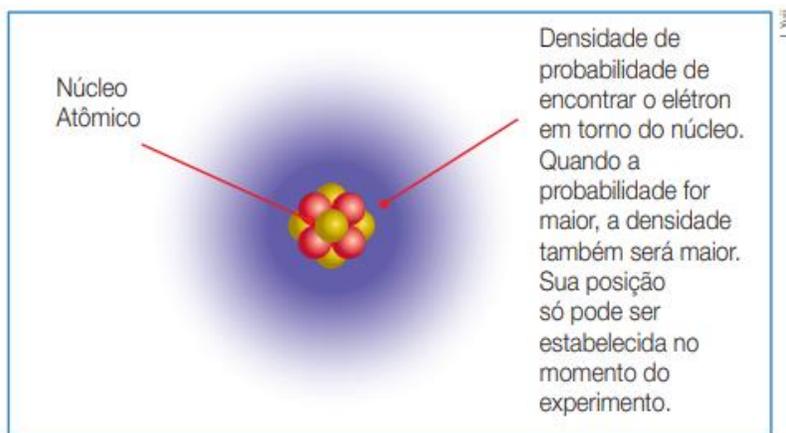


Fonte: MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 261.

#### *Química Cidadã da Ed. AJS (1LD6)*

Inicialmente há duas imagens nesse LD remetendo ao orbital atômico. A primeira delas é a Figura 4 e está relacionada com o texto: “O modelo atômico de Schrödinger sugere que não é possível determinar a trajetória do elétron em torno do núcleo; o que se pode determinar é uma certa energia e, com isso, obter uma região onde é mais provável encontrar o elétron” (SANTOS *et al.*, 2016, p. 251).

Figura 4 – representação de um átomo de acordo com modelo atômico de Schrödinger, segundo o 1LD6.

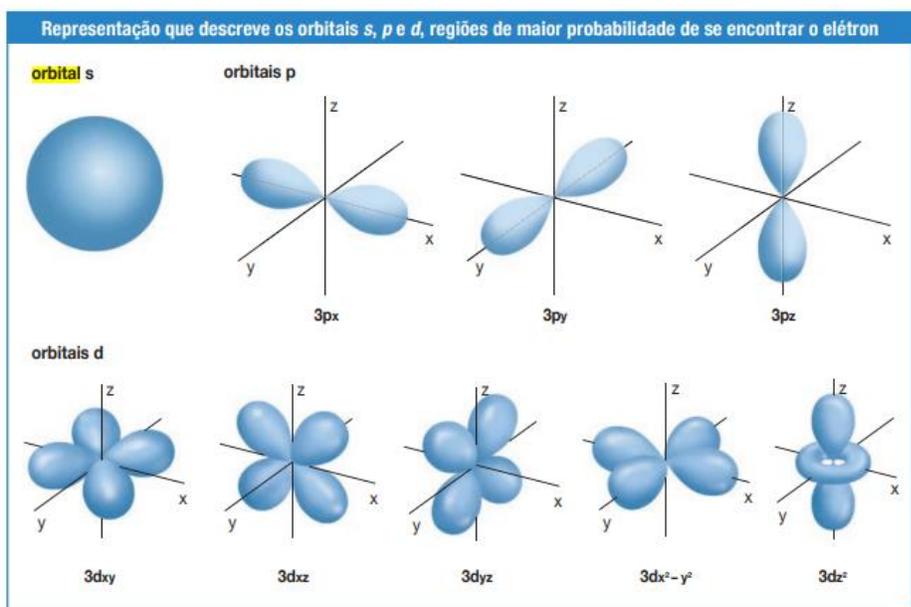


Fonte: SANTOS *et al.*, 2016, p. 251.

A segunda imagem trazida no LD, a Figura 5, apresenta formas para orbitais de diferentes subníveis e é precedida por um texto explicativo:

Com recursos da computação, foi possível solucionar as equações de onda e obter descrições espaciais dos diferentes orbitais. As soluções obtidas demonstram que, para cada nível energético, existem subníveis de energia, os quais estão associados a um determinado tipo de orbital. Em geral, os elétrons poderão estar em quatro tipos de orbitais, identificados pelas letras *s*, *p*, *d* e *f*. Esses orbitais são definidos por equações matemáticas que permitem descrever formas em um sistema de eixos cartesianos, como mostram as figuras a seguir (SANTOS *et al.*, 2016, p. 252).

Figura 5 – representação que descreve orbitais *s*, *p* e *d*, de acordo com 1LD6.

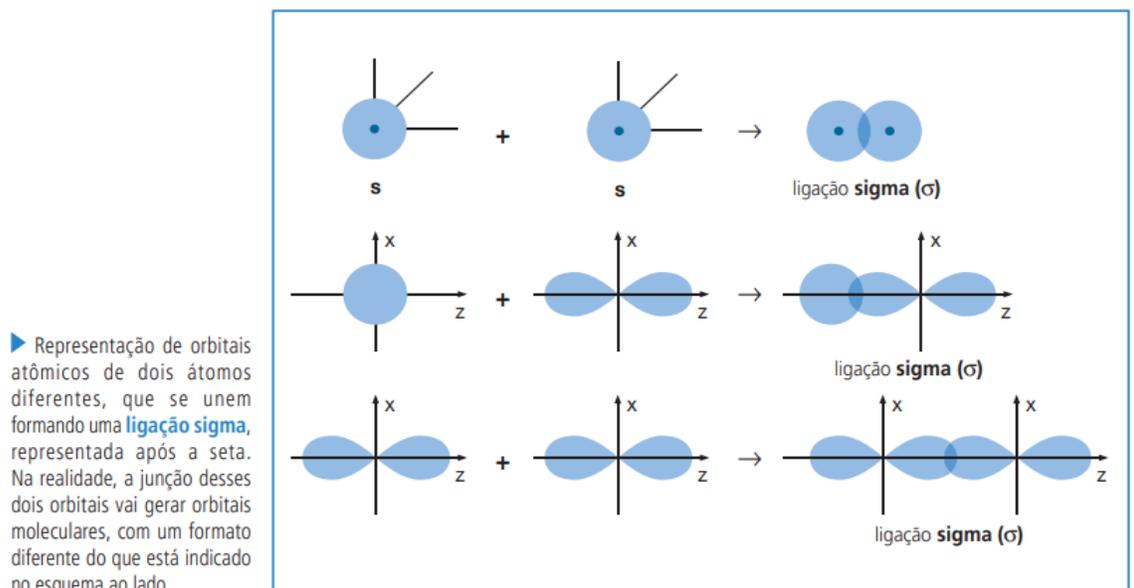


Fonte: SANTOS *et al.*, 2016, p. 252.

Posterior a imagem, é falado sobre as descrições espaciais de cada orbital, o *s* como uma esfera; o *p* aproximadamente como um haltere; o *d* é tido como uma forma complexa; o *f* ainda mais complexo, ao ponto de não ser representado no LD. É dito também que o orbital de menor energia é o *s*, o qual se encontra nos sete níveis energéticos atômicos, contudo, nos orbitais de maiores níveis os elétrons têm maior probabilidade de ser encontrado mais distante do núcleo. No orbital *p* por estar posto no espaço em três orientações, em cada nível energético pode-se haver três orbitais degenerados, para o *d* pode cinco orbitais degenerados, e para o *f* sete (SANTOS *et al.*, 2016).

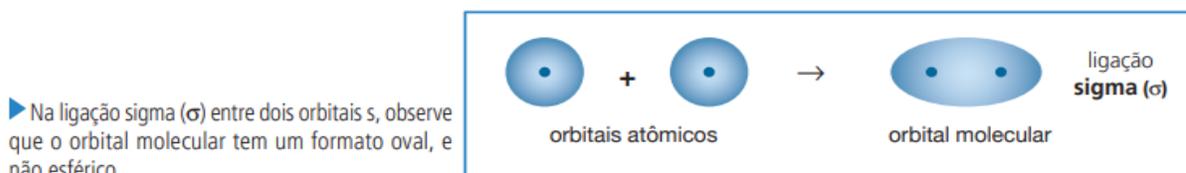
Na seção “As ligações químicas e o modelo quântico” há quatro imagens representando as ligações sigma ( $\sigma$ ) e pi ( $\pi$ ), nas quais os orbitais são representados, nas Figuras 6 e 7 são representadas as ligações sigma ( $\sigma$ ).

Figura 6 – representação de ligações químicas sigma, de acordo com ILD6.



Fonte: SANTOS *et al.*, 2016, p. 258.

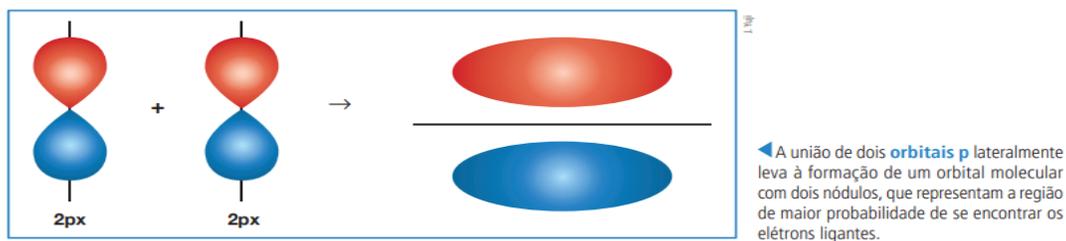
Figura 7 – representação de uma ligação química sigma, de acordo com ILD6.



Fonte: SANTOS *et al.*, 2016, p. 258.

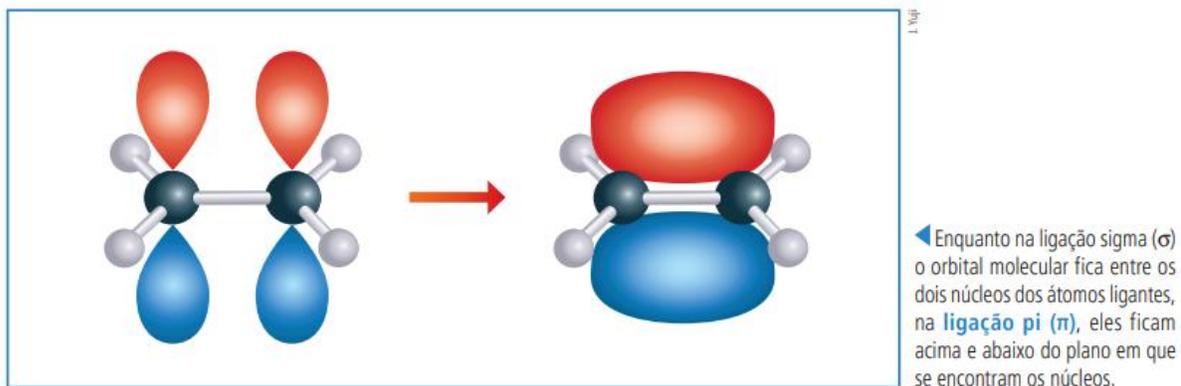
As Figuras 8 e 9 são representações de ligações químicas pi ( $\pi$ ).

Figura 8 – representação de uma ligação química pi, de acordo com 1LD6.



Fonte: SANTOS *et al.*, 2016, p. 259.

Figura 9 – representação de uma ligação química pi, de acordo com 1LD6.

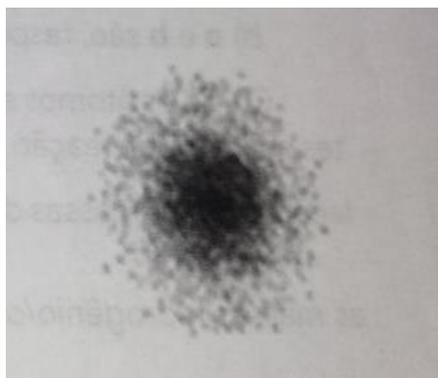


Fonte: SANTOS *et al.*, 2016, p. 259.

### Química da Ed. SAS (1LD7)

Das imagens referentes ao orbital atômico neste LD, a primeira é uma representação ligada à evolução dos modelos atômicos ao passar do tempo, o “modelo orbital” é representado pela Figura 10, no livro 1.

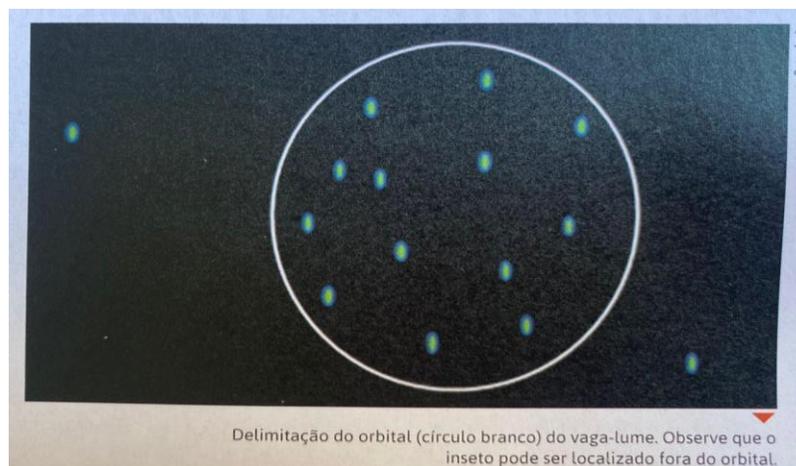
Figura 10 – representação do modelo atômico orbital, conforme 1LD7.



Fonte: BRITO, 2020, p. 41.

A segunda imagem trazida no Livro 2 (Figura 11) relaciona-se com uma analogia do orbital atômico ao voo de um inseto, representa-se nela a ideia do voo do vaga-lume no escuro: “O que aconteceria se você fotografasse todos os pontos de luz originados pelo vaga-lume? Você demarcaria um volume do espaço em que o inseto ficou durante aquele tempo. Tal região seria o orbital do vagalume” (BRITO, 2020, p. 4).

Figura 11 – alusão a pontos do voo de um vaga-lume, conforme 1LD7.

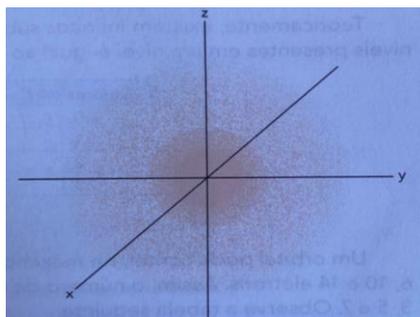


Fonte: BRITO, 2020, p. 4.

Ao explicar a ideia elétron-orbital, o autor do LD novamente remete à imagem acima na sua explicação, ao falar da possibilidade de o elétron ser encontrado fora do orbital diz: “Voltando à analogia do vaga-lume, na ilustração que representa o orbital, vê-se que o inseto pode ser encontrado fora de seu "orbital"” (BRITO, 2020, p. 5).

A terceira imagem (a Figura 12), que não tem legenda, é uma representação da ideia de orbital:

Figura 12 – representação do orbital atômico, segundo 1LD7.



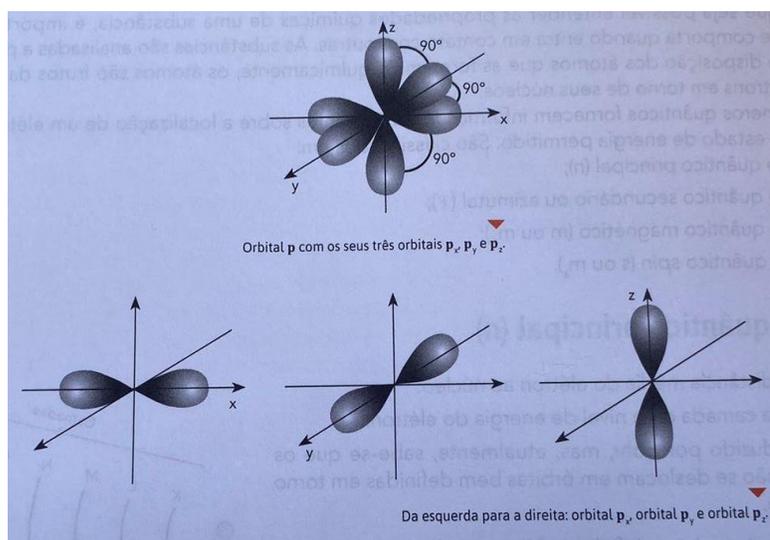
Fonte: BRITO, 2020, p. 5.

