

MESTRADO PROFISSIONAL EM QUÍMICA EM REDE NACIONAL

JOSÉ LUIZ PARALOVO

UM NOVO OLHAR SOBRE AS LIGAÇÕES QUÍMICAS

VOLTA REDONDA 2020





JOSÉ LUIZ PARALOVO

UM NOVO OLHAR SOBRE AS LIGAÇÕES QUÍMICAS

Produto de Mestrado apresentado ao Programa de Pós-Graduação de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional da Universidade Federal Fluminense, como requisito parcial à obtenção do título de Mestre em Química.

Orientador(es):

Prof.^a Dra. Renata Luz Martins

Prof.^a Dra. Andréa Aparecida Ribeiro Alves

Volta Redonda

2020

PRODUTO EDUCACIONAL

1 INTRODUÇÃO

Este trabalho tem como fundamento um novo olhar sobre a apresentação do tema ligação química interatômicas no ensino médio e por consequência, solidificar uma base de conhecimento para os egressos que se aventurem ao ensino superior, assim como, abrir uma nova discussão sobre as teorias das ligações químicas interatômicas, e suas abordagens.

Nas literaturas atuais, as ligações químicas interatômicas têm como referência a consagrada teoria do octeto, que foi proposta em 1916 por Gilbert Newton Lewis e Walther Ludwig Julius Kossel e consolidada em 1919 por Irving Langmuir.

Aqui, será tratado um novo ângulo de visão para a fundamental estabilidade atômica e conseqüentemente as suas ligações, veremos que a estabilidade dos átomos, para formarem ligações, sejam elas iônicas, covalentes ou metálicas, abrangem um número muito maior de elementos químicos que as teorias comparadas, portanto, pode-se dizer que este trabalho engloba também outras teorias.

2 OBJETIVO

Caro professor, este trabalho tem como objetivo ser uma alternativa aos métodos de abordagem do assunto ligações químicas interatômicas, pois, há uma tendência, nas novas literaturas, de buscar novos, e mais verídicos caminhos, deixando de usar a regra do octeto como referência absoluta para este fim. Vale ressaltar que, a demonstração dos mecanismos nas transações eletrônicas é de vital importância, pois atinge a aprendizagem visual, formando um conjunto de informações mais robusta.

Também se faz necessário ressaltar que, todos os novos conceitos desenvolvidos e expostos neste trabalho, tem característica puramente didática, pois

o foco principal é dar ao estudante uma visão mais ampla dos mecanismos que levam a efetivar uma ligação química, usando argumentos mais modernos e deixando de se confrontar com uma imensa quantidade de exceções.

3 METODOLOGIA

Inicialmente, o professor deve construir uma ementa escolar para o ano letivo, priorizando os conceitos necessários, como a formação iônica, a distribuição eletrônica em subníveis energéticos, classificação periódica, propriedades periódicas, etc. e colocando-os em uma sequência lógica, para que cada um dos conceitos estudados sirva de base para os próximos, ou seja, deve-se criar uma sequência de subsunções¹. Em seguida deve-se fazer uma sondagem das características da turma alvo, ou seja, a partir de questionamentos com professores de diversas disciplinas, realizar uma coleta de dados pois, como já foi dito, na teoria de Ausubel, um dos pilares para um aprendizado significativo é a predisposição do estudante em aprender.

A partir do início do ano letivo, todos os assuntos do plano de curso devem ser trabalhados tomando-se o cuidado em detalhar todos os pontos necessários, conforme o planejado e antecipadamente discutidos.

Ao atingir o momento de iniciar o estudo das ligações químicas interatômicas, deve ser explanado e demonstrado o critério a ser seguido, como o procedimento que se usava com a regra do octeto, porém, agora utilizando-se o novo olhar, que consiste na necessidade dos átomos apresentarem **o subnível “p” completo, contendo seis elétrons, em seu último nível de energia ou o subnível “s” com dois elétrons, caso o átomo apresente apenas um único nível de energia.**

¹MOREIRA, M. A.: O que é afinal aprendizagem significativa? Mato Grosso: Cuiabá, 2010, p. 2. É o nome que se dá a um conhecimento específico, existente na estrutura de conhecimento do indivíduo, que permite dar significado a um novo conhecimento que lhe é apresentado ou por ele descoberto.

Na sequência, inicia-se a explanação dos detalhes e mecanismos das ligações químicas interatômicas. Para facilitar e maximizar as chances de compreensão dos estudantes, as literaturas, e aqui também, faz-se uma distinção de cada tipo de ligação em tópicos, assim, foi dividido em: 1- ligação iônica (eletrovalente), 2 – ligação covalente normal e 3 – ligação covalente coordenada.

Neste trabalho será acrescentado um tópico a mais, o tópico 4 – uma proposta didática, que trata de uma aula alternativa.

