

**Ensino do conceito de orbital atômico: algumas reflexões**

Teaching the concept of atomic orbital: some reflections

Enseñar el concepto de orbital atómico: algunas reflexiones

Márcio Matos Lima<sup>1</sup> <https://orcid.org/0000-0002-0036-7991>

<sup>1</sup> Colégio Estadual Frederico Costa, SEC-BA, Salvador, Bahia, Brasil; [marciolimatoss@yahoo.com.br](mailto:marciolimatoss@yahoo.com.br)

**RESUMO:** Dentre os conceitos ensinados na química, o conceito de orbital atômico é um dos mais importantes, pois ajuda a compreender as teorias quânticas da ligação química. Porém, este conceito surge nos livros de Química do nível superior de formas diferentes, como função de onda ou como região do espaço, causando confusão e dúvidas nos estudantes. Uma explicação para essas definições tão diferentes para o Orbital talvez esteja no fato de alguns cientistas o considerarem real e isso tem suscitado muitas discussões. Um número crescente de educadores tem se posicionado contrários a utilização do conceito de orbital em cursos básicos de química por considerarem este conceito altamente abstrato e fora do alcance de muitos estudantes. Existem também os que defendem o ensino do conceito de orbital, pois é científica e pedagogicamente incorreto ensinar teorias superadas. Esse trabalho tem por objetivo fazer uma reflexão a respeito do ensino do conceito de orbital atômico com base na literatura. Um dos problemas apontados para o ensino do conceito de orbital atômico está relacionado com o fato de nem sempre a disciplina de química ser lecionada por professores formados em química e a variedade de livros didáticos apresenta esse conceito de forma muito insuficiente.

**Palavras-chave:** Orbital atômico; Ensino; Química.

**ABSTRACT:** Among the concepts taught in chemistry, the concept of atomic orbital is one of the most important, as it helps to understand the quantum theories of chemical bonding. However, this concept appears in higher-level Chemistry books in different ways, as a wave function or as a region of space, causing confusion and doubts among students. An explanation for these very different definitions for Orbital may be the fact that some scientists consider it real and this has sparked many discussions. A growing number of educators have opposed the use of the orbital concept in basic chemistry courses as they consider this concept to be highly abstract and beyond the reach of many students. There are also those who defend teaching the concept of orbital, as it is scientifically and pedagogically incorrect to teach outdated theories. This work aims to reflect on teaching the concept of atomic orbital based on literature. One of the problems highlighted for teaching the concept of atomic orbital is related to the fact that the chemistry subject is not always taught by teachers trained in chemistry and the variety of textbooks presents this concept in a very insufficient way.

**Keywords:** Atomic orbital; Teaching; Chemistry.

**RESUMEN** Entre los conceptos que se enseñan en química, el concepto de orbital atómico es uno de los más importantes, ya que ayuda a comprender las teorías cuánticas del enlace químico. Sin embargo, este concepto aparece en los libros de Química de nivel superior de diferentes formas, como función de onda o como región del espacio, provocando confusión y dudas entre los estudiantes. Una explicación para estas definiciones tan diferentes de orbital

puede ser el hecho de que algunos científicos lo consideran real y esto ha provocado muchas discusiones. Un número creciente de educadores se ha opuesto al uso del concepto orbital en cursos de química básica porque consideran que este concepto es muy abstracto y está fuera del alcance de muchos estudiantes. También hay quienes defienden la enseñanza del concepto de orbital, ya que es científica y pedagógicamente incorrecto enseñar teorías obsoletas. Este trabajo tiene como objetivo reflexionar sobre la enseñanza del concepto de orbital atómico a partir de la literatura. Uno de los problemas destacados para la enseñanza del concepto de orbital atómico está relacionado con el hecho de que la asignatura de química no siempre es impartida por profesores capacitados en química y la variedad de libros de texto presenta este concepto de manera muy insuficiente.

**Palabras clave:** Orbital atómico; Enseñanza; Química.

## Introdução

Dentre os conceitos ensinados na química, o conceito de orbital atômico é um dos mais importantes, pois ajuda a compreender as teorias quânticas da ligação química (LIMA; SILVA, 2016). O primeiro contato dos estudantes com esse conceito ocorre na maioria das vezes no ensino médio, porém ele é estudado com maior intensidade e complexidade no ensino superior de química e áreas correlatas.

