

Proposta de Ensino de Ligações Químicas como Alternativa a Regra do Octeto no Ensino Médio: Diminuindo os Obstáculos para aprendizagem do conceito.

*Carlos A. Pereira Júnior¹ (IC), Neucírio R. Azevedo¹ (PQ), Márion H. F. B. Soares¹ (PQ).
carlos.quimica.ufg@gmail.com

1 – Instituto de Química – Universidade Federal de Goiás

Palavras-Chave: Ligações químicas, regra do octeto; ensino e aprendizagem.

Resumo: A maioria dos tópicos relacionados para o ensino de química no nível médio exige um grau de abstração muito grande por parte de professores e alunos. Como não estão familiarizados com esse modo de percepção, acabam utilizando analogias que em muitas situações distorcem os conceitos resultando em nada de positivo para a aprendizagem dos alunos. Com as ligações químicas não é diferente: os professores comparam as ligações entre os átomos com sentimentos humanos como amor, afirmando que os átomos se ligam porque gostam uns dos outros ou utilizam de regras com muitas exceções, como a regra do octeto. Tendo isso em vista elaboramos um material didático alternativo na tentativa de auxiliar professores a utilizarem novas analogias que fogem das problemáticas e a discutirem os conceitos fundamentais para o aprendizado do tópico de ligações químicas na sala de aula.

PRINCIPAIS OBSTÁCULOS EPISTEMOLÓGICOS NO ENSINO DE LIGAÇÕES QUÍMICAS

Primeiramente, é importante definir o que são os obstáculos que podem travar a aprendizagem de alguns conceitos importantes em Química. Considerando Bachelard:

“(…) Não se trata de considerar os obstáculos externos, como a complexidade ou fugacidade dos fenômenos, nem de incriminar a debilidade dos sentidos ou do espírito humano: é no ato mesmo de conhecer, intimamente, onde aparecem, por uma espécie de necessidade funcional, os entorpecimentos e as confusões. É aí onde mostraremos as causas de estagnação e até retrocesso, é aí onde discerniremos causas de inércia que chamaremos de obstáculos epistemológicos.”

LOPES (2007) ainda complementa:

“(…) Na medida em que sempre se conhece contra um conhecimento anterior, retificando erros da experiência comum e construindo a experiência científica em diálogo constante com a razão, é preciso superar os obstáculos epistemológicos.”

Os obstáculos epistemológicos são “barreiras” que separam o conhecimento do senso comum do conhecimento científico, impedindo a cristalização do conhecimento científico em todos os níveis de aprendizagem. O foco aqui é o nível médio de ensino e o conceito de ligações químicas e para este tópico consideramos como principais os obstáculos: animistas, realistas e verbais.

O obstáculo animista está em relacionar os conceitos ao corpo humano e os fenômenos vitais, como o conceito de afinidade inserido por Boerhaave em 1773, definida como a força com que os átomos se combinam. Muito ligado ao conceito de ligações a afinidade abre um espaço para o uso de analogias que acabam se tornando obstáculos epistemológicos no ensino desse tópico, como aponta Lopes (2007):

“(…) O conteúdo animista dessa “força” era explícito, na medida que era comparada à atração sexual.”

Os átomos não têm vida e muito menos comportamento, os alunos distorcem o conceito tendo como base um conhecimento que relaciona a ciência com uma situação familiar que não tem nada que ver com o conhecimento científico, isso implica somente na memorização dos conceitos e não na articulação desses pelos estudantes, o que é facilmente percebido, quando o aluno tem contato com uma situação diferente, mas que se refere ao conhecimento aprendido, ele não consegue relacionar o conceito discutido a nova situação, o que revela a deficiência que esse tipo de obstáculo implica para a aprendizagem dos tópicos.

O animismo relacionado a regra do octeto também é consideravelmente presente. A todo o momento, tanto livros didáticos, como os professores e os alunos consideram o preenchimento da última camada com oito elétrons como algo que tornarão os átomos mais felizes e estáveis, desviando completamente o foco do conhecimento, impedindo assim que os alunos compreendam os processos envolvidos na formação das ligações.

Não muito distante o obstáculo animista também está inserido nos livros didáticos, confirmando o distanciamento da ciência ensinada com a ciência produzida. Estes obstáculos impedem que os alunos se aprofundem nesse conhecimento, pois buscam de todas as formas atrair e motivá-los, assim passando de forma superficial sobre todos os aspectos que influenciam as ligações entre os átomos, acabando por fazer os alunos decorarem definições que servem somente para resolução de exercícios objetivos.