Ao lado da imagem há a seguinte explicação:

Observe que, na figura ao lado, o escuro mais intenso indica que o elétron "passa mais tempo" próximo ao núcleo, representado pelo ponto (0; 0; 0). Os três eixos atestam que o orbital é tridimensional, não é uma área, mas sim um volume do espaço. Na figura, o orbital tem o formato de uma esfera. Lembre-se: a região colorida não é uma nuvem de elétrons, mas sim a representações das diversas posições do elétron em diferentes instantes (BRITO, 2020, p. 5).

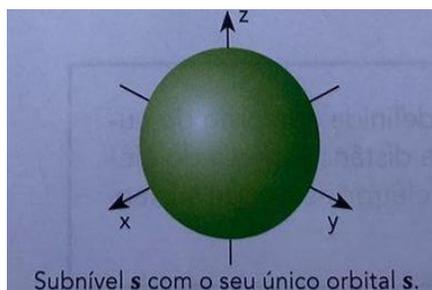
A Figura 13 é a quarta imagem trazida no 1LD7, havendo a explanação antes da imagem de que “o subnível **p** formado por três orbitais, e cada um deles tem forma de haltere” (BRITO, 2020, p. 6, grifo do autor). A quinta imagem é a Figura 14, tendo anterior a ela o texto: “Note que o orbital **s** é adirecional (simetria 100%)” (BRITO, 2020, p. 6, grifo do autor).

Figura 13 – representação do orbital p, segundo 1LD7.



Fonte: BRITO, 2020, p. 6.

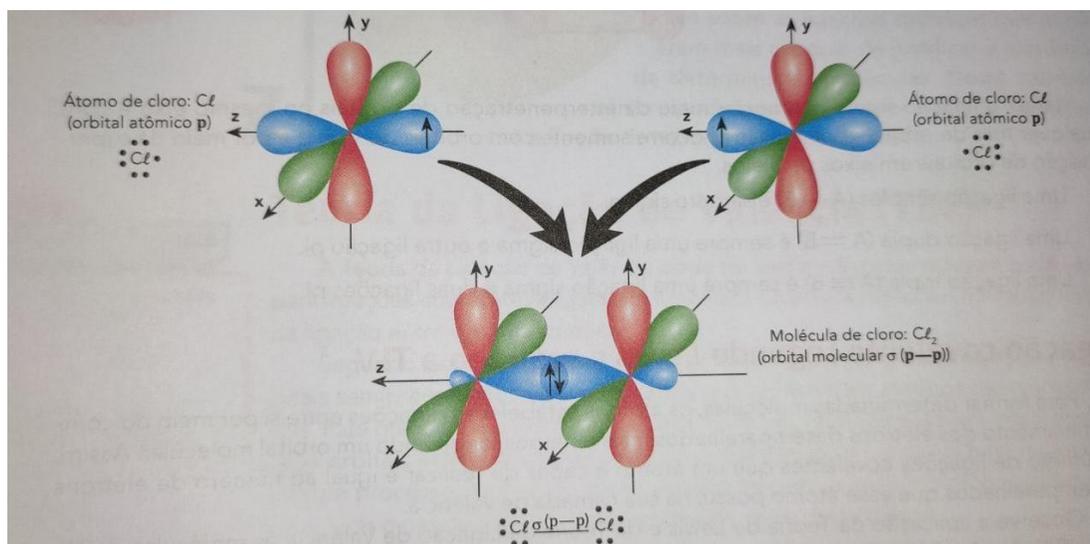
Figura 14 – representação do orbital s, segundo 1LD7.



Fonte: BRITO, 2020, p. 6.

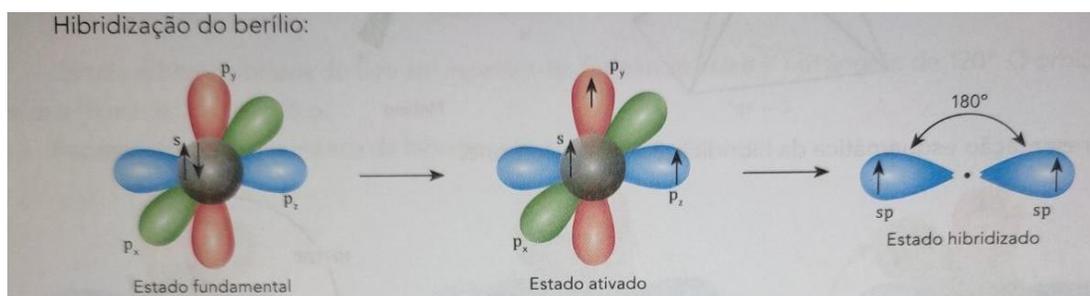
No Livro 3 dessa coleção, no capítulo 10 “Hibridização dos orbitais” há muitas representações relacionadas ao orbital atômico quando são tratadas a Teoria da Ligação de Valência (TLV) e a Teoria da Hibridização dos Orbitais. As Figuras 15, 16 e 17 contêm exemplos de algumas dessas representações.

Figura 15 – representação da ligação covalente da molécula  $\text{Cl}_2$  segundo a TLV, conforme o ILD7.



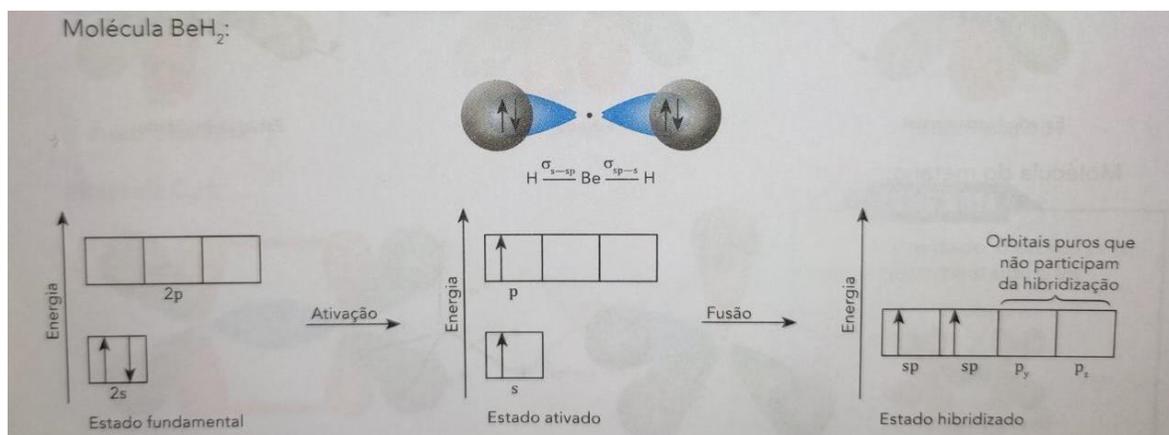
Fonte: BRITO, 2020, p. 22.

Figura 16 – representação da hibridização do berílio, segundo o ILD7.



Fonte: BRITO, 2020, p. 25.

Figura 17 – representação da ligação covalente da molécula BeH<sub>2</sub>, segundo o1LD7.



Fonte: BRITO, 2020, p. 25.

### 5.1.3. Quais perguntas os livros trazem sobre orbitais?

A numeração das questões aqui apresentadas é a mesma trazida nos LDs analisados.

*Química: Ensino Médio da Ed. Scipione (1LD2)*

Na seção “Números quânticos, distribuição eletrônica e a organização da tabela periódica moderna”, ao explicar sobre o “número quântico do momentum angular orbital” é apresentada a imagem “de representação” do orbital p e após o aviso de que não haverá imagens para subníveis d e f por serem formas mais complexas. Em seguida há um texto que contém uma pergunta.

Tal texto é iniciado com um lembrete de que a aplicação da equação de onda associada a uma partícula (o elétron) fez advir a concepção de forma dos orbitais. E tentando gerar um significado físico a essa concepção, pode-se pensar no orbital como “a região na qual é maior a probabilidade de encontrar o elétron a uma certa distância do núcleo; por isso, ele pode ser associado a uma forma espacial” (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 179).

Segue-se o texto falando sobre a não intuitividade do modelo atômico quântico e para exemplificar diz-se da não conveniência do pensamento do elétron como partícula que faz uma trajetória circular na região do orbital. Assim, ao se ter em mente o formato do orbital p, percebe-se que há duas regiões sem ter qualquer ponto em comum entre si, isto é, não há probabilidade de se encontrar o elétron entre elas, logo, surgiria de imediato o questionamento:

Como o elétron passa de uma região do orbital p para a outra?

Essa pergunta não tem sentido na descrição do comportamento do elétron feita pela mecânica quântica. O elétron não passa de uma região para outra, ele não deve ser pensado apenas como uma partícula, mas sim como uma “partícula-onda”. Nesse sentido, uma resposta aproximada para essas indagações seria a de dizer que o elétron não circula no espaço descrito pelo orbital p. O elétron, de certa forma, é esse espaço (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 179, grifo do autor).

Na seção “Questões de Exames” ao final do capítulo há as questões seguintes:

59) [Na questão é pedido para analisar se as seguintes proposições são correspondentes ao]

“modelo atômico de Bohr:

1. O elétron circula em órbita com raio definido.
2. O elétron é descrito por uma função de onda.
3. Para descrever o elétron num orbital são necessários quatro números quânticos.
4. Toda a massa do átomo está concentrada no núcleo, que ocupa uma porção ínfima do espaço” (UFPR *apud* MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 193).

64) “(Udesc) Assinale a alternativa correta sobre o modelo atômico atual.

- a) O número de prótons é sempre igual ao número de nêutrons, em todos os átomos.
- b) Os elétrons se comportam como partículas carregadas, girando ao redor do núcleo em órbitas definidas.
- c) A descrição probabilística de um elétron em um orbital p gera uma forma esférica em torno do núcleo.
- d) Orbital é a região mais provável de se encontrar o elétron a uma certa distância do núcleo.
- e) Os átomos são formados pelas partículas elétrons, prótons e nêutrons, cujas massas são semelhantes” (Udesc *apud* MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 194).

*Química Cidadã da Ed. AJS (ILD6)*

Na lateral do início da seção “A função de onda e os orbitais atômicos”, há uma caixa intitulada “Para e pense” que contém as seguintes questões:

“O que uma função matemática descreve?

O que a palavra orbital lembra?” (SANTOS *et al.*, 2016, p. 251).

Na seção “Exercícios” ao fim do capítulo há várias questões relacionadas ao conteúdo:

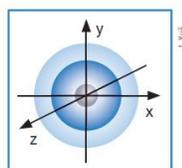
6) (é uma questão de múltipla escolha) sendo o item a: “A principal diferença entre um orbital e uma órbita de Bohr é que a órbita possui um elétron viajando ao longo de um caminho específico, enquanto um orbital é uma região do espaço onde é maior a probabilidade de se encontrar um elétron.” (SANTOS *et al.*, 2016, p. 276)

13) “Diferencie órbita de orbital.” (SANTOS *et al.*, 2016, p. 276)

15) “Quais foram as ideias centrais na adoção do modelo do orbital?” (SANTOS *et al.*, 2016, p. 276)

17) “(Fuvest-adaptado) Desenhe um orbital s e um orbital p. Qual o significado dos desenhos propostos?” (FUVEST *apud* SANTOS *et al.*, 2016, p. 276)

33) “A representação do átomo de hidrogênio abaixo pretende evidenciar uma característica do modelo atômico atual.



Considere a alternativa que apresenta essa característica.

- a) Baixa velocidade de um elétron em sua órbita.
- b) Forma circular das órbitas eletrônicas.
- c) Impossibilidade de se definir a trajetória de um elétron.
- d) Presença de numerosos elétrons no átomo neutro.
- e) Proporção dos tamanhos do próton e do elétron.” (UFMG *apud*. SANTOS *et al.*, 2016, p. 278)

Na seção “Revisão para prova” há outras questões:

6) É uma questão para julgar os itens como corretos ou errados, entre os itens:

“\*A região de alta probabilidade (superior a 90%) de se encontrar o elétron foi denominada orbital atômico.

\* Para cada nível energético existem subníveis de energia, os quais estão associados a um determinado tipo de orbital. Em geral, os elétrons podem ocupar quatro tipos de orbitais, identificados pelas letras s; p; d e f.” (SANTOS *et al.*, 2016, p. 280).

7) “Com a Mecânica Quântica, os elétrons foram descritos conforme seu comportamento e, sendo assim, nasce o conceito de orbital que é a região de maior probabilidade de encontrá-lo. Os orbitais são definidos por equações matemáticas que permitem descrever formas em um sistema de eixos cartesianos. A respeito dos orbitais atômicos e moleculares, julgue os itens com C para os corretos e E para os errados.

- a) O orbital (s) é o de menor energia. Ele é encontrado em todos os sete níveis de energia do átomo. A sua descrição espacial pode ser tomada como a de uma esfera.
- b) Um segundo tipo de orbital é o (p), que apresenta um formato aproximado ao de um haltere e pode estar distribuído, espacialmente, de acordo com três orientações, no eixo cartesiano. Para cada nível energético, é possível encontrar três orbitais com a mesma energia.

c) A disposição espacial dos orbitais (d) é mais complexa, e para cada nível energético é possível a existência de cinco orbitais.

d) No caso dos orbitais (f), em cada nível energético é possível a existência de sete orbitais e sua representação gráfica torna-se mais complicada.

e) O físico austríaco Wolfgang Pauli propôs, um dos princípios fundamentais da física quântica, o princípio da Exclusão, que propõe que em cada orbital só pode haver, no máximo, dois elétrons.” (SANTOS *et al.*, 2016, p. 280).

Além dessas, há questões acerca da possibilidade de cada orbital “comportar” dois elétrons.

#### *Química da Ed. SAS (ILD7)*

A pergunta do texto dessa LD é feita quando é explicado a analogia do elétron-orbital com o voo do vaga-lume no escuro: “O que aconteceria se você fotografasse todos os pontos de luz originados pelo vagalume?” (BRITO, 2020, p. 4) A “resposta” é a Figura 5.

Na seção “Atividades para sala” há uma questão de relacionar o cientista com a ideia trazida por ele, entre as ideias para relacionar há a de “Equações de ondas determinam uma região em torno do núcleo onde há a maior probabilidade de se localizar o elétron” (BRITO, 2020, p. 13) e entre os cientistas há Schrödinger.

Na seção “Atividades Propostas” há a seguinte questão:

6. “(PUC-RS) Leia as afirmativas a seguir.

I. Orbital é a região do espaço onde a probabilidade de encontrar o átomo é máxima.

II. Quando o elétron passa de um nível de energia interno para outro mais externo, emite um quantum de energia.

III. O elétron apresenta comportamento duplo, isto é, pode ser interpretado como partícula ou onda, conforme o fenômeno estudado.

IV. É impossível determinar simultaneamente a posição e a velocidade de um elétron em um átomo.

Pela análise das afirmativas, conclui-se que estão corretas” (PUC-RS *apud* BRITO, 2020, p. 14)

#### **5.1.4. Que outras informações os livros trazem?**

##### *Química: Ensino Médio da Ed. Scipione (ILD2)*

Na seção “Na internet” ao fim do capítulo, antes das questões de vestibulares, há um link (<<http://phet.colorado.edu/en/simulation/legacy/hydrogen-atom>>), o qual direciona os alunos a uma simulação de diferentes modelos atômicos, entre eles o “de Schrödinger”, para o átomo de hidrogênio, a página é do Departamento de Física da Universidade do Colorado

(EUA), nela “é possível testar diferentes modelos atômicos para o átomo de hidrogênio e comparar as suas previsões com os resultados experimentais” (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 191).

No Manual do Professor, na parte destinada ao capítulo seis, o livro sugere ao professor retomar posteriormente os conceitos do chamado modelo atômico atual.

Essa é uma primeira abordagem do modelo atual, que pode ser retomada posteriormente, principalmente no capítulo 9, quando são introduzidos modelos para as ligações químicas. Não consideramos importante que o aluno adquira a habilidade de resolver mecanicamente exercícios envolvendo distribuição eletrônica por níveis e subníveis e números quânticos. O mais importante é a discussão conceitual desses temas. Lembre-se de que você pode, e deve, retomar essa questão quando for aprofundar os estudos no 2º e no 3º ano (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 356).