O conceito de orbital é apresentado em diferentes textos de ensino universitário com enfoques diferentes. Por exemplo, ao consultarmos alguns livros de Química do ensino superior, como Solomons (2000) e o Morrison (2013), ambos definem orbital como uma região do espaço onde a probabilidade de encontrar um elétron é grande. Entretanto, o Brown, Burdge e Bursten. (2005), conceitua orbital como função de onda que soluciona a equação de Schrödinger para o átomo de hidrogênio. Para o Russel (1999), orbital corresponde aos estados individuais que podem ser ocupados por um elétron em um átomo e corresponde à região do espaço de maior manifestação eletrônica e o Ball (2005) afirma que cada função de onda de um átomo de hidrogênio é chamada de orbital.

Um número crescente de educadores tem se posicionado contrários a utilização do conceito de orbital em cursos básicos de química por considerarem este conceito altamente abstrato e fora do alcance de muitos estudantes. Existem também os que defendem o ensino do conceito de orbital, afirmando que é científica e pedagogicamente incorreto ensinar teorias superadas ou que mais tarde tenham de ser substituídas ou desaprendidas (TSARPARLIS, 1997).

Esse trabalho tem por objetivo fazer uma reflexão a respeito do ensino do conceito de orbital atômico com base na literatura. Nosso argumento está dividido em dois momentos: o

primeiro estará relacionado ao ensino do conceito de orbital para o ensino médio e o segundo está relacionado ao ensino do conceito de orbital no ensino superior.

## **Ensino do conceito de orbital para o ensino médio**

Morwick (1979) afirma que o argumento de ser difícil e abstrato, utilizado por pessoas contrárias ao ensino do conceito do orbital, está errado, pois os estudantes desde o início se deparam com conceitos tão abstratos quanto o de orbital atômico. Portanto, é inaceitável deixá-los fora da discussão a respeito dos modelos atômicos modernos e dos avanços proporcionados por estes modelos.

Para Morwick (1979), antes de se introduzir o modelo quântico o professor tem que refletir a respeito de quais assuntos são necessários para ensinar esse conceito. Ele defende que os estudantes devem saber que o átomo é formado por um núcleo denso com carga positiva e rodeado por uma nuvem eletrônica com carga negativa. Os estudantes devem olhar para esta nuvem eletrônica como uma distribuição de carga elétrica, ao longo do tempo, resultante de uma partícula (elétrica) carregada negativamente movendo-se sobre o núcleo em uma trajetória indeterminada, ou como uma espécie de “borrão” de carga negativa que pode ser pensado como estacionário (RAMOS; SILVA, 2012).

Morwick (1979, p. 262), sugere que no ensino médio seja ensinada a forma da região do espaço ocupada por elétrons em vários níveis de energia. Para ele, o ensino médio é o momento ideal para "introduzir uma representação física simplificada do átomo com base no modelo mecânico quântico". Porém, as discussões a respeito da controvérsia filosófica sobre a realidade do orbital devem ser abordadas em outro momento educacional.

Cervellati e Perugini (1981) argumentam que os problemas do ensino do conceito de orbital atômico no ensino médio estão relacionados com o fato de nem sempre a disciplina de química ser lecionada por professores formados em química. Além disso, a variedade de livros didáticos apresenta esse conceito de forma muito insuficiente.

Para Berry (1986) o ensino médio deve ter como foco a linguagem química, cálculos químicos, lei dos gases e nas teorias atômicas até o modelo de Bohr. E o ensino de química deve ser mais atrativo para os estudantes, pois ao conhecerem mais sobre a ciência química e sua utilidade para o desenvolvimento da sociedade eles verão sentido no que é aprendido.

Hawkes (1992) defende que o ensino de química no ensino médio seja diferente do que é feito, pois ele não vê nenhum benefício para as futuras carreiras profissionais dos estudantes aprenderem sobre a natureza da ligação química ou sobre a variação do raio iônico e atômico

em toda a tabela periódica. Ele defende que os estudantes compreendam, em termos muito gerais, o mecanismo de emissão e absorção de radiação e que tenham a compreensão qualitativa dos equilíbrios iônicos, sem a necessidade de realizar os cálculos aterradores presentes nos livros. Também conclui que os alunos lucrariam muito mais com a formação geral em orgânica e bioquímica com enfoque em saúde.