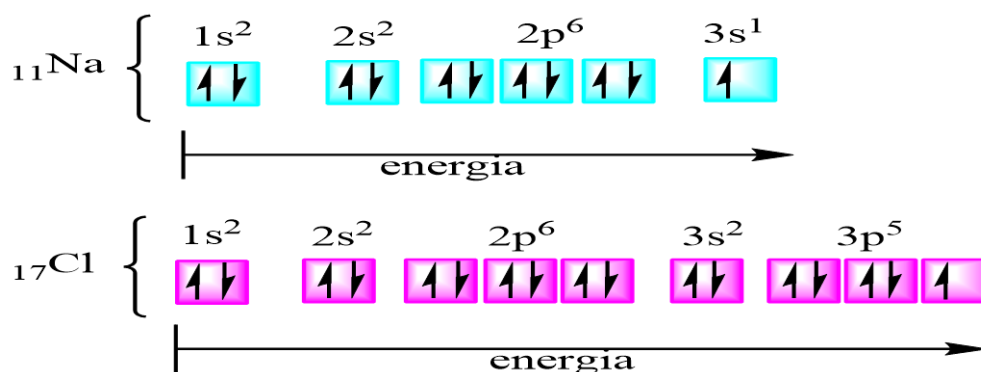
TÓPICO 1 – LIGAÇÃO IÔNICA

Ao adentra-se ao estudado da primeira parte das ligações químicas, a ligação iônica, com seus conceitos clássicos, e para exemplificar utiliza-se (esta é uma sugestão) a execução da ligação no composto cloreto de sódio. Aqui o professor deve fornecer a fórmula química da substância escolhida, no caso, NaCl. Como este é o primeiro exemplo, é necessário um cuidado maior, no sentido de abranger todos os detalhes, buscando todos os saberes acumulados, ou seja, ativando os subsunçores necessários, como por exemplo, utilizar a tabela periódica para buscar as informações necessárias, em seguida executar as distribuições eletrônicas, assuntos estes que foram trabalhados com esta finalidade. Em seguida, o professor deve realizar uma análise das características dos elementos envolvidos, demonstrando que cumprem as exigências para se ligarem através da ligação iônica. Na sequência, o professor deve executar a formação dos íons sódio (Na^{+1}) e cloreto (Cl^{-1}), com a transferência do elétron do sódio para o cloro e chamar a atenção para suas obediências à regra proposta. Em seguida, demonstrar a atração eletromagnética entre os íons para a formação da rede cristalina e finalmente demonstrar a fórmula química.

Para evitar quaisquer desvios de interpretação, segue os gráficos da execução do exemplo citado.

1 - Distribuição eletrônica nos subníveis energéticos, em orbitais planos, para os elementos em questão, como mostrado na figura 1.

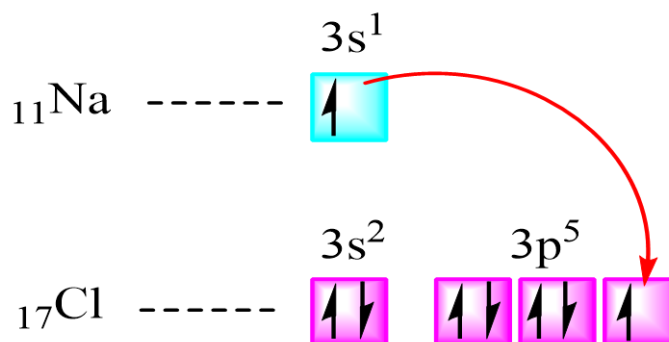
Figura 1 – distribuição eletrônica dos elementos sódio e cloro



Fonte: Autor

2 - Transferência do elétron mais energético do átomo de sódio para o orbital semicheio do átomo de cloro, como mostrado na figura 2.

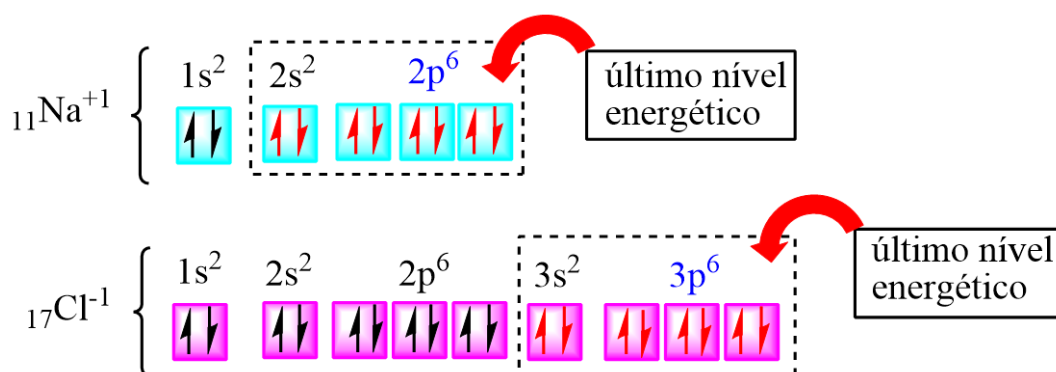
Figura 2 – transferência eletrônica



Fonte: Autor

3 - Distribuição eletrônica nos subníveis energéticos, em orbitais planos, para os íons formados, destacando-se os orbitais “p”, do último nível de energia, completos, satisfazendo a exigência do novo olhar e estabilizando os íons, como mostrado na figura 3.

Figura 3 – distribuição eletrônica dos íons sódio e cloro



Fonte: Autor

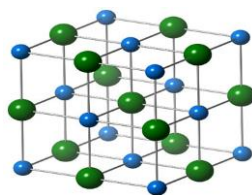
Com as estruturas dos dois íons escritas, o professor deve chamar a atenção dos estudantes para os últimos níveis de energia, o nível dois para o íon sódio e o nível três para o íon cloro, agora chamado cloreto, que apresentam o **subnível “p” completo**, isto é, **apresentam o subnível “p” do último nível energético com seis elétrons, satisfazendo assim, a exigência de estabilidade.**

Porém, atingir a estabilidade não é suficiente para as espécies agora formadas, pois, embora estejam em níveis de energia mais baixos e estáveis eletronicamente, estas espécies formadas apresentam cargas elétricas, o que os torna muito reativos. Como as cargas elétricas formadas são de natureza inversa, ou seja, o cátion tem carga elétrica positiva e o ânion tem carga elétrica negativa, isto cria uma atração eletromagnética mútua entre os íons e estes começam a se juntar em números cada vez maiores, formando um aglomerado, altamente organizado, que é a própria ligação iônica.