Ao ser exposto sobre ligações covalentes, nesse LD, o conceito de orbital atômico é novamente trazido:

Considerando o modelo atômico, na situação I, na qual os átomos estão separados, cada elétron ocupa uma região do espaço em torno do núcleo, o orbital atômico (no caso, um orbital s). Na situação III, em que os átomos estão unidos por ligação covalente, os elétrons são atraídos igualmente pelos dois núcleos (veja a figura 9.8) [Figura 3] (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 261).

Essa explanação é representada no livro por um gráfico de energia potencial vs. distância entre os núcleos de dois átomos de hidrogênio.

#### *Química Cidadã da Ed. AJS (1LD6)*

No início da seção três há uma imagem de um átomo com partículas no núcleo e outras partículas circundando o núcleo com trajetórias circulares, havendo um aviso na lateral da imagem: “A função de onda descreve um outro comportamento do elétron diferente do previsto pela ideia de elétrons girando em órbitas, embora se atribua o nome orbital para o novo modelo” (SANTOS *et al.*, 2016, p. 251).

No livro 1 dessa coleção é abordado o conceito de “ligações químicas” sem citar o “orbital atômico”, contudo, no livro 3 é feito um paralelo entre o modelo atômico quântico e as ligações químicas, após tal modelo ser abordado.

Segundo a Mecânica Quântica, as ligações covalentes são formadas pela interação de orbitais atômicos, que se fundem, originando orbitais moleculares. A formação

desses orbitais fornece uma configuração menos energética para os átomos, ou seja, uma situação mais estável. Dessa forma, a previsão das ligações químicas pode ser feita pelo estudo da Mecânica Quântica, que nos fornece resultados muito precisos sobre a possibilidade ou não de formação de ligações químicas. É por meio desse princípio, que os químicos fazem modelagem de novas substâncias.

[...]Os elementos representativos possuem, como últimos subníveis, os orbitais **s** e **p**, que podem conter juntos, no máximo, oito elétrons. Esses elementos, quando preenchem todos os seus orbitais, atingem um estado de maior estabilidade. Ocorre que os elementos, que estão nos períodos mais baixos da tabela periódica, possuem orbitais **d** e **f** incompletos. Esses orbitais podem participar das interações eletrônicas, de forma a dar estabilidade aos átomos com mais de oito elétrons em seus últimos níveis, pelo preenchimento também desses orbitais **d** e **f**.

[...]A partir dos modelos da Mecânica Quântica, nossa compreensão das estruturas químicas muda significativamente. Uma ligação química não é simplesmente a união de pares de elétrons ou a atração eletrostática entre estruturas. Podemos dizer que a ligação química está associada à superposição de orbitais que se entrelaçam e que podem ser previstos por funções de onda, que expressam as interações entre os átomos, seus núcleos e elétrons (SANTOS *et al.*, 2016, p. 257-258, grifo do autor).

Em seguida, o livro explicita as ligações sigmas ( $\sigma$ ) e pi ( $\pi$ ).

#### *Química da Ed. SAS (ILD7)*

Ao fim da seção de explicação do “Número quântico principal (n)” encontra-se o texto: “O elétron não tem uma trajetória definida em torno do núcleo. As camadas ou níveis indicam uma distância média do elétron ao núcleo, e quanto mais distante o elétron estiver do núcleo, maior será a energia total desse elétron” (BRITO, 2020, p. 5), este vem em destaque no quadro “TOME NOTA”.

Ao expor sobre os subníveis tem-se:

Sommerfeld introduziu o conceito de subnível e, com ele, o de número quântico secundário ou azimutal contudo, esse cientista falava em órbitas elípticas. Atualmente, não se aceita o termo órbita que se refere a trajetória. Hoje, trabalha-se com orbital, que se refere à alta probabilidade de o elétron ser encontrado (BRITO, 2020, p. 7).

Encerrando o capítulo um quadro com o título “ESTE CAPÍTULO ABORDOU” traz ao que parece um resumo com dois tópicos, sendo o primeiro: “O modelo atômico orbital estabelece que não se pode determinar a exata posição do elétron na eletrosfera, contudo há uma grande probabilidade de que ele possa ser encontrado no orbital” (BRITO, 2020, p. 12).

No livro 3 dessa coleção, no capítulo 10 intitulado “Hibridização dos orbitais” são explicadas as teorias da Ligação de Valência e da Hibridização dos Orbitais. Dessa maneira,

o assunto “orbital atômico” trazido no livro 2 é novamente explorado, sendo aplicado na explicação da ligação covalente. O assunto é exposto em muitas páginas, com várias moléculas exemplificando-o, aqui apenas duas colocações serão trazidas, de forma sucinta, de cada uma das teorias.

Segundo essa teoria [TLV], uma ligação se forma por meio da sobreposição de orbitais semipreenchidos, ou seja, orbitais que apresentam elétrons desemparelhados. Para que ocorra a formação de uma molécula, os átomos devem interpenetrar seus orbitais atômicos semipreenchidos, formando um único orbital molecular, em um processo conhecido como *overlap* (região de máxima probabilidade de encontrar o par de elétrons compartilhados entre dois átomos). Conforme ocorre a interpenetração dos orbitais no espaço, têm-se dois tipos de ligações covalentes: a sigma ( $\sigma$ ) e a pi ( $\pi$ ) (BRITO, 2020, p. 20).

[...]

A camada de valência do berílio está completa, logo não pode haver superposição do orbital do berílio com os orbitais dos átomos de hidrogênio, cada um destes com um elétron desemparelhado. Essa era, então, a justificativa, segundo a TLV, para a não existência do  $\text{BeH}_2$ .

Linus Carl Pauling (1901-1994) - químico estadunidense, que, em 1954, recebeu o Nobel de Química por suas pesquisas em ligações químicas - propôs uma solução para o problema. Como os orbitais são funções de onda, ou seja, são funções matemáticas, ele sugeriu que orbitais diferentes poderiam fundir-se originando novos orbitais com características próprias. Sua proposta, expressa de modo simples, admitia que orbitais atômicos pudessem sofrer fusão, dando origem a orbitais híbridos. Essa é a razão de utilizar o termo **hibridização**.

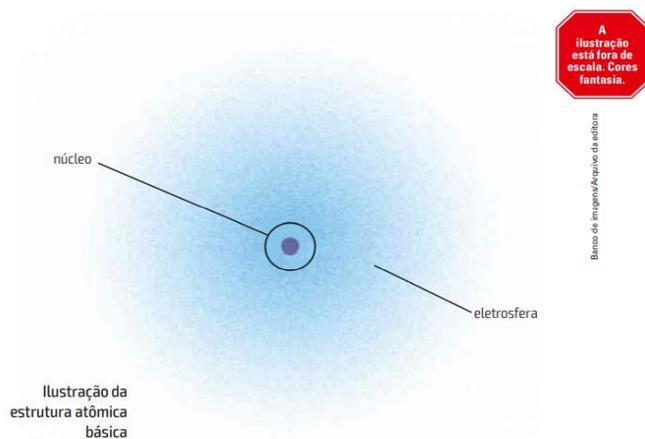
**Hibridização** é a fusão de orbitais atômicos que leva à formação de orbitais hibridizados, com características diferentes daqueles dos quais se originou. (BRITO, 2020, p. 24, grifo do autor).

### 5.1.5. Qual o último modelo atômico apresentado no LD?

*Química: Ensino Médio da Ed. Ática (ILD1)*

No livro 1 dessa coleção, o último modelo atômico apresentado em uma sequência histórica é o de Sommerfeld, no capítulo seis. Contudo, no capítulo sete, destinado à tabela periódica, há uma apresentação de um modelo denominado como “Modelo Atômico Básico”: “considera o átomo dividido em duas regiões distintas denominadas núcleo e eletrosfera” (FONSECA, 2016, p. 163). Há uma representação para este modelo (Figura 18) que se assemelha às representações de orbital atômico como densidade de probabilidade trazidas em outros LDs, mas não há menção ao conceito de orbital atômico.

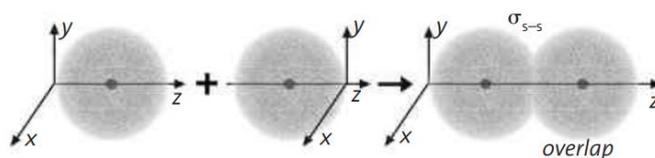
Figura 18 – ilustração da estrutura atômica básica, de acordo com ILD1.



Fonte: FONSECA, 2016, p. 163.

Na parte final “Manual do Professor” cita-se o orbital atômico ao falar sobre a sobreposição dos orbitais na formação da ligação covalente, isto apenas no livro do docente, porém não há uma definição para eles. Cita-se o *overlap* como “região em que a probabilidade de encontrar o par de elétrons compartilhados entre dois átomos é máxima” (FONSECA, 2016, p. 353), sendo a Figura 19 a representação do *overlap*:

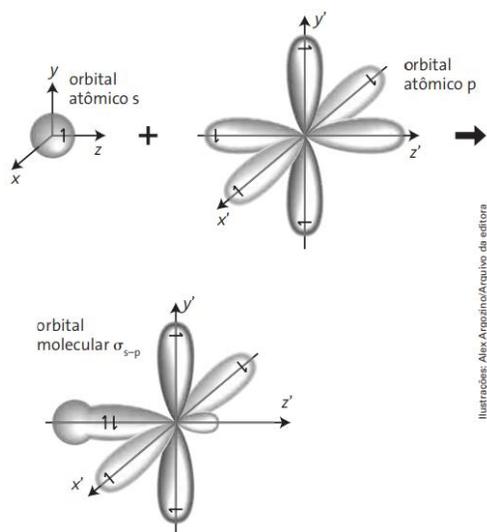
Figura 19 – ilustração do *overlap* na formação da molécula  $H_{2(g)}$ , de acordo com ILD1.



Fonte: FONSECA, 2016, p. 353.

Cita-se também os orbitais *s* e *p*, ao exemplificar a formação do HCl (ácido clorídrico): “Nesse caso, a ligação sigma ( $\sigma$ ) é feita entre um orbital *s* e um orbital *p* ( $\sigma_{s-p}$ ). Por essa teoria, consideramos o modelo ilustrado a seguir [Figura 20] para explicar a formação da molécula de HCl” (FONSECA, 2016, p. 353, grifo do autor). Também é falado sobre a ligação pi, e a molécula de nitrogênio ( $N_2$ ) é citada como exemplo. “Ligação covalente pi ( $\pi$ ) é aquela em que os orbitais atômicos se interpenetram segundo eixos paralelos” (FONSECA, 2016, p. 354).

Figura 20 – ilustração da formação da molécula HCl, conforme 1LD1.



Fonte: FONSECA, 2016, p. 353.

*Ser Protagonista: Química da Ed. SM (1LD3)*

No livro 1 dessa coleção, no capítulo cinco da segunda unidade, tem como último modelo atômico apresentado o de “Rutherford-Bohr”, sem menção ao conceito de orbital atômico.

*Vivá: Química da Ed. Positivo (1LD4)*

No livro 1 dessa coleção, no capítulo quatro, o último modelo apresentado é o de “Rutherford-Bohr”, porém nesse LD é explicitado que há concepções atômicas não contidas no livro, assim, após comentar apenas o modelo de Rutherford, antes do modelo Rutherford-Bohr, há o seguinte aviso: “Nesta etapa do curso de Química, vamos nos limitar a uma ideia simplificada dessas explicações, porque os modelos atômicos propostos após o de Rutherford só podem ser explicados com base na Mecânica Quântica” (NOVAIS; ANTUNES, 2016, p. 91).

Na parte intitulada “Caderno de apoio pedagógico” no volume 1 dessa coleção, os autores expõem o porquê de não abordar o modelo orbital e subníveis de energia, “entre outras razões, dada a necessidade de compreensão de conceitos de Física moderna, complexos para um aluno iniciante que desconhece até mesmo conceitos da Física clássica” (NOVAIS; ANTUNES, 2016, p. 325).

Já no “Caderno de apoio pedagógico” do volume 3 ao tratar das quebras das ligações duplas e triplas do carbono nas reações de adição de cadeias carbônicas insaturadas é sugerido que fique “a critério do professor abordar a teoria dos orbitais moleculares como modelo explicativo, embora acreditemos não ser essa a estratégia didática mais adequada no Ensino Médio - propomos utilizar as energias de ligação” (NOVAIS; ANTUNES, 2016, p. 339).

#### *Química da Ed. Moderna (ILD5)*

No livro 1 dessa coleção, no terceiro capítulo, tema um, o último modelo atômico apresentado é o de “Bohr”, porém ao falar sobre alguns casos de luminescência é trazido que

após a publicação dos postulados de Bohr, estudos sobre a estrutura da matéria continuaram a ser realizados, o que permitiu a elaboração de modelos atômicos mais complexos, que podem explicar satisfatoriamente, por exemplo, o brilho das lâmpadas de neon e as cores observadas na queima dos fogos de artifício. (CISCATO *et al.*, 2016, p. 96)

Cabe ressaltar que na parte final de apoio no livro do professor ao comentar sobre os modelos atômicos tem-se:

Os autores desta obra não consideram adequado, muito menos necessário, um aluno de primeiro ano do Ensino Médio estudar a complexidade dos conceitos de subnível de energia ou mesmo qualquer regra relativa à construção da distribuição eletrônica em subníveis e aos números quânticos (CISCATO *et al.*, 2016, p. 317).

Diante disso, percebe-se que os autores consideram certos assuntos da química inadequados para o ensino dos alunos do primeiro ano do ensino médio, contudo, também não foi encontrada menção do conceito de orbitais, ou subníveis de energia, nos outros LDs da coleção destinados aos dois últimos anos do ensino médio.

#### *Química da Ed. Bernoulli (ILD8)*

Embora esse LD não traga o conceito de orbital atômico, ele deixa claro que o modelo de Bohr precisava ser reformulado. Dessa forma, “novos modelos, baseados na Mecânica Quântica, surgiram na tentativa de explicar o comportamento dual da matéria (onda-partícula)” (PIRES *et al.*, 2021, p. 20), depois apresenta-se Sommerfeld e as órbitas elípticas.

E que a partir do desenvolvimento da quântica, as contribuições de Heisenberg, com o Princípio da Incerteza, e de Schrödinger, ao propor “uma equação conhecida como fundamental da Mecânica Quântica, que descreve o comportamento dual do elétron” (PIRES *et al.*, 2021, p. 20) “estabeleceram a base de uma nova teoria atômica” (PIRES *et al.*, 2021, p.30).

## 5.2. Análise dos livros do Grupo 2

Os livros desse grupo serão identificados de acordo com a numeração do Quadro 2, por exemplo, o 2LD1 diz respeito à coleção Multiversos da editora FTD, trazida em vermelho no Quadro 2, na posição de número 1.

Dos livros do Grupo 2, cinco coleções trazem o conceito de orbital atômico (2LD2; 2LD4; 2LD5; 2LD6; 2LD8) e outras quatro não trazem (2LD1; 2LD3; 2LD7; 2LD9).

### 5.2.1. Como é definido “orbital atômico”?

Uma observação que deve ser feita é que o 2LD8 é da mesma editora e autoria que o 1LD7, assim, a definição, as imagens, as questões e as outras informações trazidas acerca do conteúdo de “orbital atômico” são idênticas, por isso, não serão repetidas aqui as definições, exceto no Quadro 4.

Quadro 4 – definição de orbital atômico nos LDs utilizados a partir de 2022, livros do Grupo 2.

Livro (coleção)	definição de orbital(iS) atômico(s)
2LD2	“A região mais provável de encontrar um elétron a certa distância do núcleo” (MORTIMER <i>et al.</i> , 2020, p. 120).
2LD4	“Funções matemáticas que descrevem a probabilidade de encontrar um elétron com determinada energia a certa distância do núcleo” (AMABIS <i>et al.</i> , 2020, p. 58).
2LD5	“Regiões com maior probabilidade de encontrar o elétron” (SANTOS <i>et al.</i> , 2020, p. 55).
2LD6	“Regiões ao redor do núcleo [...] nas quais a probabilidade de eles [os elétrons] estarem é maior” (LOPES; ROSSO, 2020, p. 28).
2LD8	“É o volume do espaço onde ocorre a maior probabilidade de o elétron ser encontrado” (BRITO, 2022, p. 5).

Fonte: A autora, 2023.