O obstáculo realista dificulta a abstração dos conhecimentos, exigindo um objeto tácito para a aprendizagem, assim como o senso comum, que está cercado pelo imediato e concreto, como afirma Lopes (2007):

“(…) Sem dúvida o conhecimento científico é um conhecimento de segunda aproximação, contudo não se encontra pronto na natureza, aguardando o momento da revelação. Trata-se, ao contrário, de uma aplicação exigindo a aplicação da razão à técnica, fruto de constante processo de elaboração, não estando, portanto, oculto. O conhecimento não está no objeto, mas se produz por consecutivas retificações com dados primeiros.”

Como exemplo de obstáculo realista podemos citar o exemplo das ligações metálicas, em que um átomo de ferro é tão igual quanto barras de ferro, não importando as interações desse tipo de ligação, mostrando que para os realistas, qualquer parte está ao alcance das mãos. É importante que se trate desse conhecimento a partir do uso de modelos apropriados. Trabalhar com modelos é uma parte intrínseca do conhecimento químico e, sem o uso deles, a química fica reduzida a uma mera descrição de propriedades macroscópicas e suas mudanças. (Fernandez e Ribeiro)

O conhecimento científico com todas as suas simbologias tem uma linguagem muito específica, sendo assim é importante discutir também os obstáculos verbais, que estão sempre presentes por meio da utilização de vocábulos que tem certos significados no conhecimento científico e no conhecimento do senso comum um significado completamente diferente, assim impedindo o domínio do conhecimento científico como também fixando conceitos distorcidos, como alerta Lopes (2007):

“(…) O uso do termo “nobreza”, expressa um obstáculo verbal, pela tentativa de produzir identificação entre o termo nobre em Química, associando à baixa reatividade, e o termo nobre da sociedade humana: pessoas que nascem estáveis e tem “bom” aspecto.”

Como aponta Bachelard (1972b), a linguagem científica se encontra em permanente estado de revolução semântica: a construção de nova racionalidade exige nova linguagem.

O conceito de ligações possui alguns pontos que estão aptos a provocarem confusões, a “nobreza” como já abordada anteriormente, juntamente com os termos camadas ou nível, que possuem conotações diferentes dependendo do modelo atômico em que se está baseando, devem ser enunciados com muito cuidado pelo professor, além de significados diferentes dentro dos próprios modelos, eles podem ter sentidos completamente diferentes para os alunos que não estão aptos a reconhecer as palavras no conhecimento científico e relacioná-las com termos familiares, distorcendo os conceitos. Outra palavra muito presente no conceito de ligações, “orbital”, que vem da palavra orbita e com ela rompe completamente (Lopes 2007), aparece com frequência nos textos sobre ligações e causam muita confusão no momento da aprendizagem do conceito.

Para que o obstáculo verbal seja superado no ensino, o professor deve se preocupar em realizar uma análise ampla do conceito, de seu processo histórico de produção e na forma como os valores de uma grandeza são obtidos não se restringindo a somente o conteúdo presente nos livros didáticos. É essencial que professores de química procurem por materiais revisados e atualizados.

A literatura não apresenta análises sobre o conteúdo de ligações químicas que é ministrado no nível médio e com os resultados de avaliações e entrevistas com professores e alunos, observamos que o conceito de ligações químicas não vem sendo discutido de forma satisfatória pelos professores, tanto no ensino de nível médio privado como no público. Os alunos sequer sabem o básico sobre esse tópico tão importante para o entendimento de toda a química, o que julgamos ser um problema muito sério, pois se o ensino de ligações anda tão precário, há uma grande chance de que os demais tópicos sejam comprometidos uma vez que dependem do entendimento das ligações químicas.

O problema talvez esteja no tempo que os professores dispõe para ministrar a gama de tópicos em um período muito curto de aula, mas isso não justifica os alunos não entenderem sequer que a natureza das ligações é elétrica, por exemplo, já que essas acontecem entre os elétrons das últimas camadas dos átomos (valência).

A Regra do Octeto

Para situarmos historicamente a regra do octeto, devemos lembrar alguns nomes importantes da química que trabalharam para que fossem elaboradas novas simbologias para a representação dos átomos e ligações.

Segundo Subramanian et al. (1989), Newlands propõe a “lei das oitavas” em cima de seus estudos sobre periodicidade dos elementos. Mais tarde Mendeleev também contribui afirmando que: 1) Nenhum elemento da tabela periódica pode exibir valência maior que oito; e 2) em seu hidreto e hidróxido a soma dos elétrons de valência jamais poderá exceder oito. Com a descoberta do elétron pelo cientista Inglês J. J. Thomson em 1897 abriram-se portas para novas idéias a respeito das estruturas dos átomos e na forma como esses interagem para formação de compostos, ao contrário do que muitos pensam, Lewis não é o pai da regra do octeto, o próprio

Thomson tem sua grande contribuição postulando que: 1) A periodicidade das valências é uma conseqüência da repetição periódica das configurações eletrônicas das camadas mais externas; 2) os átomos dos gases raros devem sua estabilidade ao completo preenchimento das camadas mais externas; e 3) as valências observadas dos outros átomos e assim a regra dos oito podem ser interpretadas em termos de suas tendências para atingir a estrutura do gás raro através da transferência de elétrons.