Este aglomerado altamente organizado de íons, ou aglomerado iônico, recebe o nome de rede cristalina, que vai apresentar uma energia de rede bem mais baixa que a soma de todos os processos reacionais vistos até a sua formação

1 - Formação da rede cristalina. Vale lembrar que não há necessidade de gráficos muito elaborados, como o da figura 4, bastando explicar, com um cubo simples, de forma grosseira, como os íons se organizam para criar a rede.

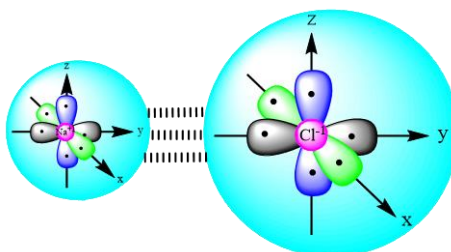
Figura 4 – rede cristalina



Fonte: DIAS, 2019

2 - Gráfico dos íons formando a ligação iônica com representação dos orbitais no espaço, como mostra a figura 5.

Figura 5 – ligação iônica (estrutura no espaço)



Fonte: Autor

Para aumentar as chances de percepção do estudante, dando-lhe mais tempo de arquivamento, o professor deve sugerir a execução das ligações para a substância (novamente, a substância é uma sugestão), o fluoreto de cálcio (CaF_2). Aqui o professor deve seguir os parâmetros anteriores, executando as ligações e construindo a fórmula eletrônica de Lewis, observando sempre a obediência, dos átomos constituintes, às regras do novo olhar.

Na sequência, o professor deve sugerir a execução das ligações de uma outra substância, o cloreto de ferro II, de fórmula FeCl_2 , novamente, esta substância é uma sugestão, podendo ser outra que se use um metal de transição, de preferência, um dos mais conhecidos. Seguindo os mesmos caminhos anteriores, passa-se por todas as etapas de execução das ligações e propositalmente faz uma pequena parada no momento da formação dos íons ferro (Fe^{+2}) e cloreto (Cl^{-1}). Neste momento, o professor chama a atenção para o fato de que o átomo de ferro necessita perder dois elétrons, porém os elétrons não estão no último subnível. Então, o professor deve questionar com uma pergunta: como proceder com o átomo de ferro? Não esperamos respostas certas ou erradas para esta pergunta. A pergunta só é feita para ativar os sentidos dos estudantes em face de uma eminente resposta. É aqui que o professor se aproveita da atenção voltada a este fato e

explica que os elétrons que participam das ligações, são os elétrons do último nível energético, mostrando que os elétrons do átomo de ferro, embora não estejam no final da distribuição, estão no último nível, o nível 4.

Agora, utilizando as distribuições eletrônicas de ambos os átomos, o professor destaca os últimos níveis de energia de cada átomo e reforça a nova visão, que é a necessidade de os átomos apresentarem **o subnível “p” completo no último nível de energia ou o subnível “s” com dois elétrons, caso o átomo apresente apenas um único nível de energia.**

Tomando como base a nova visão, o professor executa a transferência dos elétrons do átomo de ferro para os átomos de cloro. Ao finalizar as transferências, enfatiza os últimos níveis de energia de cada um dos átomos e mostra-se aos estudantes que para o átomo de cloro, o último nível apresenta o subnível “p” com seis elétrons. Em seguida, chama a atenção para a configuração do átomo de ferro, que agora, apresenta como último nível de energia o nível três (3), pois os dois elétrons que estavam no nível quatro (4) foram transferidos para os átomos de cloro. Assim, o professor destaca **a presença do subnível “p” completo nos últimos níveis**, tanto na configuração final do ferro, agora cátion Fe^{+2} , como na do cloro, agora ânion Cl^{-1} , enfatizando que ambos apresentam, em seus últimos níveis de energia, o subnível “p” completo, portanto, segundo a nova visão, ambos cumprem as determinações e seguem para a formação da rede cristalina, tornando o conjunto final estável.

Agora que a explanação com os exemplos foi concluída, o professor deve sugerir que os estudantes executem as ligações para três substâncias iônicas diferentes. Neste trabalho foi sugerido o óxido de alumínio (Al_2O_3), o iodeto de magnésio (MgI_2) e o cloreto de níquel II (NiCl_2), como mostra o apêndice B, na dissertação de mestrado de Paralovo (2020, p. 148), que deu origem a este produto educacional. Porém, fica a cargo do professor a escolha de tais tarefas. Ao final do tempo dispensado aos estudantes, o professor deve executar as três ligações no quadro-negro para conferência dos estudantes e comparações com suas execuções, abrindo espaço para discutir e sanar quaisquer dúvidas ainda remanescentes.