*Matéria, vida e energia: uma abordagem interdisciplinar da Ed. Scipione (2LD2)*

Nessa coleção o conteúdo de orbital atômico é trazido no Livro “Matéria, Luz e Sons: Composição e propriedades”, no capítulo sete “Modelo quântico para os átomos e a tabela periódica moderna”. A definição de orbital atômico está inserida na explicação dos números quânticos, dessa maneira, antes da definição do conceito de orbital propriamente dito, há uma referência no texto ao termo orbital:

O segundo número quântico, representado pela letra  $l$ , é um número inteiro que está associado ao *momentum* angular orbital do elétron, por isso é chamado de **número quântico orbital**. Ele corresponde aos subníveis de energia dentro de um mesmo nível  $n$  e pode ser associado à forma da função de onda associada ao orbital (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 118, grifo do autor).

Entretanto, esta não é a primeira referência ao termo orbital no capítulo, na subseção “Ondas mecânicas estacionárias em uma e duas dimensões”, comenta-se: “Como veremos a seguir, os orbitais atômicos correspondem a modos normais de vibração em três dimensões” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 117). E na subseção seguinte “A equação de Schrödinger” refere-se à ideia de função de onda, esta será retomada na explicação de orbital atômico, por isso cabe citá-la:

Ele [Schrödinger] considerou que as ondas estacionárias, também chamadas de estados quânticos, eram descritas por uma função de onda,  $\psi(x, y, z)$ , no espaço tridimensional. Como discutimos anteriormente, são necessários três números quânticos para descrever uma onda estacionária como essa. Schrödinger usou os números  $n$ ,  $l$  e  $m$ . Assim, cada onda estacionária deve ser representada por  $\psi_{nlm}$ . A interpretação física da função de onda e dos números quânticos será discutida mais adiante, depois de apresentarmos os orbitais atômicos (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 117-118).

A introdução a esse texto sobre ondas estacionárias dá-se expondo que o modelo atômico de Böhr é incapaz de explicar o fato de o átomo ser estável, ainda que explique o espectro de emissão dos átomos. A explicação da estabilidade foi dada pela “equação de Schrödinger, que descrevia as ondas estacionárias de um elétron confinado numa região do espaço devido à atração de um próton, ou seja, os estados estacionários do átomo de hidrogênio” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 117).

Depois da subseção que trata dos números quânticos, a definição de orbital é dada na subseção “Interpretação do caráter ondulatório do elétron”:

Na tentativa de associar um significado físico à função de onda  $\psi(x, y, z)$ , Max Born (1882-1970) propôs, em 1926, que o módulo ao quadrado da função de onda  $|\psi(x, y, z)|^2$  poderia ser interpretado como a **densidade de probabilidade** de encontrar o elétron em uma região do espaço.

Dessa forma, a função de onda estaria associada a uma descrição probabilística do comportamento de elétrons. Assim, o orbital pode ser definido como a região mais provável de encontrar um elétron a certa distância do núcleo (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 120, grifo do autor).

E comenta-se a respeito da ideia de incerteza dentro da quântica. Por fim, a subseção traz que ao contrário do modelo de Böhr, o qual converge com concepções intuitivas de comparações com algumas ideias clássicas, como a concepção de órbita, “os modelos quânticos dificilmente podem ser representados por analogias a fenômenos do mundo macroscópico e situações que vivenciamos no dia a dia” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 120).

Apesar de o conceito de orbital atômico ser trazido no capítulo quatro, no capítulo três há uma citação ao modelo atômico atual dentro um fluxograma, o qual mostra os modelos atômicos concebidos ao longo da história. Desse modo, o LD diz que “de acordo com o modelo atômico atual, não é possível determinar a posição exata dos elétrons em torno do núcleo. Fala-se apenas em regiões mais prováveis onde os elétrons podem ser encontrados” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 49).

Antes de tudo que foi apresentado acima, no capítulo sete é trazida a ideia da dualidade onda-partícula do comportamento do elétron.

#### *Moderna Plus: Ciências da Natureza e suas tecnologias da Ed. Moderna (2LD4)*

Nessa coleção o conceito de orbital atômico é trazido no livro “O conhecimento científico”, no capítulo quatro “Modelo Atômico e Tabela Periódica”, na seção sete “Modelo atômico mecânico-quântico”. Tal seção começa exprimindo que havia a necessidade da proposição de um novo modelo após o de Bohr, porque os cálculos com base nesse modelo para valores numéricos da frequência da luz das linhas do espectro não estavam de acordo com o observado para átomos com dois ou mais elétrons (AMABIS *et al.*, 2020).

A dualidade partícula-onda e o princípio da incerteza são apresentados e segue-se a explicação:

Novos modelos atômicos foram desenvolvidos reunindo a quantização, o comportamento ondulatório da matéria e a incerteza. Em geral, são modelos matemáticos complexos, cujo estudo está além do escopo deste livro. Um exemplo é a descrição do comportamento dos elétrons no átomo, e de outras entidades em nível submicroscópico, por meio de **equações de onda**.

No **modelo atômico mecânico-quântico**, o comportamento de cada elétron é descrito por uma fórmula matemática, a **função de onda** (associada à equação de onda), a partir da qual podem ser calculadas propriedades como sua **energia** (que tem valores **quantizados**) e a **probabilidade** de encontrá-lo em certa região. Não é possível falar em órbitas dos elétrons em torno do núcleo, com posições ou trajetórias definidas. Devido à incerteza e ao comportamento ondulatório do elétron, o modelo mecânico-quântico descreve **orbitais**, funções matemáticas que descrevem a probabilidade de encontrar um elétron com determinada energia a certa distância do núcleo. [...]

Esse modelo explicou os espectros atômicos dos diversos elementos. Com ele, formulou-se o conceito de **subníveis de energia** (subdivisões, também de energia quantizada, dos níveis energéticos) e tornou-se possível determinar e explicar a distribuição dos elétrons nesses subníveis de energia (AMABIS *et al.*, 2020, p. 58, grifo do autor).

*Diálogo: Ciências da Natureza e suas tecnologias da Ed. Moderna (2LD5)*

Nessa coleção o livro “O universo da ciência e a ciência do universo” traz o conteúdo analisado nesse trabalho. No capítulo dois “Organizando a matéria” (da unidade dois “Como tudo começou...”), na seção “Teorias atômicas”, na subseção “A teoria atômica atual” explana-se que o modelo atômico de Bohr não conseguia explicar todos os fenômenos que eram observados e alguns estudos levaram Louis de Broglie a propor a dualidade onda-partícula para comportamento do elétron. “Assim, ora o comportamento do elétron pode ser explicado como sendo uma partícula, ora seu comportamento é semelhante ao de uma onda, podendo experimentar colisões com obstáculos e realizar movimentos ondulatórios” (SANTOS *et al.*, 2020, p. 55).

O texto continua expondo que apoiado nos estudos de de Broglie, Erwin Schrödinger propôs o movimento livre dos elétrons, como que uma nuvem, distinguindo-se tal movimento de órbitas específicas, propostas por Bohr no seu modelo atômico, com distâncias fixas do núcleo. “Assim, foi postulado que nessa nuvem eletrônica existem regiões com maior probabilidade de encontrar o elétron. Essa região é determinada com base em cálculos matemáticos e recebeu o nome de orbital atômico” (SANTOS *et al.*, 2020, p. 55, grifo nosso).

Sendo assim, no atual modelo atômico, o átomo apresenta o núcleo circundado por órbitas atômicas, as quais deixam de ser locais fixos em que os elétrons se movimentam para se tornarem as principais regiões do átomo onde os elétrons

podem ser encontrados. Dessa forma, não é possível determinar com exatidão a posição do elétron no átomo, apenas a região mais provável de sua ocorrência (SANTOS *et al.*, 2020, p. 55).

*Ciências da Natureza: Lopes e Rosso da Ed. Moderna (2LD6)*

No livro “Evolução e Universo” dessa coleção, na unidade um “Explorando o Universo e a vida”, no tema dois “A formação dos átomos” (nessa coleção a divisão é feita por temas e não capítulos), na seção “Tabela periódica e configuração eletrônica”, na subseção “Distribuição eletrônica por subníveis de energia” é abordado o conteúdo de orbitais atômicos.

O LD expõe que a partir do proposto por Louis de Broglie, o comportamento dual (onda-partícula), Erwin Schrödinger “propôs uma nova descrição matemática para o átomo de hidrogênio, utilizando a mecânica ondulatória para descrever o comportamento dos elétrons por meio de funções de onda ( $\Psi$ )” (LOPES; ROSSO, 2020, p. 28). Depois é colocado o princípio da incerteza de Werner Heisenberg. E segue-se que

Max Born propôs que o quadrado da função de onda poderia ser associado à probabilidade de se encontrar o elétron em determinada região ao redor do núcleo (interpretação estatística da mecânica quântica). Assim, os elétrons não estariam distribuídos em órbitas fixas, mas em regiões ao redor do núcleo, denominadas orbitais, nas quais a probabilidade de eles estarem é maior. Os orbitais eletrônicos podem ser considerados soluções matemáticas da equação descrita por Schrödinger. Graficamente, a representação dos orbitais pode ser obtida calculando-se o quadrado do módulo das funções de onda,  $|\Psi|^2$  (LOPES; ROSSO, 2020, p. 28, grifo nosso).

Posteriormente o texto fala de subníveis energéticos:

Um conjunto de orbitais forma um subnível de energia, ao qual pode ser associada uma das linhas mais finas observadas nos espectros atômicos. Cada um dos níveis de energia previstos no modelo de Bohr-Sommerfeld é subdividido em até quatro subníveis, representados pelas letras s, p, d e f, contendo, respectivamente, 1, 3, 5 e 7 orbitais, e cada orbital comporta no máximo dois elétrons (LOPES; ROSSO, 2020, p. 28).

### **5.2.2. Qual a representação gráfica do orbital?**

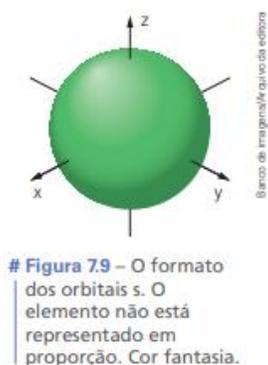
*Matéria, vida e energia: uma abordagem interdisciplinar da Ed. Scipione (2LD2)*

Como já foi dito, nessa coleção ao falar sobre os números quânticos cita-se orbital atômico antes de defini-lo. Assim, há imagens relacionadas aos orbitais s, p e d, (Figuras 21,

22 e 23) por conta da explicação do “número quântico orbital”. O LD associa os formatos dos orbitais à função de onda ou a equação de Schrödinger: “Ele [número quântico orbital] corresponde aos subníveis de energia dentro de um mesmo nível  $n$  e pode ser associado à forma da função de onda associada ao orbital” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 118) e que

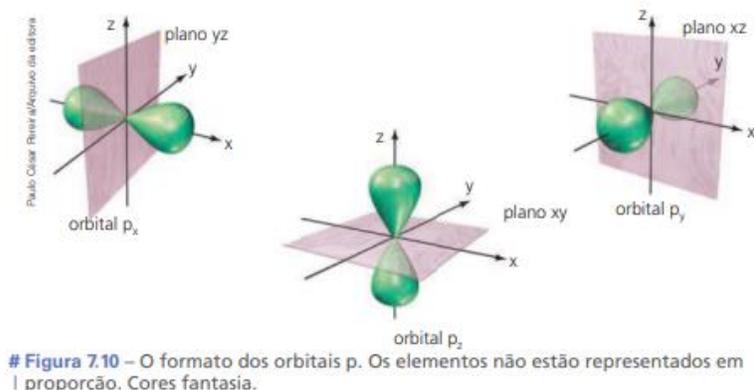
a partir da equação de Schrödinger, é possível mostrar que os orbitais  $s$  ( $l = 0$ ) apresentam formato esférico (figura 7.9) [numeração do LD]. Já os orbitais  $p$  ( $l = 1$ ) têm o formato aproximado de dois balões (bexigas) ligados, ao longo das direções  $x$ ,  $y$  e  $z$  (figura 7.10) [numeração do LD] (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 119).

Figura 21 – representação do orbital  $s$ , conforme 2LD2.



Fonte: MORTIMER *et al.*, 2020, p. 119.

Figura 22 – representação dos orbitais  $p$ , conforme 2LD2.

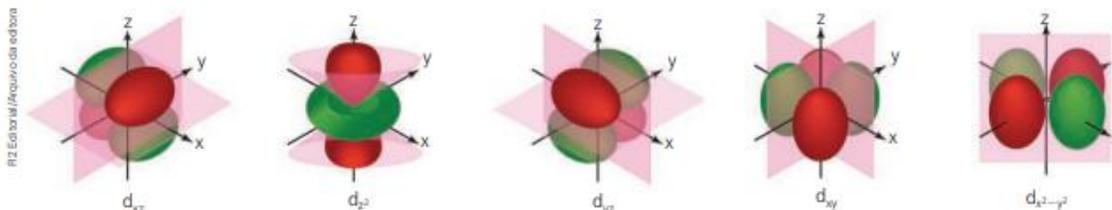


Fonte: MORTIMER *et al.*, 2020, p. 119.

Para os orbitais pertencentes aos subníveis  $d$  ( $l = 2$ ) e  $f$  ( $l = 3$ ), os formatos são bem mais complexos, como mostra a figura 7.11 [numeração do LD], que representa o orbital  $3d$ . Lembre-se de que o formato dos orbitais é dado pela função de onda

$\psi(x, y, z)$  que é uma solução da equação de Schrödinger e descreve um estado eletrônico (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 119).

Figura 23 – representação dos orbitais d, conforme 2LD2.

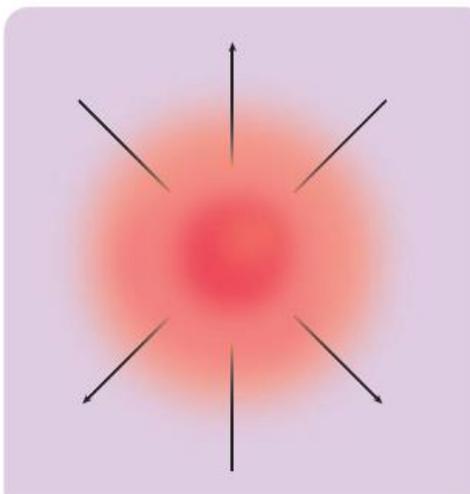


# Figura 7.11 – O formato dos orbitais 3d. Os elementos não estão representados em proporção. Cores fantasia.

Fonte: MORTIMER *et al.*, 2020, p. 119.

Ao definir orbital atômico o livro traz a Figura 24 e antes há o texto: “Para o elétron do átomo de hidrogênio no estado fundamental, essa descrição pode ser representada como se observa na figura 7.13 [numeração do LD]” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 120).

Figura 24 – representação do orbital 1s para o átomo de hidrogênio, conforme 2LD2.



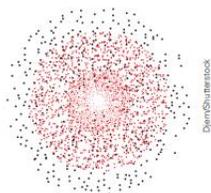
# Figura 7.13 – Representação do orbital 1s para o átomo de hidrogênio segundo o modelo atual. O elemento não está representado em proporção. Cor fantasia.

Fonte: MORTIMER *et al.*, 2020, p. 120.

Posterior à imagem encontra-se o seguinte aviso: “Note que um orbital é uma região do espaço que não tem fronteiras bem delimitadas. Há outras formas possíveis de orbitais, que correspondem a outros estados quânticos do elétron” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 120).

As imagens acima estão no capítulo quatro do LD, mas no capítulo três há uma representação do chamado modelo atômico atual, a Figura 25:

Figura 25 – representação do modelo atômico atual, conforme 2LD2.

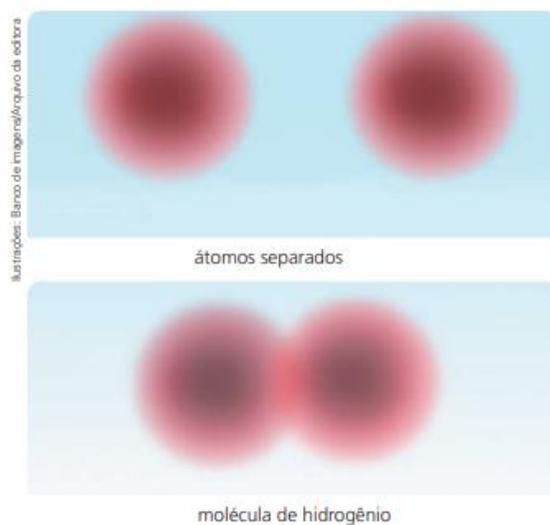


Fonte: MORTIMER *et al.*, 2020, p. 49.