Abegg já havia explicitado que todos os elementos possuem dois tipos de valência de tal forma que a soma das duas é sempre oito. Kossel foi o cientista que aplicou sistematicamente o modelo de transferência de elétron a diversas moléculas polares (inorgânicas) e assim originou-se o conceito de “ligação iônica”. Lewis deu grande contribuição afirmando que um par de elétrons poderia ser compartilhado por dois átomos, sendo essa idéia a primeira a explicar as ligações em moléculas não polares. Lewis também é responsável por uma das maiores ferramentas da química, as estruturas de Lewis, nas quais são possíveis a previsão das ligações e estruturas das moléculas.

Langmuir além de popularizar a idéia de elétrons compartilhados, foi responsável pela introdução e popularização dos termos “regra do octeto” e “ligação covalente” e Sidgwick que estendeu a idéia das regras do dueto e do octeto aos elementos de transição formulando a regra do número atômico efetivo (NAE) e regra dos 18 elétrons.

Esses conhecimentos proporcionaram o estudo aprofundado do comportamento de moléculas complexas e com ele foi visível o desenvolvimento da química orgânica já que contribuiu fortemente para a descoberta de novos compostos, mas o problema está na forma como esse conhecimento vem sendo abordado de forma equivocada pelos professores, que tendo em vista o conceito de ligações, afirmam aos alunos que os átomos se ligam para completar o octeto e assim alcançarem uma estrutura estável, mas não apontam qual modelo estão abordando ou teoria base, nem mencionam a que estabilidade se refere, desviando completamente o conhecimento dos fatos históricos e da importância da compreensão dos conceitos básicos para o entendimento das ligações. Salienta-se que a regra do octeto com toda sua fundamentação teórica e a grande gama de compostos que atinge é um conhecimento empírico que pode ser utilizado, mas não deve ser restringido exclusivamente ela para a discussão das ligações químicas, os professores devem estar atentos as várias exceções e obstáculos que ela impõe para a aprendizagem desse conceito o que pode implicar em muitas distorções e a não cristalização do conhecimento pelos alunos.

Assim, esse trabalho propõe refletir sobre a abordagem apropriada dos modelos esperando que os alunos percebam a importância da abstração, para que sejam habituados a entenderem o conceito de ligações sem a dependência de estar sempre relacionando o conteúdo a objetos materiais de seus cotidianos. É essencial que os professores deixem sempre explícito em suas explicações quais modelos estão utilizando para a abordagem dos tópicos. Podemos citar como exemplo um professor que irá tratar sobre as ligações covalentes na perspectiva da teoria da ligação de valência (TLV), antes de iniciar as discussões ele deve deixar claro que usará o modelo de Rutherford, que trata do átomo com os elétrons dispostos em seu redor em orbitas elípticas, permitindo assim a abordagem dos elétrons de valência, que é o fator principal da teoria que ele estará discutindo logo em seguida com os alunos. É fundamental deixar claro que cada modelo tem suas vantagens e desvantagens e é importante que o professor nunca descarte ou fale que os modelos foram se atualizando no decorrer do tempo.

Metodologia

O trabalho foi iniciado com uma extensa pesquisa bibliográfica, quando se considera que quase não há material sobre o conceito de ligação química e a regra do octeto, muito menos sobre a elaboração de material didático para tal fim, pois o aprofundamento teórico sobre o conceito é essencial para a transposição didática do conceito em nível superior para o nível médio de ensino, no intuito de se facilitar a discussão do tópico.

A segunda parte do trabalho envolveu a elaboração e execução das entrevistas com professores de nível médio e aplicação de avaliações aos alunos ingressantes (calouros) do curso de Química da Universidade Federal de Goiás, aproximadamente 18 alunos do curso de Licenciatura Noturno, com propósito de entender as principais problemáticas desse conceito para os estudantes e professores. A avaliação consistia em quatro questões discursivas a fim de avaliar os conhecimentos dos alunos sobre a importância do conhecimento científico na sociedade (primeira questão) e concepções sobre ligações químicas (segunda, terceira e quarta questões), sendo que as perguntas exploravam os tipos de ligações, diferença entre ligação covalente e iônica e hibridização de orbitais.