Lima (2018) mostra em seu trabalho que, dentre os livros aprovados pelos PNLD de 2008 e 2012, apenas um livro abordava os conteúdos da teoria quântica necessários para o ensino do orbital atômico. Ainda assim, foram identificadas algumas lacunas nesse material como o fato de não estabelecer relação entre mecânica quântica e mecânica ondulatória nem explicar as razões para o abandono das trajetórias dos elétrons, tampouco explanar acerca do que consiste no princípio da incerteza.

Com relação ao PNLD 2015, Lima (2018) informa que dos quatro livros analisados dois deles não tratavam a respeito dos conceitos de indeterminação de trajetórias, incerteza de medidas ou orbitais no seu texto. Os dois livros que abordam o conceito de orbital não deixavam muito claro a relação entre função de onda, orbital e probabilidade de encontrar o elétron. No PNLD de 2021 foram aprovados sete livros de ciências da natureza e apenas um trazia o conceito de orbital atômico.

## **Ensino do conceito de orbital para o ensino superior**

Bent (1984) defende que a química introdutória deveria se debruçar inicialmente aos fatos químicos para depois entrar na quântica. Para ele, os orbitais moleculares não deveriam ser ensinados no curso inicial em química, pois eles são importantes apenas para a discussão de estados excitados. Segundo ele, essa forma de ensinar química está de acordo com as afirmações de Dirac a respeito da redutibilidade da química aos conceitos da física.

Gillespie (1991, p. 192) considera que os conceitos teóricos abordados na química geral devem ser aqueles estritamente necessários para o estudante fazer um bom curso de química inorgânica e orgânica, "e não aqueles que podem ser necessários em algum momento do futuro pela química avançada". Ele defende que conceitos mais complexos devem ser abordados ao longo do curso, afirmando que conceitos como: os orbitais híbridos e moleculares e as equações da termodinâmica são muito abstratos, desnecessários e difíceis para um curso introdutório, mesmo sendo necessários para a formação do químico.

Hawkes (1992) discorda do uso da teoria orbital molecular simplificada para prever a existência do  $\text{Li}_2$ , explicar a não existência do  $\text{Be}_2$  ou esclarecer o fato do  $\text{O}_2$  ser paramagnético, pois o valor preditivo dela é limitado a pares de átomos de números atômicos quase iguais.

Para Ogilvie (1990), todo o espaço dedicado aos orbitais e seus derivativos, que estão presentes nos livros didáticos de química, no currículo e no tempo de aula, prejudica mais do que ensina. Por isso, ele considera desnecessária a aplicação da química quântica para explicar a estrutura e propriedades moleculares no programa geral de graduação em química, pelo menos no componente obrigatório. Para ele, os professores da graduação em química deveriam gastar seu tempo e esforço para demonstrar as substâncias químicas e as propriedades da matéria real que produzem química, a ciência das moléculas, a ciência central no nosso mundo atual.

Pauling (1992, p. 519) advoga que a química introdutória na universidade "deve enfatizar os aspectos mais simples da estrutura molecular em relação às propriedades das substâncias". Como temas importantes para esses estudantes, ele defende o ensino das estruturas eletrônicas dos átomos, enfatizando a estrutura do gás nobre, a ligação através do compartilhamento do par de eletrônico, o átomo de carbono tetraédrico, a eletronegatividade, o caráter iônico parcial das ligações químicas e a ideia de ressonância aplicada a molécula do benzeno. O orbital molecular deve ser abordado nos semestres subsequentes.

Rozentalski e Porto (2013) investigou livros didáticos voltados para o Ensino de Química Geral no Ensino Superior produzidos no século XX com foco no conceito de orbital. Ele destaca que o termo orbital foi cunhado no início desse período. Porém, no período de 1939-1946 os livros de Química Geral se caracterizavam por uma menção ou breve introdução à Mecânica Quântica, sem qualquer menção ao conceito de orbital. A situação se reverteu no período 1950- 2001 quando os livros se caracterizavam por apresentar o conceito de orbital.

Segundo Rozentalski e Porto (2013), o conceito de orbital é apresentado, pela primeira vez, aos leitores dos livros de Química Geral em capítulos sobre a estrutura da matéria. Nessa circunstância, a compreensão do orbital é associada ao conceito de densidade de probabilidade e ampara-se na ideia do orbital como uma função de onda. Diante disso, o orbital entendido como a densidade de probabilidade sugere uma interpretação realista do conceito.