Ao lado da imagem há o seguinte texto: “de acordo com o modelo atômico atual, não é possível determinar a posição exata dos elétrons em torno do núcleo. Fala-se apenas em regiões mais prováveis onde os elétrons podem ser encontrados” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 49).

No livro “Materiais e Energia: Transformações e conservação” dessa coleção, é trazido o conteúdo de ligação covalente, sendo apresentada a Figura 26 como uma representação da formação da molécula hidrogênio.

Figura 26 – representação da formação da molécula de hidrogênio, conforme 2LD2.



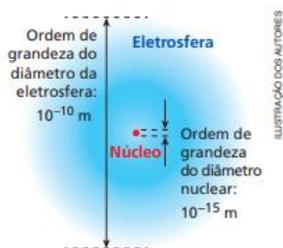
# Figura 4.12 – Representação da formação da molécula de hidrogênio. Os elementos não estão representados em proporção. Cores fantasia.

Fonte: MORTIMER *et al.*, 2020, p. 63.

A Figura 27 é precedida pelo seguinte texto no LD:

Hoje, programas de computador fornecem imagens da região de alta probabilidade de encontrar determinado elétron ou conjunto de elétrons e também representações de como essa probabilidade varia no espaço. Geralmente, tons mais escuros são usados para indicar maior probabilidade (veja os tons de azul na Fig. 11 [numeração do LD]) (AMABIS *et al.*, 2020, p. 58).

Figura 27 – representação do modelo atômico mecânico-quântico do átomo, de acordo com 2LD4.



**Figura 11** Representação do modelo atômico mecânico-quântico. Tons mais escuros de azul indicam maior densidade eletrônica. (Representação fora de proporção; cores meramente ilustrativas.)  
Atente:

$10^{-10}$  m = 0,000 000 000 1 m  
 $10^{-15}$  m = 0,000 000 000 000 001 m

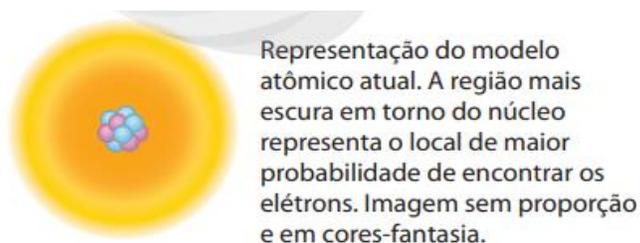
Fonte: MCMURRY, J. E. *et al.* *Chemistry*. 7. ed. Upper Saddle River: Pearson, 2016.

Fonte: AMABIS *et al.*, 2020, p. 58.

*Diálogo: Ciências da Natureza e suas tecnologias da Ed. Moderna (2LD5)*

Ao fim do texto, explanando sobre o chamado modelo atômico atual esse livro traz duas representações juntas, as Figuras 28 e 29:

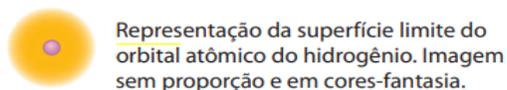
Figura 28 – representação do modelo atômico atual, de acordo com o 2LD5.



Representação do modelo atômico atual. A região mais escura em torno do núcleo representa o local de maior probabilidade de encontrar os elétrons. Imagem sem proporção e em cores-fantasia.

Fonte: SANTOS *et al.*, 2020, p. 55.

Figura 29 – representação da superfície limite do orbital atômico do hidrogênio, de acordo com o 2LD5.



Fonte: SANTOS *et al.*, 2020, p. 55.

*Ciências da Natureza: Lopes e Rosso da Ed. Moderna (2LD6)*

Antes de apresentar a Figura 30, esse LD tem o texto que diz:

“os orbitais eletrônicos podem ser considerados soluções matemáticas da equação descrita por Schrödinger. Graficamente, a representação dos orbitais pode ser obtida calculando-se o quadrado do módulo das funções de onda,  $|\Psi|^2$  (Fig. 2.11) [numeração do LD]” (LOPES; ROSSO, 2020, p. 28).

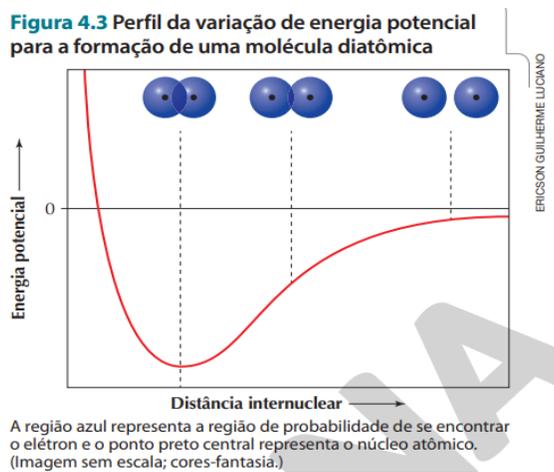
Figura 30 – representação esquemática de dois orbitais com energias diferentes, conforme 2LD6.



Fonte: LOPES; ROSSO, 2020, p. 28.

Ao expor sobre a formação de moléculas, o livro traz a Figura 31, a qual é um gráfico ilustrando a variação de energia na aproximação de dois átomos de hidrogênio, na subseção intitulada “Teoria da ligação de valência”.

Figura 31 – variação de energia potencial para a formação de uma molécula diatômica, conforme 2LD6.



Fonte: LOPES; ROSSO, 2020, p. 45.

### 5.2.3. Quais perguntas os livros trazem sobre orbitais?

*Matéria, vida e energia: uma abordagem interdisciplinar da Ed. Scipione (2LD2)*

Esse LD e o 1LD2 têm em comum um autor e a editora, de forma que uma das questões proposta no texto é a mesma: “Como o elétron passa de uma região do orbital  $p$  para a outra?” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 120). Sendo a introdução antes da pergunta similar à do 1LD2, fala-se da não intuitividade do átomo pela visão quântica, que não se deve pensar no elétron orbitando ao redor do núcleo e que ao pensar no “formato” do orbital  $p$  com duas regiões distintas poder-se-ia conceber a pergunta acima. Sendo dada a resposta no texto logo em seguida:

Porém, essa pergunta não tem sentido na descrição do comportamento do elétron conforme a Mecânica quântica. O elétron não passa de uma região para outra, já que ele não deve ser pensado apenas como uma partícula, mas sim como uma partícula-onda. Nesse sentido, uma resposta aproximada para essa indagação é que o elétron não circula no espaço descrito pelo orbital  $p$ , mas sim que o elétron está, de certa forma, nesse espaço (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 120).

No fim do texto sobre orbital atômico há uma seção intitulada “Articulando Ideias”, com quatro questões:

- “1) Debata com os colegas o significado da função de onda do elétron.
- 2) Quais são os números quânticos que caracterizam os estados do elétron no átomo? O que eles representam?
- 3) O que são os orbitais atômicos?
- 4) Apesar de a solução da equação de Schrödinger para o átomo de hidrogênio ser conhecida desde o início do século XX, apenas em 2013 foi obtida a imagem de um orbital atômico, graças ao desenvolvimento de um equipamento que utiliza as propriedades quânticas da matéria. Se equipamentos mais precisos forem desenvolvidos, é possível que futuramente tenhamos uma imagem da posição exata do elétron no átomo?” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 121).

No livro do professor, há respostas para essas quatro questões:

- 1- Função de onda não tem uma interpretação específica, mas o módulo quadrado da função de onda (produto da função de onda pelo seu complexo conjugado) fornece a probabilidade de se encontrar uma partícula. Quanto maior o valor do módulo quadrado da função de onda, maior será a probabilidade de encontrar um elétron naquela posição.
- 2- Cada estado que o elétron pode ocupar é caracterizado por quatro números quânticos: principal ( $n$ ), orbital ( $l$ ), magnético ( $m$ ) e spin ( $s$ ). O principal ( $n$ ) representa o nível de energia do elétron. O orbital ( $l$ ), o módulo do momento

angular orbital, que indica o subnível energético onde o elétron se encontra. O número magnético (m) indica a característica magnética dos orbitais atômicos e o número quântico de spin (s) representa o spin do elétron. Para ser mais rigorosos, deveríamos considerar que o quarto número de spin é de fato o momento magnético de spin  $m_s$ , que está para s assim como m está para l. Por exemplo, para um sistema com spin meio ( $s = \frac{1}{2}$ ),  $m_s$  pode assumir os dois valores:  $-\frac{1}{2}$  e  $+\frac{1}{2}$ . Na experiência de Stern e Gerlach, os elétrons com valores de  $m_s$  de sinais contrários se desviam em sentidos diferentes quando passam por um campo magnético não homogêneo.

- 3- Orbitais atômicos são os estados estacionários da função de onda de um elétron. Os orbitais delimitam uma região do espaço na qual a probabilidade de encontrar o elétron é mais alta.
- 4- O elétron pode se comportar como onda ou partícula, portanto, não haveria como determinar a sua posição exata. Além disso, o próprio observador poderia alterar essa medição, pois, de acordo com a teoria quântica, o ato de medir perturba a partícula e modifica o seu estado quântico (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 269-270, grifo nosso).

Já na seção destinada a questões de exames do capítulo sete tem-se:

2) “(UEM-PR) Assinale o que for correto:

01 Os números quânticos de spin variam de -1 a +1, passando por zero.

02 O número quântico magnético indica a energia do elétron no subnível.

04 O número quântico principal indica a energia do elétron no orbital.

08 O movimento do elétron ao redor do núcleo atômico gera um campo magnético externo, e o movimento do elétron em torno de seu próprio eixo gera outro campo magnético.

16 A região de máxima probabilidade de se encontrar o elétron em um subnível s é uma região esférica” (UEM-PR *apud* MORTIMER *et al.*, 2020, p. 129).

*Moderna Plus: Ciências da Natureza e suas tecnologias da Ed. Moderna (2LD4)*

Não há perguntas relacionadas ao tema de orbitais atômicos nesse LD.

*Diálogo: Ciências da Natureza e suas tecnologias da Ed. Moderna (2LD5)*

Na seção “Atividades” ao final do capítulo “Organizando a matéria”, em uma das questões de vestibulares, há as seguintes sentenças para julgar como certas ou erradas:

- Orbital é uma região no núcleo do átomo onde é máxima a probabilidade de se encontrar próton.

- Sofisticados equipamentos de microscopia permitem definir, com precisão e ao mesmo tempo, a posição e a velocidade de um elétron em um átomo (UEM-PR *apud* SANTOS, 2020, p. 57).

*Ciências da Natureza: Lopes e Rosso da Ed. Moderna (2LD6)*

Não há perguntas relacionadas ao tema de orbitais atômicos nesse LD.

#### 5.2.4. Que outras informações os livros trazem?

*Matéria, vida e energia: uma abordagem interdisciplinar da Ed. Scipione (2LD2)*

No fim do capítulo a Seção “Para Saber +” tem:

“Para compreender e exercitar o que você aprendeu sobre as propriedades quânticas da matéria, sugerimos a seguinte simulação: Modelos do átomo de hidrogênio, disponível em: [https://phet.colorado.edu/pt\\_BR/simulation/legacy/hydrogen-atom](https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/legacy/hydrogen-atom)” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 127).

No exemplar “Materiais e energia: transformações e conservação” dessa coleção, ao explicar sobre ligações covalentes foi feito o uso da ideia de “orbital atômico”, tal explicação é feita com base em um gráfico de energia potencial vs. distância entre os núcleos de dois átomos de hidrogênio.

Considerando o modelo atômico, na situação I, na qual os átomos estão separados, cada elétron ocupa uma região do espaço em torno do núcleo, o orbital atômico (no caso, um orbital s). Na situação III, em que os átomos estão unidos por ligação covalente, os elétrons são atraídos igualmente pelos dois núcleos (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 67).

Este é o mesmo texto apresentado no 1LD2.

*Moderna Plus: Ciências da Natureza e suas tecnologias da Ed. Moderna (2LD4)*

O livro instiga os alunos a fazerem uma campanha de conscientização a respeito do uso do termo “quântico” na medicina e na psicologia, termos como “‘cura quântica’, ‘programação quântica’ e ‘coach quântico’ são usadas para iludir pessoas e obter lucro, em uma atividade não reconhecida como Ciência” (AMABIS *et al.*, 2020, p. 58).

Ao tratar sobre ligações covalentes na parte destinada ao professor aborda-se o conceito de “orbital”:

Ao trabalhar o tema ligação covalente, é importante apresentar a razão física de o compartilhamento eletrônico manter os átomos ligados. Quando os elementos A e B estabelecem uma ligação covalente A-B, a densidade de probabilidade de encontrar os elétrons compartilhados é elevada em uma região entre os núcleos, denominada região ligante (a probabilidade de encontrá-los é grande dentro de uma região determinada com uso da Mecânica Quântica chamada orbital molecular ligante).

Os núcleos de A e B se repelem devido às cargas elétricas de mesmo sinal. Também os elétrons de A e B não envolvidos nas ligações se repelem mutuamente. Ocorre

que os elétrons do orbital ligante são atraídos pelos núcleos (e os atraem), devido às cargas de sinais opostos, o que resulta numa tendência de aproximação dos núcleos, não porque estes se atraíam, mas devido à interação com os elétrons ligantes. A distância de equilíbrio da ligação A-B é tal que as forças repulsivas são equilibradas pelas forças atrativas (AMABIS *et al.*, 2020, p. LXIV).

*Diálogo: Ciências da Natureza e suas tecnologias da Ed. Moderna (2LD5)*

O LD traz um quadro com a definição: “Física Quântica: área do conhecimento que se dedica a estudar e a descrever sistemas microscópicos, como também o comportamento ondulatório e corpuscular da matéria e da radiação” (SANTOS *et al.*, 2020, p. 55).

Ao fim da seção “A teoria atômica atual” há um quadro com uma exclamação de “título” e neste há a seguinte instrução:

Acesse o simulador Modelos do átomo de hidrogênio, disponível em: <[https://phet.colorado.edu/pt\\_BR/simulation/legacy/hydrogen-atom](https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/legacy/hydrogen-atom)>. Acesso em: 28 mar. 2020. Nele, você vai investigar o comportamento dos fótons ao incidir em um átomo, de acordo com os diferentes modelos atômicos (SANTOS *et al.*, 2020, p. 55).

No livro do professor há o seguinte conselho para quando o docente ensinar sobre a “teoria atômica atual”:

Comente que os cálculos para a determinação dos orbitais são complexos e não fazem parte do escopo do Ensino Médio. Cite o princípio da incerteza de Heisenberg, enunciado em 1927 pelo físico alemão Werner Heisenberg (1901-1976), que afirma que a posição e a velocidade dos elétrons em um átomo não podem ser conhecidas simultaneamente com total precisão (SANTOS *et al.*, 2020, p. LVIII).

*Ciências da Natureza: Lopes e Rosso da Ed. Moderna (2LD6)*

Ao abordar o conteúdo de “formação de moléculas” esse LD volta a explorar o conceito de orbitais atômicos.

Em certo intervalo de valores de distância internuclear [entre dois átomos de hidrogênio] ocorre uma superposição significativa dos orbitais dos átomos de hidrogênio, aumentando a probabilidade de os dois elétrons serem encontrados na região entre os dois núcleos. É importante destacar que a qualquer distância internuclear essa probabilidade existe, mesmo que com valores próximos de zero. [...]

A ideia de que as ligações químicas são formadas pela superposição de orbitais atômicos é a base da teoria da ligação de valência, elaborada por Linus Pauling a partir de 1927, com base nos trabalhos de dois físico-químicos alemães, Walter

Heitler (1904-1981) e Fritz Wolfgang London (1900-1954). A teoria propõe que, nessa interação, os orbitais atômicos permanecem essencialmente inalterados, embora os orbitais de um átomo possam combinar-se entre si, criando um novo conjunto de orbitais, denominados orbitais híbridos, para melhor interagir com o outro átomo. A hibridização de orbitais é comumente empregada para explicar as propriedades das ligações químicas em moléculas orgânicas.(LOPES; ROSSO, 2020, p. 45).

Na subseção seguinte, “Ligação covalente”, o conceito continua a ser abordado.