Com estes resultados chegamos à terceira parte da pesquisa, que consistiu na elaboração do material alternativo com a proposta de novas analogias para o ensino de ligações, visto que numa abordagem construtivista, uma maneira de conceber a construção de conhecimentos é através do emprego de idéias familiares a situações não familiares. Nesse sentido, analogias podem ser vistas como potenciais recursos didáticos, pois elas têm como função básica estabelecer um relacionamento entre similaridades de dois domínios, sendo que um dos domínios é familiar ao estudante (domínio da analogia), enquanto o outro não lhe é familiar (domínio do alvo).

Concepção dos estudantes sobre ligação química

A partir da primeira questão do questionário: 1) Sobre a importância da ciência na sociedade, com o intuito de situar os alunos respondentes do curso de química, detectou-se graves deficiências na concepção de conhecimento científico: os alunos entendem que a importância da ciência está somente na melhoria da qualidade de vida, proporcionando a descoberta de drogas que vão curar doenças e proporcionar uma vida mais longa. Uma visão ainda antropocêntrica de ciência e de que ela serve para sanar problemas da sociedade é muito comum em ingressantes de cursos de química.

No questionário aplicado, quando analisadas as outras questões que versavam especificamente sobre o conceito de ligação química apontam que os alunos entram na universidade para cursar química e não compreendem o conceito de ligações químicas. As respostas mostraram que os estudantes não conseguem perceber a diferença entre ligação covalente e ligação iônica; apresentam forte tendência a atribuir à sentimentos, atos e paixões do homem os conceitos de ligação; não compreendem as energias envolvidas nas ligações entre os átomos com dificuldade na construção de estruturas de Lewis e apontam a regra do octeto como base para a explicação das ligações químicas como afirma Fernandez e Ribeiro (2006):

“(…) Para muitos alunos, “o sódio reage com o cloro, pois, a regra do octeto faz com que as reações químicas ocorram” (Bodner, 1991). Mortimer et al. (1994) evidenciaram que alunos que já haviam concluído o Ensino Médio tiveram dificuldade em reconhecer alguns resultados empíricos como conflitantes com a explicação da estabilidade do cloro

de sódio baseada na regra do octeto. Parece haver uma tendência generalizada no ensino de Química de atribuir a estabilidade das substâncias à formação do octeto eletrônico e que esta “crença” não é abalada facilmente nos alunos por evidências experimentais. Os autores alertam para o problema da ênfase no conhecimento ritualístico em detrimento do conhecimento de princípios químicos”

Tabela 1: Questões aplicadas e respostas agrupadas pelas mais frequentes.

Questão 2: Quais são os tipos de ligação existentes.	Questão 3: Diferença entre CH₄ e NaCl em termos de ligação química	Questão 4: Explicar a existência dos compostos SF₆ e IF₇.
Covalente, iônica, metálica e forças intermoleculares. 27,78% dos alunos	Metano é covalente, coreto de sódio é iônico e a diferença na intensidade da ligação. 16,67% dos alunos	Explicaram com o conceito de hibridização. 0%
Covalente e iônica somente. 44,44% dos alunos	Somente citaram a diferença covalente e iônica dos compostos. 27,78% dos alunos	Explicaram pela regra do octeto. 22,22% dos alunos
Resposta com somente um tipo de ligação, respostas erradas ou não souberam. 27,78% dos alunos	Não souberam ou não responderam. 55,55%	Não souberam, não responderam ou assunto não discutido no ensino médio. 77,78% dos alunos

Com a aplicação do questionário foi constatado por meio da segunda questão, que os estudantes entendem o conceito de forma superficial e confundem os tipos de ligação. Os alunos apontaram com muita dificuldade que as ligações se separam em intramoleculares e intermoleculares, sendo que em algumas situações ligações intermoleculares estavam citadas dentro do outro conjunto. A maioria não respondeu a questão de forma completa, ou não sabiam da existência das ligações metálicas ou não sabiam todas as forças intermoleculares.

A terceira questão exigia a compreensão básica sobre ligações iônicas e covalentes. Mesmo oferecendo dados como as estruturas dos compostos e a energia das ligações a maioria dos alunos não conseguiu apontar as principais diferenças entre os dois compostos, quando citaram alguma diferença, se restringiram a apenas que um composto era covalente e outro iônico, não explicando a diferença de força entre as ligações e não citando a estrutura cristalina do Cloreto de sódio.

A última questão exigia o mínimo sobre o conceito de hibridização de orbitais nas ligações químicas com base na teoria da ligação de valência (TLV), onde foram apresentados dois compostos que fogem a regra do octeto realizando mais que quatro ligações, nenhum estudante respondeu a esta questão, mas apontaram a regra do octeto como uma alternativa, na qual mesmo sendo exceções, ela aponta um porque da estabilidade dos compostos. Como mais de setenta por cento dos estudantes não responderam, chegamos a conclusão de que esse conceito não é abordado no ensino

médio, o que trouxe preocupação, pois a química orgânica exige a compreensão desse conhecimento já que o carbono só realiza quatro ligações devido à hibridização e também as muitas exceções que a regra do octeto impõe só são necessárias porque não se discute em momento algum esse tópico.