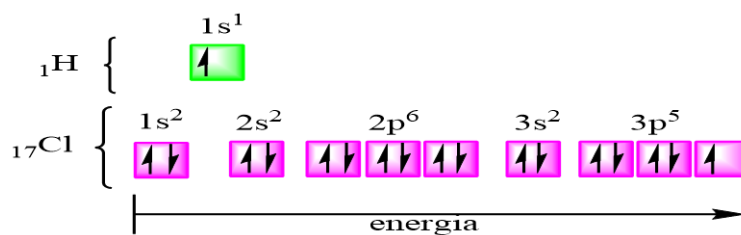
TÓPICO 2 – LIGAÇÃO COVALENTE NORMAL

Seguindo com a programação estabelecida, o professor avança para o estudo das ligações covalentes. Iniciando com o conceito clássico e logo em seguida apresentando um exemplo, que neste trabalho sugerimos, a molécula do ácido clorídrico (HCl). Utilizando-se de todos os conceitos anteriormente discutidos, o professor inicia a execução da ligação covalente entre o átomo de hidrogênio e o átomo de cloro. Neste momento, explica aos estudantes que os passos iniciais são idênticos aos anteriores e então, executa as buscas pelas informações na tabela periódica, em seguida executa as distribuições eletrônicas nos subníveis eletrônicos, exatamente como na ligação iônica, neste ponto da explanação, o professor chama a atenção para o detalhe de que os átomos não cumprem as condições para formarem ligação iônica, por isso, vai seguir um novo caminho para a ligação covalente. Seguindo, a explanação, o professor faz a sequência de movimentos para demonstrar a sobreposição dos orbitais atômicos formando o orbital molecular, utilizando marcadores bem evidentes para destacar que **o subnível “p” do cloro está completo no seu último nível de energia e o subnível “s” do hidrogênio também está completo com dois elétrons** e que neste orbital está o par de elétrons, formado a partir de um elétron de cada átomo, formando a ligação. No próximo passo, o professor deve escrever este mesmo movimento, porém, nos orbitais espaciais, evidenciando a linearidade dos eixos e por tal motivo a denominação da ligação passa a ser sigma. Imediatamente ao término da ligação, o professor deve escrever a fórmula eletrônica de Lewis, mostrando o entrelaçamento dos elétrons com um retângulo, pois esta será a forma utilizada na prática. Em seguida, deve escrever a fórmula estrutural plana, evidenciando o traço como a ligação sigma.

Da mesma forma que foi desenvolvido com a ligação iônica, aqui também será apresentado uma sequência de gráficos necessários para facilitar a visualização:

1 - Distribuição eletrônica nos subníveis energéticos, em orbitais planos, para os elementos em questão, como mostra a figura 6.

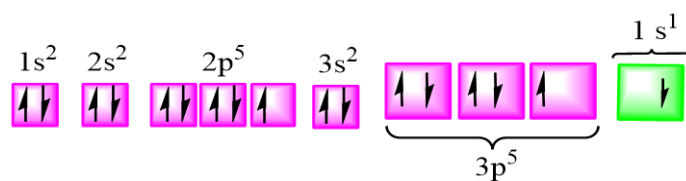
Figura 6 – distribuição eletrônica dos elementos hidrogênio e cloro



Fonte: Autor

2 - Posicionamento dos orbitais planos nos eixos frontais para a sobreposição e formação da ligação covalente, como mostra a figura 7.

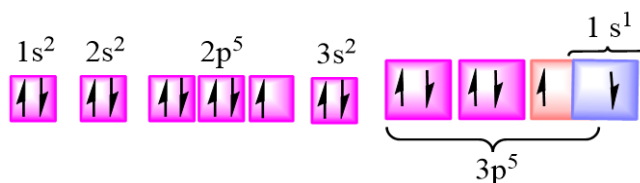
Figura 7 – posicionamento dos orbitais planos para iniciar a ligação covalente



Fonte: Autor

3 - Início do movimento de sobreposição dos orbitais para a fusão, como mostra a figura 8.

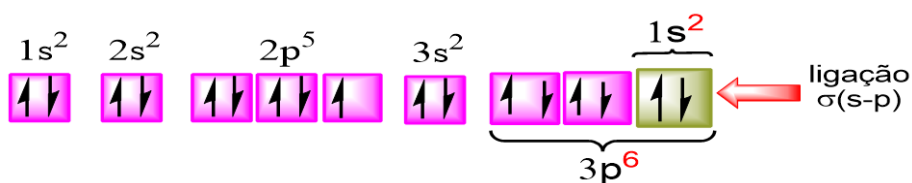
Figura 8 – início do movimento dos orbitais para sobreposição



Fonte: Autor

4 - Final da sobreposição dos orbitais com a formação do orbital molecular e a ligação sigma, como mostra a figura 9.

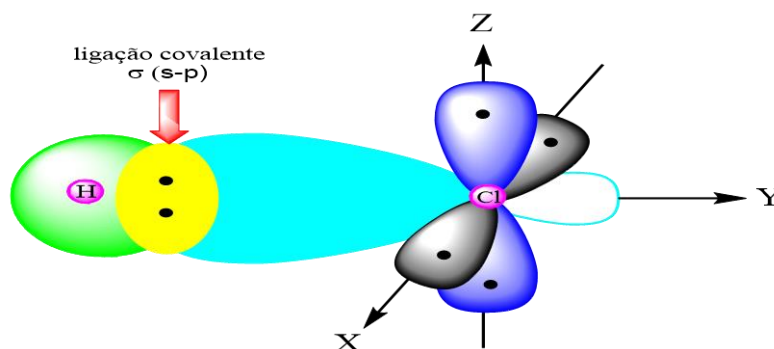
Figura 9 – formação do orbital molecular



Fonte: Autor

5 - Representação da formação da ligação covalente normal sigma nos orbitais espaciais, como mostra a figura 10.

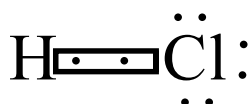
Figura 10 – ligação covalente sigma no espaço



Fonte: Autor

6 - Representação do entrelaçamento dos elétrons para formação da ligação covalente formando a fórmula eletrônica de Lewis, como mostra a figura 11.