## **Representação dos orbitais nos livros didáticos e nos artigos científicos**

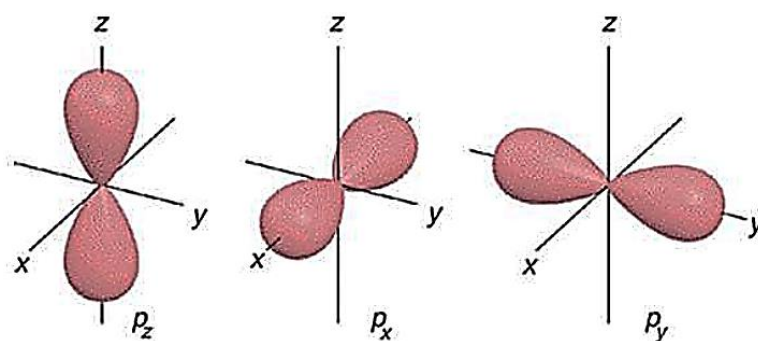
A Química recorre ao formalismo quântico para descrever o átomo, mas mantém o conceito de orbital atômico através da regra de Born, segundo a qual o quadrado da função de

onda representa uma probabilidade. Nesta base, um orbital atômico em química é concebido como a região espaço em que é mais provável que os elétrons em um átomo estejam. A partir desta perspectiva, um orbital atômico é uma região do espaço que, embora tenha estritamente bordas difusas, tem uma forma definida. (LABARCA; LOMBARDI, 2010).

É precisamente a estrutura geométrica do orbital atômico que na química explica a forma como os átomos estão ligados entre si por meio de ligações químicas, resultando em moléculas com uma forma definida, ou seja, com uma estrutura geométrica. Por sua vez, a forma ou a estrutura molecular desempenha um papel central na compreensão de certas propriedades macroscópicas de substâncias, tais como a sua reatividade e suas manifestações em espectroscopia. (LABARCA; LOMBARDI, 2010).

Segundo Mulder (2010) ao utilizarmos uma representação gráfica como a dos orbitais 2p, estamos sugerindo que os orbitais são entidades reais, porém tais imagens não são 'os orbitais 2p'. Para ele um orbital é uma densidade de probabilidade para os elétrons serem encontrados, o que é dado pelo quadrado da função de onda ( $\psi^2$ ). Esta densidade de elétrons, por sua vez chamada de densidade de probabilidade, é a região onde o elétron é muito provável de ser encontrado, e é esta região que é mostrada graficamente.

**Figura 1-** Representação gráfica das regiões de densidade de probabilidade correspondentes aos orbitais 2p



Fonte: Mulder (2010)

Barradas-Solas e Gómez (2014) afirmam que a busca da visualização e representação do orbital atômico sempre foi uma necessidade. Na prática científica cotidiana dos químicos os orbitais são mostrados como objetos reais. Tais imagens são utilizadas para representar estruturas e processos. Em alguns textos educacionais, as representações gráficas de orbitais são usadas para ilustrar qualitativamente um cálculo, ou seja, uma função de onda. Os autores defendem que ao entrarmos em contato com essas representações gráficas podemos criar uma



sensação de estarmos visualizando os orbitais e suas interações, o que pode ser considerado como uma realidade clássica.

Rozentalski e Porto (2013) em sua dissertação também investiga as representações dos orbitais em livros de química geral do ensino superior e aponta que a maioria dos livros investigados concebe as representações icônicas dos orbitais como a densidade de probabilidade máxima. Entre os poucos livros que esclarecem esse fato, Mahan explica que o emprego das representações dos orbitais por superfícies limites, em detrimento das representações por nuvens eletrônicas, se justifica por aquela ser mais fácil de ser desenhada. Assim, nota-se que são poucos os livros de Química Geral que tecem comentários epistemológicos sobre as representações dos orbitais por superfícies limites. Antes de se depararem com essas imagens, os estudantes foram introduzidos às imagens dos orbitais por nuvens eletrônicas, nas quais a intensidade do sombreamento apresentava um significado físico, isto é, maior intensidade representava maior probabilidade de se encontrar o elétron em uma dada região.