Nova estratégia de ensino para ligações.

Considerando-se os aspectos detectados por meio de questionários, foi realizada uma proposta de ensino do conceito de ligação química que não considerasse a regra do octeto.

A nova estratégia de ensino para o conceito de ligações químicas parte do pressuposto que os alunos compreendem os modelos atômicos, cada um com seus méritos dentro do conhecimento científico e que o conhecimento dos modelos atômicos é fundamental para a construção dos modelos no tópico ligações, é importante também que compreendam que as transformações físicas não estão fora do contexto das ligações químicas. Tal fator é importante, pois, por meio dos questionários detectou-se que os alunos respondentes não diferenciavam satisfatoriamente o conceito de ligações intramoleculares e intermoleculares, afirmando ainda, que com a passagem do estado sólido para o estado líquido havia “quebra” das ligações entre os átomos.

A nova proposta começa com a apresentação de uma tabela na qual se compara a força das ligações intermoleculares e intramoleculares. A seguir a tabela com os tipos de ligação:

Tabela 1: tipos de ligação

Intensidade da ligação	Intermolecular	Intramolecular
Forte	Ligações de hidrogênio íon - íon (alto ponto de ebulição)	Iônica e metálica
Moderada	Dipolo permanente – dipolo permanente	Covalentes (compostos polares)
Fraca	Van der Waals (baixo ponto de ebulição)	Covalentes (compostos apolares)

Com a apresentação da tabela, o intuito é clarificar ao aluno a relação entre os tipos de ligação, cargas, intensidade, ponto de ebulição e polaridade, esses são conceitos fundamentais para o entendimento das ligações químicas. A idéia é que o futuro professor deve começar citando as ligações intramoleculares, pois a partir delas a discussão das ligações intermoleculares fica mais simplificada.

Assim, propõe-se que as ligações iônicas devam ser discutidas tendo como base o modelo de cargas da teoria da ligação de valência. O professor pode utilizar a analogia dos ímãs com seus pólos e campos magnéticos, mas lembrando que são modelos e os átomos não são ímãs. Após a transferência de elétrons ocorre a formação dos íons que adquirem cargas negativas e positivas formando um campo eletrostático que permite a interação entre eles formando as ligações. É essencial que o professor deixe bem claro que a ligação não ocorre entre um átomo de cloro e um de sódio, mas sim em uma solução com infinitos íons. A seguir a figura 1 com a estrutura de um composto iônico.

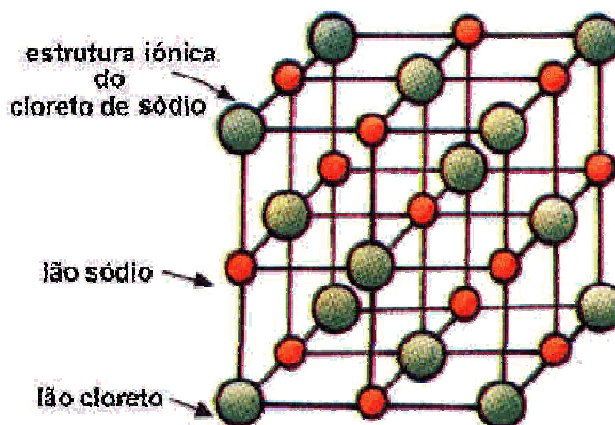


Figura 1: Estrutura do Cloreto de sódio

A utilização da analogia nesse caso é interessante, pois os exemplos utilizados, como os Ímãs não estão muito distante da explicação do professor, tornando-se uma boa analogia.

Analisando a estrutura percebemos que cada Cátion (íon com carga positiva) Na^+ tem em sua vizinhança um Ânion (íon com carga negativa) Cl^- , mostrando que cada íon tem um campo elétrico que atrai outro íon de carga oposta para assim efetivar a ligação. Essa é uma ligação forte porque consiste na interação entre íons de cargas opostas, o que reflete em uma grande quantidade de energia (calor) para a quebra dessas ligações, essa energia necessária é chamada de energia da rede cristalina, podemos dizer que quanto maior a energia de rede, maior são as cargas dos íons nas ligações e menor é a distância entre eles na ligação. Esses fatores exaltam o quanto as espécies iônicas são diferenciadas em termos de ligações.