Figura 11 – fórmula eletrônica de Lewis evidenciando o par eletrônico



Fonte: Autor

7 - Representação da ligação covalente normal, na fórmula estrutural plana, associando o par eletrônico ao traço entre os elementos, como mostra a figura 12.

Figura 12 – fórmula estrutural plana evidenciando o traço do par eletrônico.



Fonte: Autor

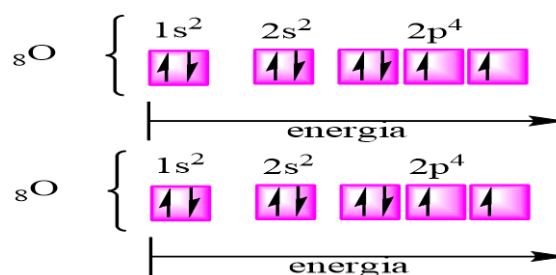
Na sequência, o professor deve executar um outro exemplo, agora, a substância escolhida, como sugestão, é o gás oxigênio (O_2), e para tanto, todos os procedimentos anteriores devem ser repetidos. Ao demonstrar as estruturas espaciais, o professor deve evidenciar a linearidade de um dos orbitais atômicos semicheios de um dos átomos de oxigênio com o orbital molecular semicheio do outro átomo de oxigênio, os quais serão responsáveis pela formação da ligação sigma, e em seguida destacar que os próximos orbitais a se ligarem estão em posição paralela, formando assim, a ligação pi, resultando na ligação dupla.

Ao término da execução, o professor deve ressaltar que **o subnível “p” de ambos os átomos de oxigênio estão completos em seus últimos níveis de energia.** Para finalizar, escrever a fórmula estrutural plana mostrando a ligação sigma e a ligação pi.

Novamente, mostra-se a sequência de gráficos, no plano e posteriormente no espaço, para facilitar a visualização e execução das ligações.

1 - Distribuição eletrônica nos subníveis energéticos, em orbitais planos, para os elementos em questão, como mostra a figura 13.

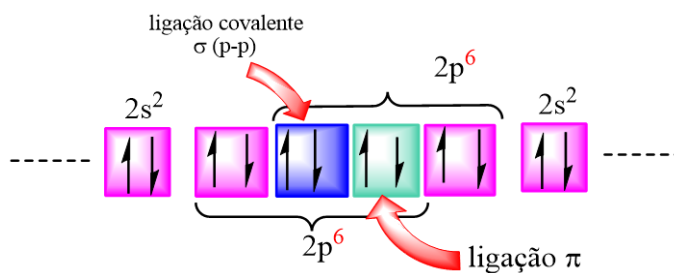
Figura 13 – distribuição eletrônica nos orbitais planos para o elemento oxigênio.



Fonte: Autor

2 - Final da sobreposição dos orbitais com a formação do orbital molecular e as ligações sigma e pi, como mostra a figura 14.

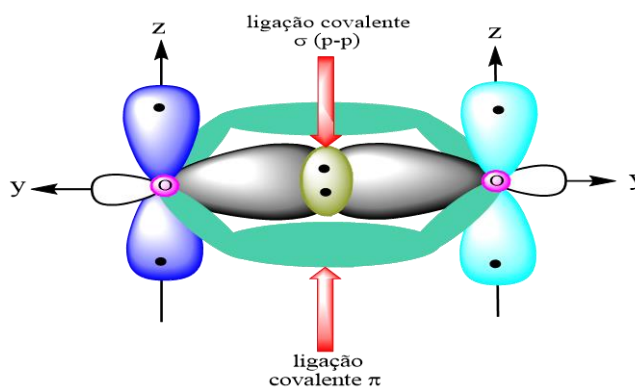
Figura 14 – sobreposição dos orbitais planos



Fonte: Autor

3 - Representação da formação das ligações covalentes sigma e pi nos orbitais espaciais, como mostra a figura 15.

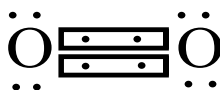
Figura 15 – ligações sigma e pi mostradas nos orbitais espaciais



Fonte: Autor

4 - Representação do entrelaçamento dos elétrons para formação da ligação covalente e fórmula eletrônica de Lewis, como mostra a figura 16.

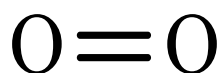
Figura 16 - fórmula eletrônica de Lewis evidenciando os pares eletrônicos.



Fonte: Autor

5 - Representação das ligações covalentes sigma e pi na fórmula estrutural plana, como mostra a figura 17.

Figura 17 – fórmula estrutural plana associando os traços aos pares de elétrons.



Fonte: Autor

Agora que a explanação com os exemplos foi concluída, o professor deve sugerir que os estudantes executem as ligações para três substâncias covalentes diferentes. Neste trabalho foi sugerido a água (H_2O), o gás nitrogênio (N_2) e o tricloreto de fósforo (PCl_3), como mostra o apêndice C, na dissertação de mestrado de Paralovo (2020, p. 149), que deu origem a este produto educacional. Porém, fica a cargo do professor a escolha de tais tarefas. Ao final do tempo dispensado aos estudantes, o professor deve executar as três ligações no quadro-negro para conferencia dos estudantes e comparações com suas execuções, abrindo espaço para discutir e sanar quaisquer dúvidas ainda remanescentes.