Considerando que cada orbital atômico comporta, no máximo, dois elétrons, podemos perceber que a ideia da superposição de orbitais de Pauling complementa o modelo de compartilhamento de pares de elétrons de Lewis. Os pares de elétrons compartilhados que participam de uma ligação covalente são considerados indistinguíveis, ou seja, os elétrons deixam de pertencer a apenas um dos átomos, tornando-se parte da molécula como um todo.

Outro modelo que tem sido utilizado para descrever as ligações covalentes empregando a Mecânica Quântica é chamado de teoria dos orbitais moleculares. Nele se propõe que na formação das moléculas os orbitais atômicos de ambos os átomos se combinam, formando um novo conjunto de níveis energéticos, os orbitais moleculares. Cálculos rigorosos usando os dois modelos quânticos de ligação fornecem resultados similares (LOPES; ROSSO, 2020, p. 46).

Em relação aos quatro LDs que não trazem o conteúdo de orbital atômico, analisou-se apenas qual o último modelo contemplado por cada LD. Vale destacar que o 2LD9 é da mesma autoria e editora do 1LD8, mudando apenas o ano de publicação, logo não será citado nada a respeito do 2LD9, porquanto, a forma de tratar o conteúdo é a mesma nos dois LDs.

### **5.2.5. Qual o último modelo atômico apresentado no LD?**

*Multiversos: Ciências da Natureza da Ed. FTD (2LD1)*

No primeiro livro dessa coleção (Matéria, energia e a vida), na unidade dois “Estudando a matéria”, no tema um “Átomos” (essa coleção também é separada por temas ao invés de capítulos), há uma sequência histórica de modelos atômicos, nesta o modelo de Bohr é o último a ser apresentado, após, apenas é colocado as descobertas do próton e do nêutron. Mas na parte final do livro dos docentes há:

“Caso queira comentar com os estudantes outros modelos atômicos, como o de Sommerfeld e o de Erwin Schrodinger (modelo atômico atual), acesse o link a seguir. UNIVESP. A evolução do modelo atômico. Disponível em: <https://apps.univesp.br/evolucao-do-modelo-atomico>” (GODOY; AGNOLO; MELO, 2020, p. 228).

No LD “Eletricidade na sociedade e na vida”, na unidade dois “Eletricidade”, no tema um “Carga elétrica e eletrização”, ao falar dos elétrons é exposto o modelo de Rutherford, o qual foi aprimorado por Chadwick, e tem-se: “há outros modelos atômicos com outras características e propriedades. No entanto, para o estudo que será feito em eletricidade, esse modelo é adequado” (GODOY; AGNOLO; MELO, 2020, p. 50).

No LD “Ciência, tecnologia e cidadania”, na unidade quatro “Física contemporânea”, no tema três “Tópicos de Física Moderna”, ao se falar da natureza dual da luz é colocado também a natureza dual do elétron e completa-se que “com isso, a Mecânica Quântica vai ganhando sustentação teórica, construindo uma nova forma de se encarar a natureza, com ênfase nas previsões e análises estatísticas dos fenômenos” (GODOY; AGNOLO; MELO, 2020, p. 145). Em seguida uma seção fala do Princípio da Incerteza.

*Ser Protagonista: Ciências da Natureza e suas tecnologias da Ed. SM (2LD3)*

No LD “Composição e estrutura dos corpos” dessa coleção, é dito no capítulo três “Física Quântica” (da unidade um “Do que são feitos os materiais”), na seção “Fenômenos atômicos” que há um modelo atômico baseado em ideias quânticas (isto após apresentar o modelo atômico proposto por Bohr no capítulo dois): “os experimentos realizados nas câmaras de bolha permitiam aprofundar o estudo da estrutura dos átomos. Com as novas abordagens trazidas pela física quântica, um novo modelo atômico era necessário” (FUKUI *et al.*, 2020, p. 40).

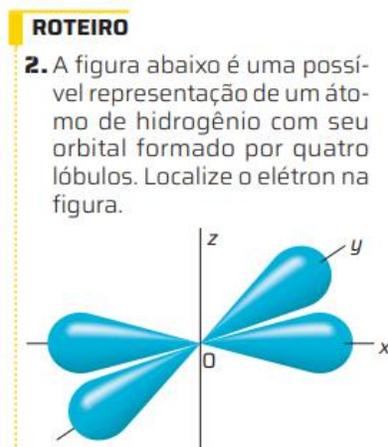
Há ainda nesse capítulo três a explanação do Princípio da Incerteza e da Dualidade partícula-onda, para então chegar ao “Princípio da Correspondência”:

No entanto, não se pode ignorar os avanços conquistados pela Física clássica e passar a adotar a Física quântica para todas as situações. Por isso, estabeleceu-se o princípio da correspondência entre as duas teorias:

- A natureza dual da matéria só pode ser observada na ordem de grandeza do átomo e de seus constituintes.
- Nas dimensões do átomo, as leis da Física clássica não funcionam; é preciso adotar os conceitos da Física quântica (FUKUI *et al.*, 2020, p. 45).

O LD não define “orbital atômico”, mas traz uma representação do mesmo, a Figura 32, na seção “A descoberta do spin”, na lateral da página, na guia “Roteiro”:

Figura 32 – possível representação de um átomo de hidrogênio com seus orbitais, conforme o 2LD3.



Fonte: FUKUI *et al.*, 2020, p. 45.

A explicação que o LD traz para a guia “Roteiro” é: “Ao longo dos capítulos, atividades trabalham os conteúdos dos tópicos estudados” (FUKUI *et al.*, 2020, p. 5). Contudo, nada foi estudado diretamente sobre orbitais atômicos no livro, talvez seja uma forma de incitar os alunos a pesquisarem a respeito de “orbital atômico”, ou os autores esperam que os professores expliquem tal conceito.

Além disso, na seção de atividades há uma questão que envolve o orbital atômico:

“9) Considere um orbital possível de um átomo de hidrogênio.

a) Descreva como o elétron é representado.

b) Diferencie o conceito de órbita do modelo de Rutherford do conceito orbital do modelo atual” (FUKUI *et al.*, 2020, p. 50).

Na parte final do Manual do Professor há sugestões de respostas ao exercício acima, bem como, para o exercício do “Roteiro 2”. Resposta do “Roteiro 2”:

Segundo esse modelo, a probabilidade de localização do elétron encontra-se no interior de uma das quatro regiões azuis. No entanto, não é possível afirmar em qual das regiões o elétron está. É possível apenas afirmar que o elétron, com certeza, não está fora de nenhuma das quatro regiões mencionadas (FUKUI *et al.*, 2020, p. 198).

Resposta à questão 9:

- a) Nesse modelo atômico, o elétron é representado como uma onda de probabilidade. O nível eletrônico possível mostra as possibilidades espaciais do elétron.
- b) No modelo atômico de Rutherford, o elétron tinha órbitas bem definidas e orbitava ao redor do núcleo atômico. No modelo atual, o elétron é representado por uma nuvem eletrônica, que é uma região de probabilidade para o elétron (FUKUI *et al.*, 2020, p. 199).

Apesar de nesse LD não ser trazido o conceito de “orbitais atômicos”, ao apresentar os diferentes modelos atômicos no decorrer do tempo no capítulo dois, na parte destinada ao professor tem que um dos objetivos do ensino dos conteúdos de tal capítulo é “descrever o átomo de acordo com as teorias modernas, utilizando o conceito de orbital em substituição ao das órbitas” (FUKUI *et al.*, 2020, p. 182).

*Conexões: Ciências da Natureza e suas tecnologias da Ed. Moderna (2LD7)*

O último modelo atômico apresentado no LD “Matéria e Energia” dessa coleção é de “Rutherford-Bohr” (no capítulo um “O mundo que nos cerca: do que a matéria é feita”, na seção “Do que os materiais são constituídos?”, na subseção “A questão não respondida por Rutherford e o modelo de Rutherford-Bohr”), assim, não há menção a orbitais atômicos. Nos demais LDs também não foi encontrado o conteúdo analisado nesse trabalho. Ao falar do modelo “Rutherford-Bohr” o LD fala da dualidade “partícula-onda” dos constituintes do átomo e diz que fará uma abordagem mais simplificada do átomo a partir de ideias quânticas: “Vamos agora nos limitar a uma ideia simplificada das explicações baseadas na mecânica quântica; foi o físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962) que complementou o modelo de Rutherford quanto ao movimento dos elétrons ao redor do núcleo” (THOMPSON *et al.*, 2020, p. 31).

### **5.3. Ponderações**

Diante do exposto, percebe-se que dos oito livros (ou coleções) analisados, utilizados antes de 2022 no EM, a maioria - cinco deles, 62,5% - não traz o conceito de “orbital atômico”, conquanto um desses cinco deixa claro que há conceitos admitidos pela ciência para o entendimento do átomo que não é mencionado nesse LD, visto que os autores consideram esses conceitos complicados para os alunos nessa fase do ensino; um outro fala superficialmente da contribuição de Erwin Schrödinger para uma teoria atômica nova; dois

não apresentam nada aos alunos sobre o conceito estudado nesse trabalho (um destes apresenta representações de orbitais e cita o termo somente no livro do professor, ao falar de ligações covalentes); em um (1LD5) os autores deixam claro sua oposição a conceitos que consideram demasiados complexos para alunos no primeiro ano do EM, mas não trazem esses conceitos nos outros dois volumes destinados às duas séries finais do ensino básico.

Nesse 1LD5 é citado que “após a publicação dos postulados de Bohr, estudos sobre a estrutura da matéria continuaram a ser realizados, o que permitiu a elaboração de modelos atômicos mais complexos” (CISCATO *et al.*, 2016, p. 96). Quando o LD trata sobre novos estudos e a complexidade de novos modelos, poder-se-ia pensar em conceitos como dualidade partícula-onda; princípio da incerteza e orbitais atômicos, mas o livro cita como consequência desses estudos após os postulados de Bohr alguns exemplos de luminescência, que não necessariamente aludem a esses conceitos supracitados. Logo, se os autores quiseram remeter essas ideias mais novas e complexas ou a conceitos como orbitais atômicos, ou a conceitos ainda com base em órbitas eletrônicas com trajetórias bem delimitadas, é indefinido.

Já nos LDs utilizados no “Novo Ensino Médio” quatro dos nove livros (ou coleções) analisados - 44,44% - não conceituam “orbital atômico”. Dentre esses quatro, um deixa a encargo do docente apresentar ou não as ideias de Erwin Schrödinger a respeito do átomo, quando apresenta outros modelos atômicos, e traz os conceitos de princípio da incerteza e a dualidade partícula-onda em um outro livro da coleção; um traz uma representação possível, conforme os autores desse LD, para o átomo de hidrogênio com orbital atômico, além de uma questão sobre orbital; um traz as contribuições de Schrödinger para uma teoria atômica mais atual; um expõe apenas ideias mais simplificadas sobre concepções quânticas do átomo.

Dessa maneira, é visto que há um grupo de autores de LD que preferem não apresentar aos alunos do EM certos conceitos atômicos mais atuais, porém nesse grupo há quem deixe claro aos discentes que as concepções sobre as teorias ou modelos atômicos trazidos no LD não abrangem todas as ideias e há quem prefira omitir-se a respeito dessas outras concepções. O primeiro subgrupo, de certa forma, parece deixar a encargo do docente fomentar nos alunos a ideia de que, apesar de conseguir explicar certos fenômenos, um modelo atômico no qual o elétron circunda o núcleo com órbitas bem definidas não é próprio da ciência moderna. O segundo subgrupo pode conduzir os alunos ao erro de compreender o átomo como o “sistema

solar” ou alguma ideia afim desta, pois que, comumente apresentam os modelos atômicos em uma evolução histórica e param justamente numa concepção de átomo com um núcleo carregado positivamente sendo circundado por pequenas partículas negativas em órbitas eletrônicas com trajetórias bem definidas, o que possivelmente estimula nos discentes a ideia de ser este o último conceito proposto pelos cientistas.

Percebe-se também, diante dos livros observados, que houve uma diminuição na quantidade de livros didáticos de Química (ou Ciências da Natureza) que nada aludem a “orbital atômico” do antigo para o novo modelo de ensino no EM, possivelmente, isto se deva ao fato de a BNCC trazer habilidades que justifiquem o ensino do conceito de orbital atômico.

Ademais, além de conceituar orbital atômico, os LDs expõem as necessárias ideias do princípio da incerteza e da dualidade partícula-onda do elétron, o 2LD5 não traz o princípio da incerteza, mas indica aos docentes no Manual do Professor para que seja ensinado tal princípio, e no corpo do texto é exposto que não é possível localizar exatamente o elétron no átomo (Santos *et al.*, 2020). Todos os LDs associam orbital à alta densidade de probabilidade de encontrar o elétron e a maioria associa diretamente à função de onda. No entanto, ainda que os LDs associem usualmente o termo orbital atômico às duas definições, a definição de densidade de probabilidade é preferida para resumir o tema e conceituar de forma direta “orbital atômico”. Talvez, por ser esta última uma definição de mais fácil entendimento do que a de função de onda.

Outro ponto a se notar é que nenhum LD, sabiamente, traz as equações de Schrödinger, haja vista que os alunos do ensino médio geralmente não têm a base matemática para entendê-las, todavia, a não apresentação destas não compromete a explanação do conceito de orbital atômico nesse nível de ensino.

Vale ressaltar ainda que, o 1LD7 ao falar de orbital atômico aludindo o termo ao volume de máxima probabilidade de o elétron ser encontrado cita que tal volume não deve ser confundido com uma nuvem eletrônica, entretanto o 2LD5 compara orbital a uma nuvem eletrônica e o 2LD3, ao dar uma sugestão de resposta aos professores, também faz tal comparação (BRITO, 2020; SANTOS *et al.*, 2020; FUKUI *et al.*, 2020). Quando o 1LD7 é contrário a esta comparação, provavelmente, tal oposição se dá com a ideia de nuvem eletrônica como utilizada nas ligações metálicas, onde vários elétrons de diferentes átomos

se movimentam pelas eletrosferas destes. Mas quando o 2LD5 utiliza o termo de nuvem eletrônica a conotação parece ser outra, de que naquela região referida o elétron possivelmente seria encontrado: “Assim, foi postulado que nessa nuvem eletrônica existem regiões com maior probabilidade de encontrar o elétron” (SANTOS et al., 2020, p. 55). Posto isto, já que o termo “nuvem eletrônica” é comumente utilizado na explicação de ligações metálicas, o 2LD5 deveria tê-lo trazido entre aspas, com o intuito de não gerar ambiguidades.

No que concerne às imagens ligadas ao termo de orbital atômico, habitualmente a representação é uma região esférica com diferentes intensidades de pontos e/ou cores, cujas bordas não são bem delimitadas, o que auxilia na compreensão de orbital como região de alta probabilidade de se encontrar o elétron, o 1LD2 e o 2LD2 (de mesma editora e com alguns autores em comum) expõe nitidamente que essa região não tem uma delimitação precisa. Conquanto, além dessa representação é comum as representações de orbitais com formatos diferentes de acordo com os subníveis de energia.

Dos oitos LDs que trazem o conceito de orbital atômico, apenas dois usam somente a representação de região esférica com intensidades diferentes (2LD4 e o 2LD5) e um (2LD6) utiliza uma representação que parece ser a mescla entre as duas representações comuns para orbitais, uma imagem de dois orbitais com bordas não tão definidas, sendo um esférico e outro com duas regiões, este último parece ser uma representação de um orbital  $p$ , esse LD deixa claro que suas representações são oriundas da densidade de probabilidade: “graficamente, a representação dos orbitais pode ser obtida calculando-se o quadrado do módulo das funções de onda,  $|\Psi|^2$ ” (LOPES; ROSSO, 2020, p. 28).

Em todas as representações com diferentes intensidades de cores ou pontos, os livros expõem que são representações probabilísticas de se encontrar o elétron no espaço, exceto uma imagem. Sendo que, destas algumas nada apresentem que se identifique o núcleo; uma tem um círculo que parece representar o próton do átomo de hidrogênio; duas representam o núcleo com um círculo, em que não é possível identificar se é a representação de um próton ou uma região bem delimitada como núcleo sem necessariamente expressar uma única partícula nele, pois que, não é indicado se o átomo é de hidrogênio; duas têm várias partículas no núcleo.

A imagem que é a exceção dita acima é trazida no 1LD1, o qual não aborda o conteúdo de orbital, por isso, neste não é indicado que a representação é do orbital atômico, mas sim, do que o livro chama de modelo atômico básico.