Se nas ligações iônicas temos a transferência de elétrons, nas ligações covalentes esses elétrons são compartilhados em pares pelos átomos, diferentemente da concepção de vários alunos, de que um elétron se liga a outro para formar um par. Dependendo do composto esses elétrons não são compartilhados de forma igual pelos átomos, sendo que em casos de dois átomos diferentes, o mais eletronegativo atrai os elétrons da ligação, caracterizando a polaridade em moléculas com ligações covalentes. Enquanto ao número de ligações que os átomos podem realizar, temos uma dependência desse fator com a propriedade de emparelhamento de elétrons, onde um átomo realiza a quantidade de ligações de acordo com o necessário para emparelhar todos os seus elétrons desemparelhados na perspectiva de formar pares com elétrons desemparelhados de outros átomos. A seguir a figura 2 com diagramas de energia e distribuição eletrônica de acordo com as regras de Pauli e Hund exemplificando essa característica.

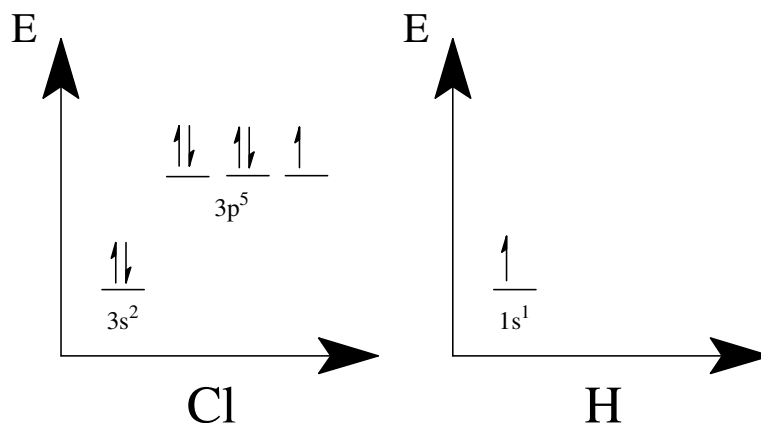


Figura 2: Diagrama de energia para um átomo de Cloro (esquerda) e Hidrogênio (direita)

Esse diagrama mostra que na última camada de distribuição eletrônica da molécula de cloro e hidrogênio existe um elétron desemparelhado, o que atribui a esses átomos a possibilidade de compartilhar esse elétron para formação de um par, ou seja, uma ligação covalente. Assim, quando se realiza a ligação química, que de acordo com a teoria da ligação de valência se constitui a partir da sobreposição dos orbitais "p" do cloro e "s" do hidrogênio, teremos o emparelhamento desses elétrons, assim passamos a figura 3:

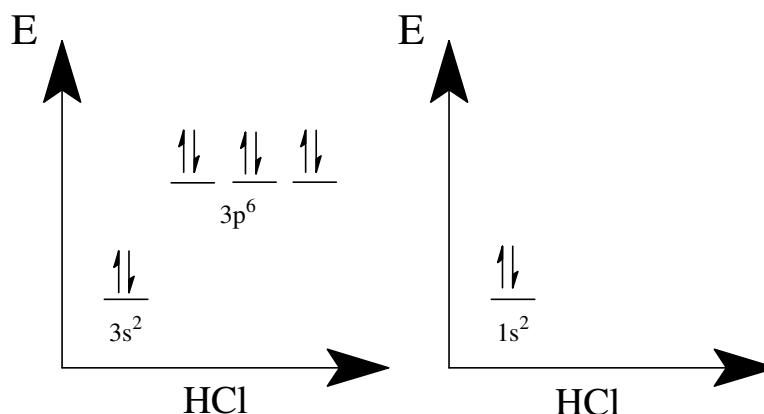


Figura 3: Diagrama de energia para os átomo de Cloro e Hidrogênio na molécula de HCl.

Essa configuração eletrônica garante a estabilidade ao ácido clorídrico, e a diferença de eletronegatividade entre Hidrogênio e Cloro aproxima o par de elétrons da ligação para o cloro, conferindo polaridade a essa molécula.

Em moléculas que apresentam orbitais "p" e "d" vazios, existe uma propriedade que permite esses átomos realizarem um número maior de ligações, o que acontece é que esses átomos têm a capacidade de rearranjar os elétrons para esses orbitais vazios de acordo com a necessidade de mais ligações, excitando os elétrons para que ocupem esses espaços e conseqüentemente a energia gasta para excitar o elétron é ínfima perto da energia liberada nas ligações químicas, logo o processo de hibridização, como é chamada essa propriedade de mistura de orbitais, é muito favorecido. Seguindo a figura 4 com exemplo de hibridização da molécula de carbono.