TÓPICO 3 – LIGAÇÃO COVALENTE COORDENADA

Agora, o professor deve chamar a atenção dos estudantes para uma explanação muito importante, é o momento de mostrar o mecanismo de formação da controversa ligação coordenada. Para exemplificar esta ligação, foi sugerido a utilização da substância dióxido de enxofre, de fórmula SO_2 . Inicialmente, o professor deve realizar a busca, na tabela periódica, pelas informações necessárias, reforçando o que se trata do mesmo mecanismo. Em seguida, executar as distribuições eletrônicas nos subníveis eletrônicos e em seguida em seus orbitais atômicos planares. Na sequência, o professor deve executar os movimentos de formação das ligações covalentes, onde o professor demonstrará a formação da dupla ligação, onde uma das ligações é sigma e a outra é pi, entre o átomo de enxofre e um dos átomos de oxigênio, da mesma forma que foi visto com o oxigênio anteriormente. Aqui, o professor deve enfatizar que ambos os átomos cumprem as exigências do novo olhar das ligações, pois ambos apresentam os subníveis “p”, de seus últimos níveis de energia, com seis elétrons cada um. Porém, ainda existe um átomo de oxigênio, que faz parte da molécula em questão, sem cumprir as exigências do novo olhar das ligações químicas, ou seja, seu subnível “p”, no último nível de energia, contém apenas quatro elétrons. Novamente, o professor deve questionar com uma pergunta: como fazer a ligação ente o segundo átomo de oxigênio, que ainda necessita realizar duas ligações com o conjunto já estabilizado? Novamente, não deve esperar respostas corretas, apenas o estado de alerta dos estudantes interessa.

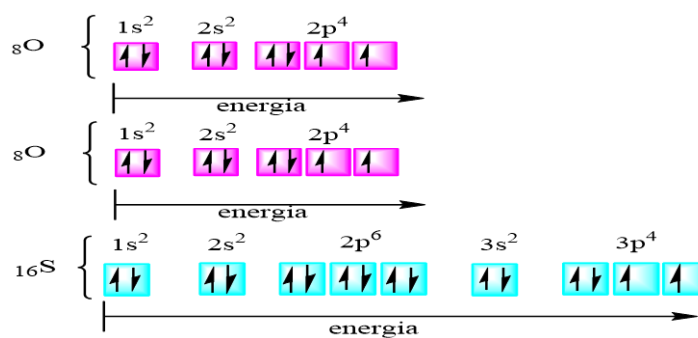
Com a atenção dos estudantes voltada para o desdobramento da questão, o professor demonstra a movimentação de um elétron, de um dos orbitais semicheios, do átomo de oxigênio, para o outro orbital semicheio do mesmo átomo, deixando assim, um **orbital totalmente vazio**, que irá se posicionar **frontalmente com um dos orbitais completos**, do átomo de enxofre. Agora, os átomos fazem as fusões de seus orbitais criando o orbital molecular. O professor deve esclarecer que, neste caso, foi formado um orbital molecular igual aos anteriores, pois abriga um par de elétrons, porém, este par eletrônico é proveniente apenas do átomo de enxofre. Para que fique bem claro ao estudante, o professor deve escrever as distribuições eletrônicas nos orbitais espaciais, onde é facilitada a visualização da linearidade dos orbitais, assim sendo, trata-se de uma ligação sigma. O professor deve ressaltar que

esta ligação é igual a ligação normal, portanto a distinção no seu nome é mera licença didática.

Novamente mostra-se a sequência de gráficos, no plano e no espaço, para facilitar a visualização e as execuções das ligações.

1 - Distribuição eletrônica nos subníveis energéticos, em orbitais planos, para os elementos em questão, como mostra a figura 18.

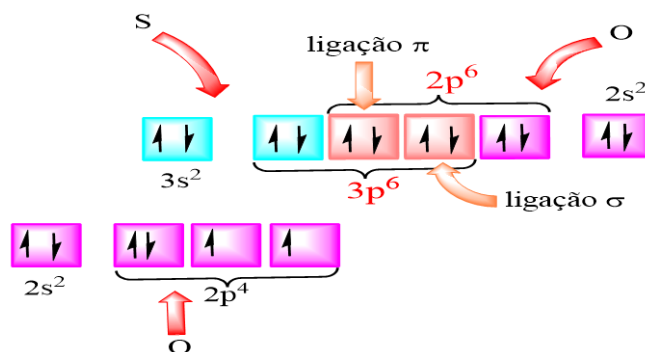
Figura 18 – distribuição eletrônica nos orbitais planos para os elementos oxigênio e enxofre.



Fonte: Autor

2 - Final da sobreposição dos orbitais com a formação do orbital molecular e as ligações sigma e pi, como mostra a figura 19.

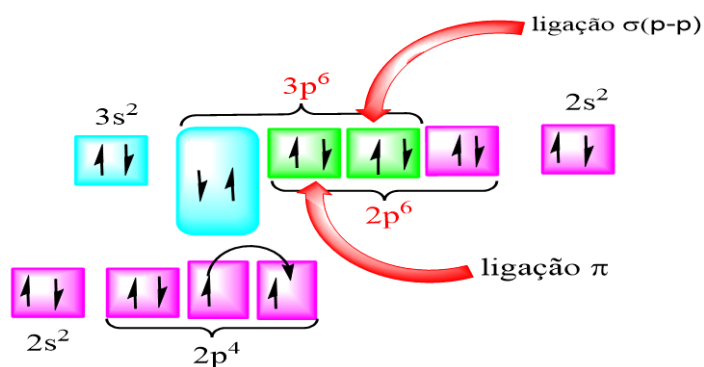
Figura 19 – formação dos orbitais moleculares, sigma e pi, no plano.