Todavia, nas representações dos orbitais por superfícies limites, as diferentes intensidades de sombreamento não possuem qualquer significado físico, sendo, meramente, um recurso estético para sugerir tridimensionalidade. Observa-se que as representações dos orbitais por superfícies limites predominam nos livros de Química Geral, principalmente em discussões sobre ligação química. Não é exagero afirmar que as suas representações por traços e setas e no preenchimento dos diagramas de orbitais com elétrons, sugerem uma existência independente para os orbitais (ROZENTALSKI; PORTO, 2013).

Com relação às representações de orbital, Rozentalski e Porto (2013) conclui que sua diversidade contempla apenas certos aspectos, resultando em uma representação incompleta. Essa incompletude nos leva a gerar novas representações para que sejam complementos do que as demais não abarcam.

Pessoa Jr. (2014) investiga o significado das representações pictóricas de orbitais atômicos e moleculares em livros de química. Ele alerta para a existência de interpretações ora realistas, ora positivistas e aquelas como uma nuvem composta de pontinhos separados, que representariam os elétrons como partículas. Sendo assim, o significado das representações pictóricas de orbitais vai depender de nossa postura interpretativa.

Dois exemplos de discussão que podem ser feitas na sala de aula são as controvérsias entre Pauling e Ogilvie publicadas no *Journal of Chemical Education*, e a originada a partir de um artigo de Zuo e colaboradores publicado na *Nature*, ambas ocorridas na última década do século XX.

Há controvérsia entre Linus Pauling e Ogilvie a respeito da existência do orbital atômico e suas implicações para o ensino de química. Essa controvérsia gerou seis artigos que discutiam a realidade do orbital, escritos por Ogilvie, Pauling e outros cientistas que se posicionam a respeito da realidade ou não do orbital atômico. Tais artigos esclarecem também como esses pontos de vista são refletidos no que cada cientista pensa sobre o ensino de química.

No ano de 1999 foi publicado um artigo de Zuo, Kim, O'Keeffe, Spence (1999) que buscava entender a ligação química existente entre o átomo de cobre e o oxigênio no óxido cuproso. Os autores obtiveram como resultado de suas análises uma baixa densidade de carga em uma determinada região do cobre e atribuíram esse fato a um orbital híbrido  $dz^2$  pouco ocupado. A imagem da densidade de carga obtida guardava uma semelhança “impressionante” com a imagem do orbital  $dz^2$  presentes nos livros didáticos de química e esse fato levou a um artigo do cientista Humphreys (1999) que afirmava que eram imagens reais do orbital  $dz^2$ , ambos artigos foram publicados na mesma edição da revista Nature.

## Equívocos e concepções alternativas

Como bem nos assegura Autschbach (2012), os equívocos mais comuns cometidos por estudantes a respeito do conceito de orbital atômico estão relacionados aos aspectos qualitativos da teoria do orbital molecular e aos diagramas de energia do orbital. O autor percebe como problemático o fato de os alunos ignorarem completamente a natureza aproximada da teoria orbital nas explicações a respeito das ligações químicas. Com relação a linguagem, ele ressalta que seria mais apropriado explicar o que significam as declarações referentes à ocupação do orbital, pois os alunos podem criar em sua mente uma imagem enganadora de uma região do espaço cheia, ou seja, ocupada por uma nuvem de elétrons. Outra questão importante de salientar para os alunos é que os orbitais não são elétrons e não são únicos.

Tsaparlis e Papaphotis (2009) relatam também que na sua investigação alguns alunos assumem o termo orbital como outra palavra para órbita e que os elétrons giram em torno do núcleo como os planetas ao redor do sol, ou seja, permanecem com as ideias da velha teoria quântica. Para outros estudantes, os orbitais são únicos e representam um espaço fixo bem ligado. Muitos alunos não conseguiram perceber a natureza probabilística de orbitais, assumindo uma perspectiva determinista. Por fim, os alunos cometeram o equívoco de que os orbitais de átomos hidrogenóides são exatos para átomos de muitos elétrons. Em particular, a pesquisa sugere que os alunos são bastante resistentes em aprender sobre modelos da mecânica quântica do átomo com os elétrons localizados em orbitais definidos em termos de



probabilidade e que não estão sujeitos a limites bem definidos (TSAPARLIS, 1997; TSAPARLIS; PAPAPHOTIS, 2009).

Tsaparlis e Papaphotis (2009, p.896) destaca que as dificuldades dos alunos em compreender o conceito de orbital está relacionada ao pensamento mecanicista clássico e, no caso de hibridação, a dificuldade está vinculada a uma má compreensão do conceito de orbital atômico.