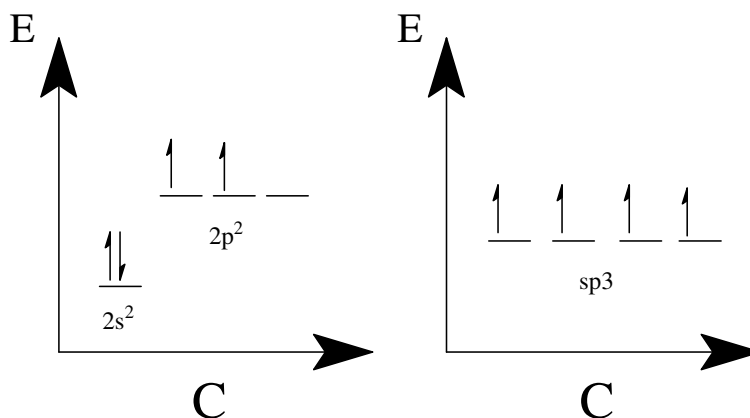


Figura 4: Gráfico da distribuição de elétrons do carbono normal e hibridizado.

A partir da análise desses diagramas de energia percebemos que se o carbono não hibridizasse seus orbitais ele não seria capaz de realizar quatro ligações, o que impossibilitaria a formação dos muitos compostos que conhecemos na química orgânica. Em caso de átomos que possuem orbitais “d” disponíveis para hibridização, eles superam o número máximo de ligações que os átomos que não possuem orbitais “d” mesmo hibridizando realizam, um exemplo é a molécula do PCl_5 , com os orbitais “d” disponíveis do fósforo, excitando os elétrons, eles ocupam esses orbitais vazios, conferindo assim a capacidade de realização das cinco ligações agora que possui cinco elétrons desemparelhados, conforme a figura 5:

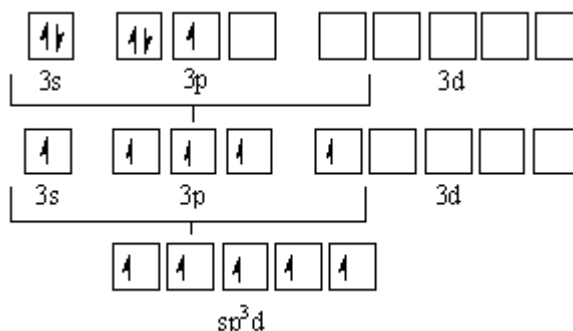


Figura 5: Formação dos orbitais híbridos sp^3d nos átomos de fósforo.

Consideramos uma razoável analogia para o ensino desse tópico a utilização de bolas de isopor para representação dos átomos e palitos para representação das ligações, é claro que nesse contexto o professor deve deixar clara a opção pelo modelo de Dalton. Para que essa seja uma boa analogia é interessante que o professor respeite o tamanho dos átomos nessa escala maior e represente com cores diferentes, para facilitar a visualização pelos estudantes, ressaltando mais uma vez que os átomos não têm cores e que é importante que os alunos percebam que essa é uma representação de um modelo e não implica que sejam todas representações fiéis do átomo. Enquanto a polaridade essa analogia não é efetiva, mas o professor pode aproveitar esse fator e discutir com os alunos a polaridade das moléculas através de representações de moléculas não polares.

Assim, considerando-se esses pressupostos que não se relacionam a regra do octeto, fizemos uma aplicação da nova estratégia nessa turma de ingressantes do curso de licenciatura em química noturno da UFG.

Os resultados preliminares nos mostraram que a aprendizagem do conceito com a aplicação da nova estratégia foi satisfatória, percebido que os estudantes

questionavam porque o tópico de ligações químicas não é abordado dessa maneira no ensino médio, afirmando que é fácil entender o conceito de ligações químicas através de conceitos básicos e analogias que estão de acordo com o conhecimento científico, como forças intermoleculares e intramoleculares, estruturas de Lewis, hibridização e energia de ligação. Os alunos perceberam a regra do octeto como um fator que não auxilia no ensino-aprendizagem, a ponto de questionarem o porquê os professores insistem nessa regra.

Outro aspecto que surge do questionamento dos alunos durante as aulas está relacionado ao fato dos estudantes acreditarem a priori que as ligações tinham que “obedecer” a regra do octeto para que pudessem acontecer. Nesse momento, uma intervenção foi realizada pelo professor que aplicava a estratégia diferente daquela vista no ensino médio. Ele esclareceu que os fenômenos não têm que se adequar as regras estabelecidas e que estas é que são construídas e elaboradas para explicarem os fenômenos ocorridos na natureza.