Fonte: Autor

3 - Aproximação do segundo átomo de oxigênio na formação do SO_2 , como mostrado na figura 20.

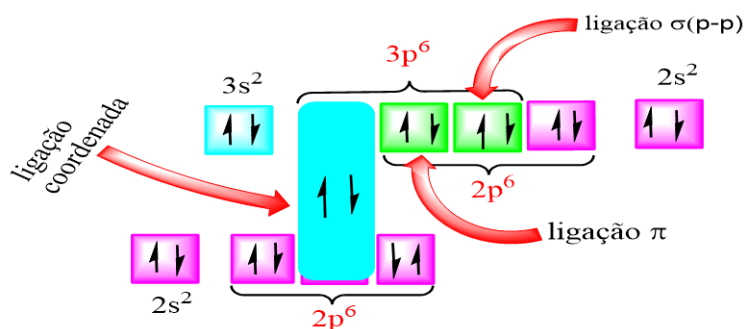
Figura 20 – deslocamento do elétron desemparelhado do átomo de oxigênio e formação do orbital vazio



Fonte: Autor

4 - Fusão do orbital vazio do oxigênio, formado anteriormente, com o orbital completo do enxofre, formando a ligação coordenada, como mostra a figura 21.

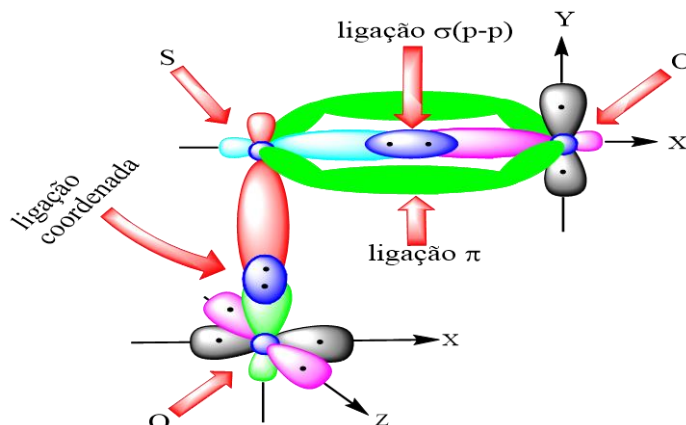
Figura 21 – sobreposição do orbital completo do enxofre com o orbital vazio do oxigênio.



Fonte: Autor

5 - Representação das ligações, sigma, pi e coordenada, no SO_2 nos orbitais espaciais, como mostra a figura 22.

Figura 22 – ligações, sigma, pi e coordenada no espaço.



Fonte: Autor

6 - Representação da fórmula eletrônica de Lewis das ligações covalentes na substância SO₂ através do novo olhar das ligações, como mostra a figura 23.

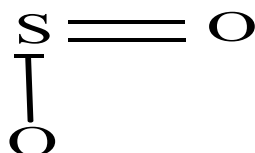
Figura 23 – fórmula eletrônica de Lewis evidenciando os pares eletrônicos.



Fonte: Autor

7 - Representação da fórmula estrutural plana através do novo olhar das ligações, como mostra a figura 24.

Figura 24 - fórmula estrutural plana associando os traços aos pares de elétrons, no novo olhar das ligações.



Fonte: Autor

Neste ponto, é importante que o professor volte a fazer as observações sobre as normatizações de sequenciamento atômico para as ligações covalentes nas construções das fórmulas eletrônicas de Lewis, lembrando aos estudantes que:

1 – Sempre devemos considerar o elemento que apresente maior capacidade de execução de ligações covalentes, como elemento referencial. No caso da impossibilidade deste critério, usamos a menor eletronegatividade.

2 – Ao iniciarmos a ligação covalente entre dois átomos, esta deve continuar até que um dos átomos se estabilize. Somente após a estabilização de um dos átomos, é possível seguir para um terceiro átomo, caso ainda seja necessário, como se pode comprovar na análise das estruturas dos orbitais no plano, visto nos exemplos.

3 – Caso o composto em estudo apresente um número ímpar de átomos de oxigênio, utiliza-se um dos átomos de oxigênio como átomo de simetria, permitindo que o composto apresente duas partes iguais à partir desta referência, criando um centro de análise com o seguinte esqueleto: —O—

4 – Caso o composto em estudo seja um ácido oxigenado, o que deve ser informado ao estudante, visto que neste ponto, o estudante ainda não teve contato com as teorias das funções inorgânicas. O critério é ligar cada átomo de hidrogênio em um átomo de oxigênio e este mesmo átomo de oxigênio ao elemento central. É necessário mostrar ao estudante que existem dois casos que fogem à este critério e, em seguida mostrar as estruturas do H_3PO_4 e do H_3PO_2 .

Agora que a explanação com o exemplo foi concluída, o professor deve sugerir que os estudantes executem as ligações para três substâncias diferentes. Neste trabalho foi sugerido o ozônio (O_3), o anidrido sulfúrico (SO_3) e o anidrido cloroso (Cl_2O_3), como mostra o apêndice D, na dissertação de mestrado de Paralovo (2020, p. 150), que deu origem a este produto educacional. Porém, fica a cargo do professor a escolha de tais tarefas. Ao final do tempo dispensado aos estudantes, o professor deve executar as três ligações no quadro-negro para conferência dos estudantes e comparações com suas execuções, abrindo espaço para discutir e sanar quaisquer dúvidas ainda remanescentes.