Taber (2005) verificou que os estudantes, mesmo após aprenderem sobre o conceito de orbital, continuavam utilizando a regra do octeto para explicar a ligação química. Um dos aspectos-chave da introdução de ideias quânticas em nível universitário de química é a adoção do conceito de orbital para descrever a estrutura eletrônica de átomos e moléculas. Porém, a pesquisa aponta para o uso do termo orbital pelos estudantes como substituto para órbitas. Nesse caso o ensino prévio serviu como um obstáculo de aprendizagem, pois o modelo atômico de orbitais não consegue suplantar o modelo planetário de Bohr (LIMA; SANTOS; SILVA 2015; RAMOS; SANTOS; SILVA 2015; SILVA; CUNHA, 2008). O autor defende que é necessário o professor ensinar algumas noções de física clássica aos alunos, pois desta forma os estudantes não aceitariam o modelo planetário para o átomo o este átomo não seria estável, portanto, ficaria mais clara a necessidade da introdução da quantização da energia.

## Considerações Finais

Concordamos que o fato de ser abstrato não é justificativa para o não ensino do conceito de orbital no ensino médio, pois os estudantes se deparam o tempo todo com assuntos "abstratos", sendo, então, esse argumento muito fraco. Além disso, ao não ensinar esse conceito para os estudantes os deixaremos de fora da discussão a respeito dos modelos atômicos modernos e dos avanços proporcionados por estes modelos. Concordo que a questão não é quando ensinar o modelo quântico e sim como ele deve ser introduzido.

Defendemos que no ensino médio é possível introduzir algumas questões filosóficas não aprofundadas sobre a realidade dos orbitais, além de "introduzir uma representação física simplificada do átomo com base no modelo mecânico quântico".

Partindo agora para o ensino superior, concordamos com Bent (1984), que não defende o ensino dos orbitais moleculares no curso inicial em química, porém a justificativa deve ser outra. Defendemos que no início do curso de química sejam ensinados os conceitos aprendidos no ensino médio de forma mais aprofundada, com uma perspectiva histórica e epistemológica

dos conceitos da química. Acharmos irrelevante a discussão sobre a química ser redutível a física quântica, pois, a química já é uma ciência estabelecida e que gera muitos produtos.

Concordamos com Berry (1986) sobre a importância de os estudantes conhecerem mais sobre a ciência química, sua linguagem e sua utilidade para o desenvolvimento da sociedade. Para nós, os professores da graduação em química devem se preocupar com todos os aspectos da química, tanto os qualitativos quanto os quantitativos e os epistemológicos também, pois a formação do químico deve ser abrangente.

## Referências

AUTSCHBACH, Jochen. Orbitais: alguma ficção e alguns fatos. **Revista de Educação Química**, v. 8, p. 1032-1040, 2012.

BALL, David. W. **Físico-Química**. v. 1. São Paulo: Cengage Learning, 2005.

BARRADAS-SOLAS, Francisco; GÓMEZ, Pedro J. Sánchez. Orbitals in chemical education. An analysis through their graphical representations. **Chemistry Education Research and Practice**, p. 1-17, 2014.

BERRY, Keith OO. What should we teach them in high school? **Journal of Chemical Education**. 1986.

BENT, Henry A. Should orbitals be x-rated in beginning chemistry courses?. **Journal of Chemical Education**, v. 61, n. 5, p. 421, 1984.

BROWN, T. L.; BURDGE, J. R.; BURSTEN, B. E. **Química a Ciência Central**. 9. ed. Pearson, 2005.

CERVELLATI, R.; PERUGINI, D. The understanding of the atomic orbital concept by Italian high school students. **Journal of Chemical Education**, v. 58, n. 7, p. 568, 1981.

GILLESPIE, Ronald J. What is wrong with the general chemistry course? **Journal Chemical Education**, v. 68, n. 3, p. 192, 1991.

HUMPHREYS, Colin J. Electrons seen in orbit. **Nature**, v. 401, n. 6748, p. 21-22, 1999.

LABARCA, Martín; LOMBARDI, Olimpia. Why orbitals do not exist?. **Foundations of Chemistry**, v. 12, p. 149-157, 2010.