De acordo com o depoimento dos estudantes, as analogias dos ímãs e das bolas de isopor foram fundamentais, deixando clara a interação entre os átomos nas ligações, uma das estudantes afirmou: “Eu não sabia que primeiramente acontecia à transferência dos elétrons para depois a efetivação das ligações entre os átomos com seus campos eletrostáticos, os ímãs foram importantes para perceber que os campos atraem vários íons e não somente um e a ligação acontece formando o cristal sólido, para mim acontecia tudo junto e somente os átomos doadores e receptores que formavam as ligações e também entendi porque as ligações iônicas são mais fortes”. Assim percebemos que os estudantes dominavam o essencial das ligações iônicas e que a nova estratégia foi efetiva, deixando claro também porque essa ligação é forte.

A analogia das bolas de isopor foi diferenciada, nos depoimentos um estudante falou: “A idéia das bolas de isopor foi muito legal, inicialmente os grupos foram se ajeitando e depois aconteceu o sorteio das moléculas a serem montadas, o que proporcionou um contato maior com meus colegas e suas idéias. As discussões foram muito legais, conversávamos sobre as forças das ligações, quantas ligações os átomos podiam realizar, posição das moléculas e o movimento que era possível realizar após a efetivação das ligações. Outro momento de que sempre me lembro foi das discussões dos modelos que o professor iniciou, no ensino médio a gente não discutia os modelos e nem os aplicava nos outros capítulos, somente estudávamos o capítulo de modelos atômicos do livro e nada mais do que isso”.

O que foi mais satisfatório nesse contexto foi à percepção dos estudantes que os conceitos de química não estão separados e isolados como acontece no ensino médio, os estudantes perceberam que os tópicos estão muito ligados e que existe certa dependência entre eles. Outro depoimento muito interessante foi: “Às vezes as estruturas com as bolas de isopor não ficavam de acordo com os modelos dos livros, pois não levávamos em conta os ângulos das ligações, o que proporcionou uma discussão dos efeitos dos átomos já ligados e dos elétrons livres dos átomos”, além da aprendizagem do básico nas ligações covalentes, como o compartilhamento por pares de elétrons, a analogia proporcionou a discussão da geometria das moléculas, mostrando aos alunos mais uma vez a dependência e a relação dos conceitos químicos e a importância da formulação de imagens para a percepção e aprendizagem do conceito de ligações químicas.

O professor deve estar atento porque essas analogias estão sujeitas a provocar confusões mesmo amplamente revisadas e aplicadas, no caso de alguma confusão é necessário que o professor esteja apto para perceber a distorção do conceito e que

direcione o erro a uma discussão, para não inviabilizar o uso dessas analogias na sala de aula.

Conclusão

Para o desenvolvimento do conhecimento de ligações na sala de aula, o professor tem uma ampla variedade de analogias e contextos que ele pode estar apto a utilizar e com essa abordagem para ligações químicas, julgamos que os alunos desenvolveram as capacidades necessárias para discutir o conceito em qualquer situação de maneira satisfatória, conseguindo relacionar esse conhecimento com os outros tópicos da química.

O uso de analogias deve ser pautado em uma verossimilhança satisfatória para com o conceito pretendido, sob o risco de reforçar aspectos desnecessários e prejudiciais ao conceito. É interessante que o professor conheça as dificuldades que o próprio tópico impõe e as dificuldades a que os alunos estarão sujeitos. Como a atividade foi aplicada a uma turma de licenciatura noturna é preocupante que futuros professores tenham conceitos errôneos em relação a ligação química, o que pode reforçar um ciclo vicioso de conceito apreendido errado e reproduzido errado no ensino médio.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

SUBRAMANIAN, N.; V. M. FILHO, A. e SALDANHA, T.; Tópicos em ligação química II – sobre o mérito da regra do octeto; Química Nova 12(3) 1989.

FERNANDEZ, C. e MARCONDES, M. E.; Concepções dos estudantes sobre ligação química; Química Nova na Escola Nr. 24, novembro 2006.

MORTIMER, E. F.; MOL, G. e DUARTE, L. P.; Regra do octeto e teoria da ligação química no ensino médio: dogma ou ciência? Química Nova 17(2) 1994.

LOPES, A. C.; Currículo e Epistemologia; Editora Unijuí; 2007.

DRIVER R.; ASOKO H.; LEACH J.; MORTIMER E.; SCOTT P.; Construindo conhecimento científico na sala de aula; Química Nova na Escola 9(5) 1999.

CHASSOT A.; Alfabetização Científica: Questões e desafios para a educação; 2 edição; Editora Unijuí; 2000.

DUARTE, H.A. Ligações químicas: Iônica, covalente e metálica. Em: AMARAL, L.O.F e ALMEIDA, W.B. de (Orgs.). Química Nova na Escola, n. 4, p. 14-23, 2001