A partir deste ponto, o professor já tem um diagnóstico do nível de aprendizagem da turma. Assim sendo, o professor deve propor aos estudantes uma tarefa para ser concluída em uma semana. Tal tarefa é um conjunto de substâncias para que executem suas ligações químicas e apresentem suas fórmulas estruturais planas. Neste trabalho, foram sugeridas cinco substâncias: 1ª substância: fluoreto de

cálcio, que apresenta fórmula química CaF_2 , 2ª substância: anidrido fosfórico, que apresenta a seguinte fórmula química P_2O_5 , 3ª substância: cloreto de ferro III, que apresenta fórmula química FeCl_3 , 4ª substância: anidrido periódico, que apresenta fórmula química I_2O_7 e 5ª substância: ácido hipocloroso, que apresenta fórmula química HClO , como mostra o apêndice E, na dissertação de mestrado de Paralovo (2020, p. 151), que deu origem a este produto educacional. Porém a escolha deste conjunto de substâncias, fica a critério do professor, pois cada professor tem seus níveis de profundidade e necessidades de graus de complexidade.

Ao final do tempo dispensado, o professor deve recolher as tarefas e fazer a correção de todos os exercícios propostos, evidenciando todos os detalhes e em seguida criar um momento de discussão sobre os erros e acertos, criando um ambiente que possibilite a coleta de detalhes sobre a aprendizagem, que serão de fundamental importância para a consolidação dos assuntos abordados e assuntos que serão abordados na sequência deste trabalho.

TÓPICO 4 - UMA PROPOSTA DIDÁTICA

Através deste espaço, será sugerido um trabalho de dinâmica didática, ressaltando que esta proposta não foi executada neste projeto, porém, foi considerado que pode ser de grande utilidade, pois fornece um efeito visual bastante amplo e cria uma dinâmica bastante eficiente. Pode-se criar uma demonstração dos movimentos dos elétrons, como foi exemplificado e explicado, em corpos físicos, tornando as explicações mais realísticas.

Para execução desta proposta, o professor deve confeccionar alguns materiais previamente. Esses materiais serão oriundos de reciclagens, dando ao professor uma ótima oportunidade de envolver os estudantes na coleta e desenvolver mais temas de abordagens em trabalhos futuros.

O objetivo é recriar os orbitais planos, descritos nas explicações, em estruturas físicas, utilizando-se, por exemplo, embalagens cartonadas (tetra pak), utilizadas em alimentos como leite, sucos, sopas, etc., devidamente recortadas e moldadas para conseguir formar dos orbitais planos. Em seguida devem ser pintadas de cores variadas, não esquecendo de confeccionar um número razoável de cada cor, pois serão utilizadas várias caixas para cada distribuição eletrônica.

Também será necessário a confecção de números, de dois tamanhos diferentes, 1,2,3,4,5,6 e 7, letras minúsculas: “s”, “p”, “d” e “f” e também letras maiúsculas: K, L, M, N, O, P e Q. Estas letras e números podem ser confeccionados de materiais alternativos, como papelão, plásticos, isopor, dentre outros, que os estudantes também podem ser envolvidos na coleta.

O professor deverá também confeccionar várias esferas, podendo ser de isopor, pois é mais fácil de manusear, de duas cores diferentes, que simbolizaram os elétrons em cada distribuição eletrônica, e também representarão os prótons dos elementos em abordagem.

Será necessário também, várias caixas de maior volume, como por exemplo, caixas de sapatos, que deverão ser coloridas com uma cor diferente das cores utilizadas nas embalagens cartonadas, pois estas caixas maiores, serão utilizadas para representar os orbitais moleculares, no caso das ligações covalentes.

Finalmente será necessário que o professor providencie, frascos transparentes e de volumes bem variados, como por exemplo, embalagens de frutas, frascos de vidro, sacos plásticos, sacos de rede plástica, dentre outros, que

serão utilizados para simular a formação do núcleo do elemento em abordagem. Esta tarefa de coleta destes materiais também pode-se envolver os estudantes.

Assim, quando o professor abordar o assunto das L.Q.I. através de um novo olhar, poderá criar uma aula lúdica, pedindo aos estudantes que montem as distribuições eletrônicas dos átomos, inicialmente, escolhidos pelo professor, utilizando as caixas, colocando as esferas de isopor dentro de cada uma, e atentando para seguir as regras de distribuição eletrônica já discutidas. Na sequência, os estudantes devem executar as movimentações dos elétrons, passando as esferas de uma caixa para outra, ou passando para a caixa maior, dependendo do tipo de ligação que os átomos escolhidos possam executar.

Também é possível criar dois grupos de estudantes, onde cada grupo formará um átomo específico, inicialmente, escolhido pelo professor. Para esta tarefa, um dos integrantes de cada grupo, simula a formação do núcleo, utilizando as embalagens de frutas e as esferas. Na sequência, os outros componentes de cada grupo formam os níveis e subníveis eletrônicos, utilizando as caixas e as esferas. Os componentes de cada grupo se posicionam de acordo com a distribuição eletrônica de cada átomo. Na sequência, cada grupo simulará a ligação química com o outro, de acordo com a possibilidade de ligação dos átomos escolhidos.

Com esta dinâmica, é possível detectar o nível de aprendizagem de cada estudante, individualmente, e assim criando uma possibilidade de retornar a quaisquer conceitos que por ventura tenha sido identificado como falho.

Enfim, é uma ferramenta barata, porém, eficaz, e capaz de produzir resultados espantosos.

REFERÊNCIAS

PARALOVO, José Luiz. Um novo olhar sobre as ligações químicas. 2020. 143 páginas. Dissertação de mestrado. Universidade Federal Fluminense, Volta Redonda, defesa: 12/03/2020