LIMA, M. M.; SANTOS, E. S.; SILVA, J. L. P. B. Modelo Atômico Quântico em Coleções de Química Aprovadas no PNLD 20parte II: Indeterminação De Trajetórias E Orbitais. In: ENCONTRO NACIONAL DE PESQUISA EM EDUCAÇÃO EM CIÊNCIAS, 10, 2015, Águas de Lindóia. **Anais [...]**. Águas de Lindóia: ABRAPEC, 2015. Online.

LIMA, M. M; SILVA, J. L. P. B. Um sistema de conceitos para o ensino de orbital atômico. In: ENCONTRO NACIONAL DE ENSINO DE QUÍMICA ,18., 2016, Florianópolis. **Anais [...]**. Florianópolis: SBQ, 2016. Online.

- LIMA, Marcio M. Orbital Atômico: Aprendizagem e desenvolvimento do conceito por estudantes de química. 122 f. il. 2018. Dissertação (Mestrado) – Instituto de Física, Universidade Federal da Bahia, Salvador, 2018. OGILVE, J.F. The nature of the chemical bond—1990: There are no such things as orbitals! **Journal of Chemical Education**, v. 67, n. 4, p. 280, 1990.
- PAULING, Linus. The nature of the chemical bond. **Journal of Chemical Education**, v. 69, n. 7, p. 519, 1992.
- PESSOA JR, Osvaldo. Realismo e Verdade. **Filosofia da Física Clássica**. Curso ministrado pelo Depto. de Filosofia, FFLCH, USP para o 3o ano de Licenciatura de Física, IFUSP, 2014. Cap III. p.16-21.
- RAMOS, L. C.; SANTOS, J. C.; SILVA, J. L. P. B. Modelo Atômico Quântico em Coleções de Química Aprovadas no PNLD 2015 parte I: quantum de energia, dualidade ondapartícula e números quânticos. In: ENCONTRO NACIONAL DE PESQUISA EM EDUCAÇÃO EM CIÊNCIAS, 10., 2015, Águas de Lindóia. **Anais [...]**. Águas de Lindóia: ABRAPEC, 2015. Online.
- RAMOS, L. C.; SILVA, J. L. P. B. Modelo quântico do átomo: uma análise do ensino das noções de *quantum* de uma grandeza e comportamento dual da energia e da matéria. In: ENCONTRO NACIONAL DE ENSINO DE QUÍMICA, 16., 2012, Salvador. **Anais [...]**. Salvador: SBQ, 2012. Online.
- SILVA, J. L. P. B; CUNHA, M. B. M. Para compreender o modelo atômico quântico atômico. In: ENCONTRO NACIONAL DE ENSINO DE QUÍMICA, 14., 2008, Curitiba. **Anais [...]**. Curitiba: SBQ, 2008. Online.
- ROZENTALSKI, E. F.; PORTO, P. A. Uma questão não consensual no ensino de química—o caso dos orbitais. **Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas**, n. Extra, p. 3109-3113, 2013.
- TABER, K. S. Learning quanta: Barriers to stimulating transitions in student understanding of orbital ideas. **Science education**, v. 89, n. 1, p. 94-116, 2005.
- TSAPARLIS, G. Atomic orbitals, molecular orbitals and related concepts: Conceptual difficulties among chemistry students. **Research in Science Education**, v. 27, n. 2, p. 271-287, 1997
- TSAPARLIS, G.; PAPAPHOTIS, G. High-school Students' Conceptual Difficulties and Attempts at Conceptual Change: The case of basic quantum chemical concepts. **International Journal of Science Education**, v. 31, n. 7, p. 895-930, 2009.
- ZUO, J. M. et al. Direct observation of d-orbital holes and Cu–Cu bonding in Cu<sub>2</sub>O. **Nature**, v. 401, n. 6748, p. 49-52, 1999.

Ensino do conceito de orbital atômico: algumas reflexões  
Márcio Matos Lima

**SOBRE O AUTOR**

**Márcio Matos Lima.** Doutorando em Ensino, Filosofia e História das Ciências pela UFBA, campus Salvador. Professor da Educação Básica vinculado à Secretaria Estadual de Educação da Bahia.

Contribuição de autoria: Autor do trabalho - <https://lattes.cnpq.br/1360553640292282>

**Como citar**

LIMA, Márcio Matos. Ensino do conceito de orbital atômico: algumas reflexões. **Revista de Estudos em Educação e Diversidade**, Itapetinga, v. 04, n. 11, p. 1-13, jan./dez, 2023.