Já as representações de orbitais atômicos com diferentes formas de acordo com o subnível energético, todos os livros que as trazem utilizam representações da distribuição angular da função de onda ao quadrado  $|\Psi|^2$  (inclusive o 1LD1 no manual do professor), conforme Pessoa Jr. (2007), com orbitais  $p$  em forma de balões alongados.

Um ponto importante é que, para qualquer orbital  $p_z$ , a distribuição angular  $\vartheta_{lm}(\theta)$  da função de onda  $\psi_{pz}$  é  $\cos\theta$ , o que em coordenadas esféricas resulta em um círculo [...]. No entanto, ao exprimirmos a densidade de probabilidade (densidade eletrônica)  $|\psi_{pz}|^2$ , sua distribuição angular  $\vartheta_{lm}^2(\theta) = \cos^2\theta$  resulta em balões alongados [...]. Isso indica que os orbitais (balões alongados) desenhados nos livros didáticos representam a distribuição angular da densidade eletrônica e não da função de onda. (PESSOA JR., O., 2007, p. 30)

Os LDs associam tais representações à densidade de probabilidade, porém o 2LD2 fá-lo de forma um tanto indireta. O 1LD2 e o 1LD6 apresentam as formas dos orbitais por subníveis com as seguintes expressões, respectivamente: “Na tentativa de fornecer um significado físico a essa ideia, o orbital pode ser interpretado como a região na qual é maior a probabilidade de encontrar o elétron a uma certa distância do núcleo; por isso, ele pode ser associado a uma forma espacial (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 179); “Representação que descreve os orbitais  $s$ ,  $p$  e  $d$ , regiões de maior probabilidade de se encontrar o elétron” (SANTOS *et al.*, 2016, p. 252).

O 1LD7 (igual ao 2LD8) após apresentar as representações dos orbitais  $s$  e  $p$  discorre sobre os níveis e subníveis eletrônicos e termina a seção “Número quântico secundário ou azimutal ( $l$ )” falando que Sommerfeld apesar de falar em órbitas elípticas fez a introdução do conceito de subnível e que não é aceita a ideia de órbitas hoje, entretanto, “trabalha-se com orbital, que se refere à alta probabilidade de o elétron ser encontrado” (BRITO, 2020, p. 7). Dessa maneira, o LD associa os subníveis a descrição probabilística de orbitais.

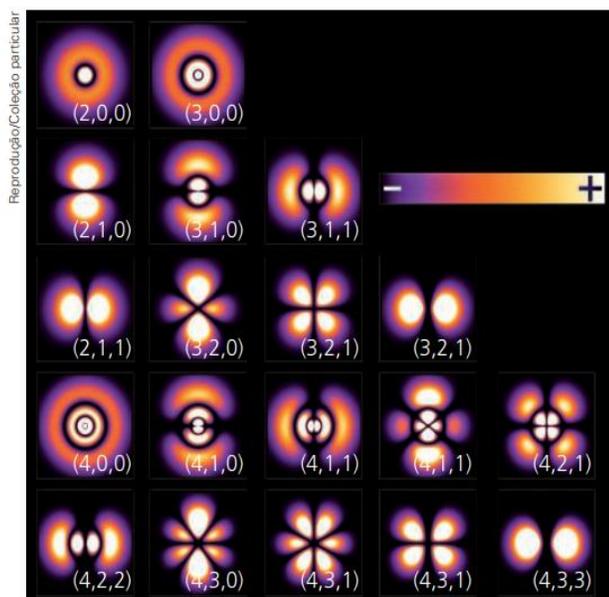
Contudo, o 2LD2 atrela as formas dos orbitais  $s$ ,  $p$ , e  $d$  à função de onda apenas, quando as apresenta: “lembre-se de que o formato dos orbitais é dado pela função de onda  $\psi(x, y, z)$  que é uma solução da equação de Schrödinger e descreve um estado eletrônico” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 119). Apesar, de ao definir orbital na seção posterior, trazer

uma representação do orbital 1s do átomo de hidrogênio relacionado à ideia probabilística de orbital atômico, citando inclusive o quadrado da função de onda (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 120). E no Manual do Professor expressar

A figura a seguir é um ótimo exemplo de como ondas estacionárias representam todos os estados quânticos do átomo de hidrogênio. Repare que a amplitude da onda é dada por uma escala de cores. De fato, essas ondas estacionárias ou, mais exatamente, os módulos quadrados das funções de onda, representam a probabilidade de encontrar um elétron naquela posição do espaço (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 267).

A Figura 33 é a referida no texto anterior:

Figura 33 – estados quânticos do átomo de hidrogênio, conforme 2LD2.



Estados quânticos do átomo de hidrogênio.

Fonte: MORTIMER *et al.*, 2020, p. 267.

Se o professor ler as instruções no Manual do Professor ou se já tiver o conhecimento necessário poderá explicar o que o livro quer dizer com o fato dos formatos serem ligados à função de onda, porém seria mais simples para o entendimento dos alunos já citar o quadrado da função de onda de forma direta ao trazer as representações dos orbitais *s*, *p*, e *d*, como foi feito na parte exclusiva aos docentes.

O 2LD3 não traz o conceito de orbital, entretanto, traz uma representação do átomo de hidrogênio com orbital que se assemelha a uma representação do orbital  $d_{x^2-y^2}$ , sendo esta uma representação não muito usual para o átomo de hidrogênio, frequentemente se apresenta o orbital 1s. Além disso, esse mesmo LD, no Manual do Professor, remete ao orbital como densidade de probabilidade de se encontrar o elétron e tem a noção de que não se pode encontrar um elétron fora da área expressa na representação de orbital. Tal noção é rechaçada pelos 1LD7 e 2LD8 (lembrando que estes têm mesma autoria) quando evidenciam, inclusive com a representação do voo do vaga-lume, que o elétron pode ser encontrado fora da região delimitada como orbital atômico.

Nenhum LD cita orbital atômico como uma entidade, nem parece deixar tal fato implícito, exceto em uma situação que pode gerar ambiguidade: o 2LD2 em uma das questões propostas diz que “apenas em 2013 foi obtida a imagem de um orbital atômico, graças ao desenvolvimento de um equipamento que utiliza as propriedades quânticas da matéria” (MORTIMER et al., 2020, p. 121), isto pode ser entendido pelos alunos como se alguém tivesse “fotografado” um orbital atômico diretamente de alguma maneira, conferindo talvez um caráter de existência material ao orbital.

Todavia, no geral, essa noção material não é sustentada pelos livros, alguns ligam orbital atômico a estados quânticos, inclusive o 2LD2: “há outras formas possíveis de orbitais, que correspondem a outros estados quânticos do elétron” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 120). Os 1LD2 e 2LD2 explicitam que a representação é uma noção probabilística, além de associar o orbital totalmente ao comportamento do elétron: “a aplicação de uma equação de onda ao elétron resultaria numa descrição probabilística dele” (MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 176); “a função de onda estaria associada a uma descrição probabilística do comportamento de elétrons” (MORTIMER *et al.*, 2020, p.120). O 2LD6 expõe que a ideia “de probabilidade de se encontrar o elétron [...é uma] interpretação estatística da mecânica quântica” (LOPES; ROSSO, 2020, p. 28) e que “os orbitais eletrônicos podem ser considerados soluções matemáticas da equação descrita por Schrödinger. Graficamente, a representação dos orbitais pode ser obtida calculando-se o quadrado do módulo das funções de onda,  $|\Psi|^2$ ” (LOPES; ROSSO, 2020, p. 28). Já o 1LD7 (ou 2LD8) fala em “representações das diversas posições do elétron em diferentes instantes” (BRITO, 2020, p. 5) como orbital.

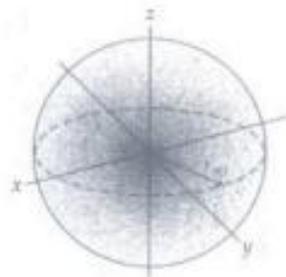
Outrossim, houve livros que relacionam as duas formas de representar orbitais indiretamente, o 1LD2 e o 2LD2 na legenda da figura em que o orbital é representado sem uma borda delimitada de forma perfeita indicam que o volume onde é provável de se encontrar o elétron ali expresso é do orbital  $1s$  do átomo de hidrogênio, o fato de explicitar o subnível energético em uma imagem com intensidade de cor diferente faz com que haja uma ligação entre as duas representações. E o 2LD6, como trazido acima, parece unir as duas formas de representar, haja vista que as duas têm a mesma origem, são oriundas do quadrado da função de onda.

Entretanto, provavelmente, seria mais didático expressar essa correlação de representar de forma direta, afinal, este não é um conteúdo de fácil entendimento, logo, exposições diretas auxiliam os alunos. Como é feito por Kotz e Treichel ao falar sobre as representações de orbitais atômicos com diferentes formas e delimitação bem definida.

Há muitas ideias falsas sobre as imagens desse tipo. É preciso entender que elas não correspondem à realidade. O núcleo fica envolto por uma “nuvem de elétrons”, e não por uma superfície impenetrável que “contém” os elétrons. O elétron, também, não se distribui uniformemente no volume encerrado pela superfície; ao contrário, é mais provável que se encontre nas vizinhanças do núcleo (KOTZ; TREICHEL, 1998, p. 218, *apud* ROZENTALSKI; PORTO, 2015, p. 195).

Uma imagem que parece reunir as duas formas de representar orbitais é a Figura 34:

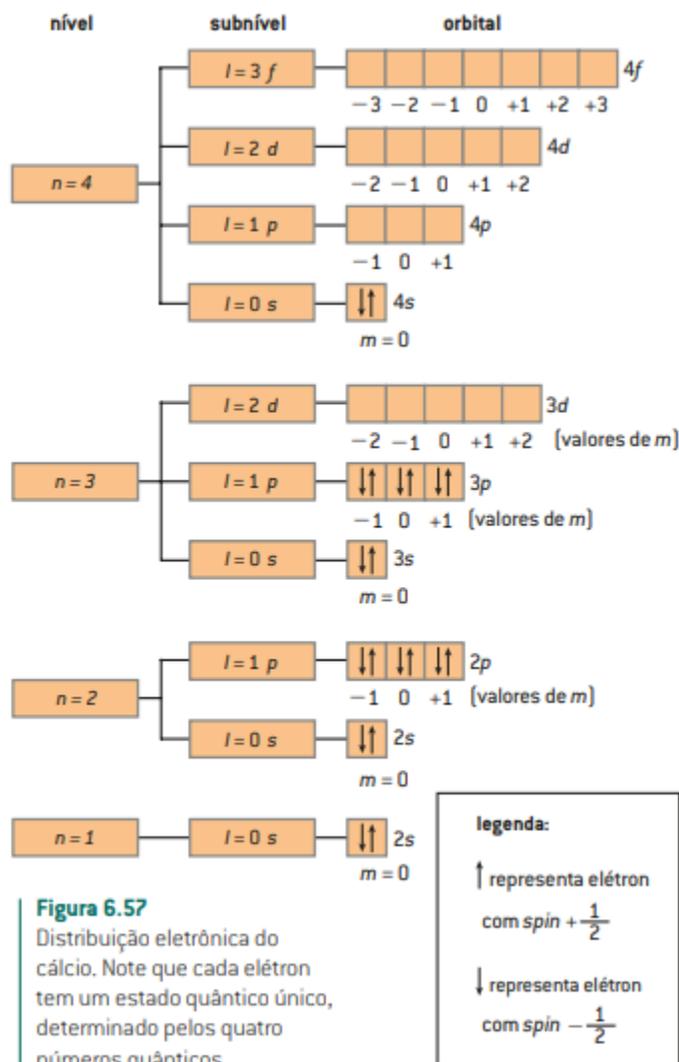
Figura 34 – possível representação do orbital  $s$ .



Fonte: KOTZ; TREICHEL, 1998, *apud* ROZENTALSKI; PORTO, 2015, p. 195.

Uma outra representação associada ao orbital é a de quadrados ou caixinhas, nos quais os elétrons são comumente simbolizados como setas, tal representação não tem uma dimensão matemática para explicá-la, apenas uma função didática de simplificação. O 1LD2 traz tal representação (Figura 35), bem como, os 1LD7 (2LD8) e 2LD2.

Figura 35 – representação da distribuição eletrônica do cálcio, na qual o orbital é simbolizado por quadrados, conforme 1LD2.



**Figura 6.57**  
 Distribuição eletrônica do cálcio. Note que cada elétron tem um estado quântico único, determinado pelos quatro números quânticos.

Fonte: MORTIMER; MACHADO, 2016, p. 181.

No que tange às questões nos LDs analisados, dos que têm o conceito de orbital explicitado, somente dois não trazem perguntas sobre o tema (2LD4 e 2LD6). Os demais trazem questões ao fim do capítulo ou seção, sejam elas de vestibulares ou produzidas pelos autores dos livros, ao que parece, como uma forma de revisão e fixação do que foi explicado. Questões no decorrer do texto há basicamente duas, trazidas pelos 1LD2 e 1LD7, pois que, elas se repetem nos LDs de mesma autoria (a saber no 1LD2 e 2LD2; 1LD7 e 2LD8), tais perguntas podem ser utilizadas pelo professor em sala de modo a auxiliar no processo de

ensino-aprendizagem, ainda que elas sejam respondidas no próprio texto do livro, o professor poderia solicitar que os alunos não lessem a resposta e tentassem formular as suas próprias, para então lerem o que o livro responde, aumentando a eficácia do questionamento dos LDs.

Um questionamento eficaz exige fazer perguntas abertas, que se centram na compreensão e interpretação, e possibilitam respostas alternativas. Em alternativa a apelar quase em exclusivo à memorização de fatos e conceitos, convidam à exploração das ideias por forma a fazer os alunos pensarem e partilharem o seu entendimento e interpretações dos fenômenos ou conceitos. O questionamento eficaz permite a metacognição e mais do que valorizar a resposta correta, permite analisar os esquemas de pensamento usados pelos alunos e que os conduziram à resposta dada (SILVA; LOPES, 2015, p. 6).

Dois livros trazem as perguntas em “guias” nas páginas com o conteúdo de orbital atômico (1LD6; 2LD2), essas questões também poderiam ser utilizadas pelo docente, poderia haver uma discussão na sala para tentar responder por exemplo as questões “O que uma função matemática descreve? O que a palavra orbital lembra?” (SANTOS *et al.*, 2016, p. 251). A primeira questão da guia “Articulação de Ideias” do 2LD2 já sugere o debate: “Debata com os colegas o significado da função de onda do elétron” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 121).

Algumas questões trazidas ao fim dos capítulos vão além de auxiliar na revisão e memorização, podem auxiliar os alunos na síntese dos conteúdos e seleção do que é mais importante, como a questão 15 do 1LD6 “Quais foram as ideias centrais na adoção do modelo do orbital?” (SANTOS *et al.*, 2016, p. 276). Nesse livro o docente pode reforçar o que as representações dos orbitais significam com a seguinte questão: “(Fuvest-adaptado) Desenhe um orbital s e um orbital p. Qual o significado dos desenhos propostos?” (FUVEST *apud* SANTOS *et al.*, 2016, p. 276).

Vale destacar a importância de questões cujo intuito seja a memorização e assimilação de conceitos, até porque para formular ideias mais elaboradas precisa-se muitas vezes de uma base de conhecimentos, assim a junção de perguntas que tenham respostas mais diretas e perguntas com respostas mais “abertas” talvez seja um meio frutífero de questionar um conteúdo.

Apesar de o 2LD3 não conceituar orbital, traz perguntas ao final do capítulo “Física Quântica”, na parte denominada “Atividades”, bem como, pede que o aluno localize o elétron na representação de orbital trazida na guia “Roteiro”.

O 1LD2 e o 2LD2 têm a mesma pergunta sobre o “modo da passagem do elétron” entre as duas regiões do orbital p, todavia, há uma pequena diferença nas respostas propostas, ambos ao responderem falam da não coerência da questão; da necessidade de o elétron ser pensado como partícula e onda; do fato de o elétron não ficar circulando o espaço do orbital, mas no fim o 1LD2 cita que “o elétron, de certa forma, é esse espaço” (MORTIMER, 2016, p. 179), enquanto o 2LD2 diz que “o elétron está, de certa forma, nesse espaço” (MORTIMER *et al.*, 2020, p. 120). Sendo que ambas as respostas são plausíveis.

Dentre todos os livros que abordam o conceito de orbital atômico, apenas dois não voltam a citá-lo quando explicam as ligações químicas. Todavia, um deles traz o conceito no Manual do Professor e é recomendado que na explicação da ligação covalente aos alunos este seja abordado. Mostra-se, assim, que é possível não só apresentar tal conceito aos alunos do ensino médio, bem como aplicá-lo na explicação de ligação covalente.

Cabe ressaltar também que três dos LDs trazem um link que direciona ao simulador *on-line* da *University of Colorado*, o PhET. E alguns livros expõem a não possibilidade de comparar o elétron com qualquer coisa macroscópica, que não é intuitiva a noção eletrônica mais moderna, isto deve auxiliar na forma de perceber o elétron descrito pela quântica, já que, assim os alunos não tentarão fazer certas associações errôneas.

Diante do exposto, é perceptível que o ensino de conceitos científicos atuais ligados ao átomo é possível no ensino médio, visto que muitos livros didáticos trazem esses conceitos. Contudo, uma das críticas à apresentação destes nessa etapa do ensino é que alguns docentes não estão preparados o suficiente para ensiná-los. Porém, os livros não aprofundam os conceitos a cálculos mais complexos, assim, se a formação do docente de Química não contempla de uma maneira apropriada a capacitação do professor para o ensino de orbital atômico no EM, é importante que o docente busque aprimorar seus conhecimentos a fim de poder contribuir para uma formação científica mais atualizada aos seus alunos, ainda que seja uma formação incipiente.

É válido ponderar que para o presente trabalho não houve acesso ao Manual do Professor dos livros das editoras SAS e Bernoulli, enquanto das outras coleções houve tal acesso.

## 6. Considerações Finais

Nesse contexto, ao analisar alguns livros de Química utilizados antes das novas diretrizes do Ensino Médio (a saber, os que estão contidos no PNLD/2018 e os das editoras SAS e Bernoulli) e alguns utilizados após as novas diretrizes (especificamente, os LDs de Ciências da Natureza do PNLD/2021 e os das editoras SAS e Bernoulli), percebe-se que alguns autores de livros didáticos de Química abordam o conteúdo “orbital atômico” e outros preferem não abordar.

Dos autores que abordam o conceito de orbital atômico, todos remetem à ideia de probabilidade de se encontrar o elétron em um volume ou região e a maioria também associa o termo à função de onda. É unânime também a representação pictórica de orbitais ao tratar desse conteúdo, comumente é apresentado duas maneiras de representar por imagens: uma é um volume esférico sem fronteiras bem delimitadas; a outra são formas diferentes de orbitais para subníveis energéticos diferentes. Ambas, da forma como no geral são apresentadas nos livros didáticos de Química, são resultados da descrição probabilística de orbital, ou seja, do quadrado da função de onda. Tais imagens gráficas, se bem exploradas pelos professores e autores, podem contribuir para o melhor entendimento dos estudantes a respeito do tema que representam.

Os livros que abordam o conteúdo analisado nesse trabalho frequentemente trazem o Princípio da Dualidade partícula-onda, Princípio da Incerteza e citam Schrödinger, mas nenhum traz as equações dele, ainda que as citem. E a maioria desses LDs utilizam questões sobre orbitais.

Dos livros que não abordam tal conteúdo, alguns aludem a concepções mais atuais a respeito do átomo após o modelo atômico proposto por Bohr e outros nada citam após esse modelo. Mas com as novas diretrizes do Ensino Médio brasileiro aumentou-se a quantidade de livros que abordam tal conteúdo, ao menos nos LDs analisados nesse trabalho.

## 7. Referências Bibliográficas

BRASIL. Ministério da Educação. **PNLD**. Disponível em <<http://portal.mec.gov.br/component/content/article?id=12391:pnld>>. Acesso em 05 de jan. de 2023.

BRASIL. Ministério da Educação. **Novo Ensino Médio - perguntas e respostas**. Disponível em <<http://portal.mec.gov.br/component/content/article?id=40361>>. Acesso em 05 de jan. de 2023.

BRASIL. Decreto nº 9099, de 18 de julho de 2017. Dispõe sobre o Programa Nacional do Livro e do Material Didático. Diário Oficial da União. Brasília, DF, p. 7. Seção 1.

BRASIL. Ministério da Educação. **Base Nacional Comum Curricular**. Brasília, 2018. Disponível em <<http://basenacionalcomum.mec.gov.br/abase/#introducao>>. Acesso em 05 de jan. de 2023.

DINIZ, Y. Entenda quais são as habilidades da BNCC para cada etapa da educação básica. **Imaginie Educação**. Disponível em <<https://educacao.imagine.com.br/habilidades-da-bncc/>>. Acesso em 08 de jan. 2023.

GIL, A. C. Como classificar as pesquisas? In: GIL, A. C. **Como elaborar projetos de pesquisa**. 4 ed. São Paulo: Atlas, 2002. p. 44.

HAYASHI, K. I. **Mecanismos de generación de preguntas sobre textos expositivos con contenido científico**: Identificación de obstáculos y papel de las metas de lectura. 2012. Tese (Doutorado) - Departamento de Física, Universidad de Alcalá, Espanha, 2012.

LAMOUREUX, G.; OGILVIE, J. F. Orbitals in general chemistry, part III: consequences for teaching. **Química Nova**, v. 44, n. 3, 2021. DOI: <http://dx.doi.org/10.21577/0100-4042.20170660>.

LEMES, A. F. G. **Aspectos filosóficos e educacionais da química: investigando as concepções de doutorandos em química**. 2013. Dissertação (Mestrado em Ensino de Química) - Ensino de Ciências (Física, Química e Biologia), Universidade de São Paulo, São Paulo, 2013.

LIMA, M. M.; SILVA, J. L. de P. B. Orbital atômico: modos de conceituar e ensino. **Scientia Naturalis**, Rio Branco, v. 1, n. 3, 2019.

LIMA, M. M.; SILVA, J. L. de P. B. Orbital Atômico: Conceitos, Ontologia e Ensino. **ReSBEnQ - Revista da Sociedade Brasileira de Ensino de Química**, Brasília, v. 1, 2020.

LIMA, N. R. de; CIASCA, M. I. F. L. História da avaliação pedagógica do livro e do material didático no Brasil. **Research, Society and Development**, v. 9, n. 3, 2020, p. 1-26. DOI: <http://dx.doi.org/10.33448/rsd-v9i3.2509>.

MCNAUGHT, A. D.; WILKINSON A. IUPAC: International Union of Pure and Applied Chemistry. **Compendium of Chemical Terminology**. 2 ed. Oxford: Blackwell Scientific Publications, 1997. XML version 2.3.2, 2012.

MELZER, E. E. M.; CASTRO L de; AIRES J. A.; GUIMARÃES, O. M. Modelos atômicos nos livros didáticos de química: obstáculos à aprendizagem? **VII Enpec: Encontro Nacional de Pesquisa em Educação de Ciências**. Florianópolis, 2009.

MORWICK, J. J. Should orbitals be taught in high school? **Journal of Chemical Education**, v. 56, n. 4, p. 262-263, 1979.

MULDER, P. On the alleged non-existence of orbitals. **Studies in History and Philosophy of Modern Physics**, v. 41, p. 178-182, 2010. DOI: <https://doi.org/10.1016/j.shpsb.2010.02.003>.

MULDER, P. Are Orbitals Observable? **HYLE - International Journal for Philosophy of Chemistry**, v. 17, n. 1, p. 24-35, 2011.

OSTROVSKY, V. N. Towards a Philosophy of Approximations in the 'Exact' Sciences. **HYLE - International Journal for Philosophy of Chemistry**, v. 11, n. 2, p. 101-126, 2005.

PESSOA JR, O. A representação pictórica de entidades quânticas da Química. **Cadernos temáticos de Química Nova na Escola**, n. 7, 2007.

ROZENTALSKI, E. F. **O estatuto ontológico e epistemológico do conceito de orbital em livros didáticos de química geral no século XX: uma análise de seus fundamentos, suas representações e implicações para a aprendizagem**. Dissertação (Mestrado) - Universidade de São Paulo. Faculdade de Educação, Instituto de Física, Instituto de Química e Instituto de Biociências. São Paulo, 2013.

ROZENTALSKI, E. F.; PORTO, P. A. Imagens de orbitais em livros didáticos de química geral no século xx: uma análise semiótica. **Investigações em Ensino de Ciências**, v. 20(1), p. 181-207, 2015.

ROZENTALSKI, E. F.; PORTO, P. A. Uma questão não consensual no ensino de química – o caso dos orbitais. **IX Congresso Internacional sobre investigación en didáctica de las ciencias**, Girona, 2013.

SANTOS, C. S. **Questões sociocientíficas no enfoque ciência-tecnologia-sociedade-ambiente: saberes de docentes de ciências e biologia da cidade de Estância, SE**. Dissertação (Mestrado) – Universidade Federal de Sergipe, Programa de Pós-Graduação em Ensino de Ciências, São Cristóvão, 2021.

SANTOS, C. S.; GUIMARÃES, C. R. P. Ecossistemas Costeiros e Poluição das Águas: há Abordagem CTSA nos Livros Didáticos do Ensino Médio? **Revista de Ensino, Educação e Ciências Humanas**, v. 22, n. 4, 2021. DOI: <https://doi.org/10.17921/2447-8733.2021v22n4p556-566>.

SCERRI, E. R. Have Orbitals Really Been Observed? **Journal of Chemical Education**, v. 77, n. 11, p. 1492-1494, 2000.

SILVA, G. S.; BRAIBANTE, M. E. F.; PAZINATO, M. S. Os recursos visuais utilizados na abordagem dos modelos atômicos: uma análise nos livros didáticos de Química. **Revista Brasileira de Pesquisa em Educação em Ciências**, v. 13, n. 2, 2013.

SILVA, H. S.; LOPES, J. P. O questionamento eficaz na sala de aula: procedimentos e estratégias. **Revista Eletrônica de Educação e Psicologia**. n. 5, p. 1-17, 2015.

TOMIO, D.; GRIMES, C.; RONCHI, D. L.; PIAZZA, F.; REINICKE, K.; PECINI, V. As imagens no ensino de ciências: o que dizem os estudantes sobre elas? **Caderno Pedagógico**, Lajeado, v. 10, n. 1, p. 25-40, 2013.

TSAPARLIS, G. Atomic Orbitals, Molecular Orbitals and Related Concepts: Conceptual Difficulties Among Chemistry Students. **Research in Science Education**, 1997.

VASCONCELOS, S. D.; SOUTO, E. O livro didático de ciências no ensino fundamental – proposta de critérios para análise do conteúdo zoológico. **Ciência e Educação**, v. 9, n. 1, p. 93-104, 2003.

*Livros Didáticos analisados:*

*Antes de 2022:*

CISCATO, C. A. M.; PEREIRA, L. F.; CHEMELLO, E.; PROTI, P. B. **Química – Ciscato, Pereira, Chemelo, Proti**: 1 Ensino Médio. 1 ed. São Paulo: Moderna, 2016.

FONSECA, M. R. M. da. **1. Química (Ensino Médio)**. 2 ed. São Paulo: Ática, 2016.

LISBOA, J. C. F.; BRUNI, A. T.; NERY, A. L. P.; LIEGEL, R. M.; AOKI, V. L. M. **Ser Protagonista – Química 1**. 3 ed. São Paulo: Edições SM, 2016.

MOTIMER, E. F.; MACHADO, A. H. **Química 1**: ensino médio. 3 ed. São Paulo: Scipione, 2016.

NOVAIS, V. L. D. de; ANTUNES, M. T. **Vivá Química** – volume 1. 1 ed. Curitiba: Editora Positivo, 2016.

NOVAIS, V. L. D. de; ANTUNES, M. T. **Vivá Química** – volume 3. 1 ed. Curitiba: Editora Positivo, 2016.

SANTOS, W. L. P. dos; MÓL, G. de S.; DIB, S. M. F.; MATSUNAGA, R. T.; SANTOS, S. M. de O.; CASTRO, E. N. F. de; SILVA, G. de S.; FARIAS, S. B. **Química Cidadã**: volume 3. 3 ed. São Paulo: AJS, 2016.

Ciências da natureza e suas tecnologias - Química: BRITO, F. de A. O. de. Átomo da Mecânica Quântica. In: DINIZ, S. M.; *et al.* **Livro Integrado**: 1ª série, volume 2. 10 ed. Fortaleza: Sistema Ari de Sá de Ensino, 2020. p. 508.

Química: PIRES, B.; PAULA, I.; SILVA, G. J.; RAGGAZZI, M.; PEREIRA, R. In: BERNOULLI SISTEMA DE ENSINO. **Coleção Ensino Médio 1ª Série**: ciências da natureza e matemática - volume 1. Belo Horizonte: Bernoulli Sistema de Ensino, 2021. p. 476.

2022:

AMABALIS, J. M.; MARTHO, G. R.; FERRARO, N. G.; PENTEADO, P. C. M; TORRES, C. M. A.; SOARES, J.; CANTO, E. L. do; LEITE, L. C. C. **Moderna plus**: ciências da natureza e suas tecnologias: o conhecimento científico. 1. ed. São Paulo: Moderna, 2020.

FUKUI, A.; NERY, A. L. P.; CARVALHO, E. G. AGUILAR, J. B.; LIEGEL, R. M.; AOKI, V. L. M. **Ser protagonista**: ciências da natureza e suas tecnologias: composição e estrutura dos corpos. 1. ed. São Paulo: Edições SM, 2020.

GODOY, L. P. de; AGNOLO, R. M. D.; MELO, W. C. de. **Multiversos**: ciências da natureza: matéria, energia e a vida. 1. ed. São Paulo: FTD, 2020.

GODOY, L. P. de; AGNOLO, R. M. D.; MELO, W. C. de. **Multiversos**: ciências da natureza: eletricidade na sociedade e na vida. 1. ed. São Paulo: FTD, 2020.

GODOY, L. P. de; AGNOLO, R. M. D.; MELO, W. C. de. **Multiversos**: ciências da natureza: ciência, tecnologia e cidadania. 1. ed. São Paulo: FTD, 2020

LOPES, S.; ROSSO, S. **Ciências da natureza: Lopes & Rosso**: evolução e universo. 1. ed. São Paulo: Moderna, 2020.

MORTIMER, E.; HORTA, A.; MATEUS, A.; PANZERA, A.; GARCIA, E.; PIMENTA, M.; MUNFORD, D.; FRANCO, L.; MATOS, S. **Matéria, energia e vida**: uma abordagem interdisciplinar - Materiais, luz e som: modelos e propriedades. 1 ed. São Paulo: Scipione, 2020.

MORTIMER, E.; HORTA, A.; MATEUS, A.; PANZERA, A.; GARCIA, E.; PIMENTA, M.; MUNFORD, D.; FRANCO, L.; MATOS, S. **Matéria, energia e vida**: uma abordagem interdisciplinar - Materiais e energia transformações e conservação. 1 ed. São Paulo: Scipione, 2020.

SANTOS, K. C. dos; CHINELLATO, E. A.; SILVA, R. A. da; KIMURA, L.; FERRARO, A. C. N. dos S.; FRÓES, A. L. D.; OGO, M. Y.; MICHELAN, V. S. **Diálogo**: ciências da natureza e suas tecnologias: o universo da ciência e a ciência do universo. 1. ed. São Paulo: Moderna, 2020.

THOMPSON, M.; RIOS, E. P.; SPINELLI, W.; REIS, H.; SANT'ANNA, B.; NOVAIS, V. L. D. de; ANTUNES, M. T. **Conexões**: ciências da natureza e suas tecnologias - manual do professor: Matéria e energia. 1. ed. São Paulo: Moderna, 2020.

Ciências da natureza e suas tecnologias - Química: BRITO, F. de A. O. de. Átomo da Mecânica Quântica. In: TUBERTINI, L. **Livro Integrado**: 1ª série, volume 2. 12 ed. Fortaleza: Companhia Brasileira de Educação e Sistemas de Ensino S.A, 2022. p. 552.

Química: PIRES, B.; SILVA, G. J.; PAULA, I.; RAGGAZZI, M.; PEREIRA, R. In: BERNOULLI SISTEMA DE ENSINO. **Coleção Ensino Médio 1ª Série**: ciências da natureza e matemática - volume 1. Belo Horizonte: Bernoulli Sistema de Ensino, 2022. p. 484.