

UNIVERSIDADE FEDERAL DE UBERLÂNDIA
PROGRAMA DE PÓS-GRADUAÇÃO EM ENSINO DE CIÊNCIAS E MATEMÁTICA
MESTRADO PROFISSIONAL

RENATO PEREIRA SILVA

**O ENSINO DE LIGAÇÕES QUÍMICAS POR MEIO DO CONCEITO
DE ENERGIA: Uma proposta didática para o Ensino Médio**

UBERLÂNDIA
2016

RENATO PEREIRA SILVA

O ENSINO DE LIGAÇÕES QUÍMICAS POR MEIO DO CONCEITO DE ENERGIA: Uma proposta didática para o Ensino Médio

Dissertação de mestrado apresentada ao Programa de Pós-Graduação em Ensino de Ciências e Matemática, da Universidade Federal de Uberlândia-UFU, como requisito parcial à obtenção do título de Mestre em Ensino de Ciências e Matemática.

Área de Concentração: Ensino de Química.

Orientador: Prof. Dr. Deividi Márcio Marques.

UBERLÂNDIA
2016

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
Sistema de Bibliotecas da UFU, MG, Brasil.

S586e
2016 Silva, Renato Pereira, 1986
 O Ensino de ligações químicas por meio do conceito de energia: uma
 proposta didática para o ensino médio / Renato Pereira Silva. - 2016.
 146 f. : il.

Orientador: Deividi Márcio Marques.

Dissertação (mestrado profissional) - Universidade Federal de
Uberlândia, Programa de Pós-Graduação em Ensino de Ciências e
Matemática.

Inclui bibliografia.

1. Ciência - Estudo e ensino - Teses. 2. Ligações químicas - Teses. 3.
Energia - Teses. 4. Ensino - Métodos - Teses. I. Marques, Deividi
Márcio. II. Universidade Federal de Uberlândia. Programa de Pós-
Graduação em Ensino de Ciências e Matemática. III. Título.

CDU: 50:37

AGRADECIMENTOS

Primeiramente a Deus por ter me iluminado e me dado forças para chegar até aqui. Sem o Senhor nada seria possível!

Ao professor Deividi Márcio Marques pela orientação, compromisso, companheirismo e os sutis “puxões de orelha” que levaram à concretização de mais esta etapa da minha formação.

À minha querida mãe Divina que sempre foi a mais dedicada guerreira que conheci, me ensinando tudo sobre a vida com seus gestos e palavras. Obrigado por tudo!

À minha esposa Elisângela Vieira pelo companheirismo, incentivo e compreensão nos momentos em que precisei abrir mão de algumas coisas em prol do trabalho e dos estudos. Obrigado por estar ao meu lado. Eu te amo!

Ao meu padrasto Rogério pelas lições de vida e apoio sempre que precisei.

Ao meu pai Edivaldo Vicente pelas histórias e ensinamentos.

Ao meu irmão Lucas Rafael pelos momentos de descontração e pela amizade incomparável.

À Maria Angela e Marlúcio pelo acolhimento em sua casa e apoio durante minha estada em Uberlândia. Muito Obrigado!

Ao meu eterno orientador e amigo professor José Gonçalves Teixeira Júnior por ser o primeiro incentivador das investigações que deram origem a esse trabalho, ainda durante a graduação.

À professora Alexandra Epoglou que me mostrou pela primeira vez o quão precioso, desafiador e gratificante pode ser o ensino de química e o trabalho do professor.

Aos meus amigos Carlos Eduardo, Leonardo e, em especial, ao companheiro Enilson pelas viagens, discussões, piadas e o companheirismo de sempre.

Aos demais colegas da primeira turma do PPGECEM-UFU e aos professores do programa pela convivência harmoniosa e as discussões enriquecedoras.

À Universidade Federal de Uberlândia pela oportunidade de ter acesso a um ensino de qualidade e gratuito.

RESUMO

O presente trabalho traz discussões sobre o ensino das Ligações Químicas no Ensino Médio e algumas implicações deste enfoque no aprendizado da Química pelos estudantes. De maneira geral, a compreensão de como os elementos químicos combinam-se formando as substâncias e compostos, é um ponto fundamental para o entendimento das propriedades das substâncias e de sua estrutura. Nesse sentido, as Ligações Químicas representam um assunto extremamente relevante, e seu conhecimento é essencial para um melhor entendimento das transformações que ocorrem em nosso mundo. Apesar dessas constatações, observa-se que a forma com que esse conceito é abordado nas aulas de química tem contribuído, contraditoriamente, para o surgimento de várias concepções alternativas, dificultando a compreensão do tema por parte dos estudantes. Acredita-se que uma das justificativas para essas observações está no uso exclusivo da “regra do octeto” como modelo explicativo para as Ligações Químicas. O uso de tal modelo ao longo dos tempos acabou por substituir os princípios químicos que lhe deram origem, transformando o conhecimento em uma série de rituais desinteressantes e até confusos para os estudantes. Com base nestas constatações, julga-se necessária uma reformulação na maneira de abordar este conteúdo em sala de aula, levando em consideração principalmente o fato de que as explicações sobre a formação das substâncias devem basear-se no conceito de energia, que é fundamental para o entendimento de como os átomos se combinam. Dessa maneira, a questão principal da pesquisa realizada e descrita aqui parte da seguinte indagação: é possível a elaboração de um modelo explicativo para as Ligações Químicas no Ensino Médio com base no conceito de energia e sem a necessidade do uso da “regra do octeto”? Baseando-se nos conceitos e metodologias da atividade de modelagem, buscou-se a elaboração de um modelo de ensino foi feito através de Unidades Didáticas destinadas a dar subsídios aos professores do Ensino Médio para abordar as ligações químicas por meio do conceito de energia. Através desse trabalho pretende-se fazer com que o processo de ensino-aprendizado do conteúdo de Ligações Químicas se torne mais significativo para os estudantes, desenvolvendo modelos que contribuam para o aprendizado desse e, conseqüentemente, de outros fundamentos básicos da química.

Palavras-chave: Ligações Químicas, Energia, Modelo de Ensino, Regra do Octeto.

ABSTRACT

This work presents discussions on the teaching of Chemical Bonds in high school and some implications of this approach in learning chemistry by students. In general, understanding how the chemicals combine to form substances and compounds, it is a key point for understanding the properties of substances and their structure. In this sense, the chemical bonds represent an extremely important issue, and their knowledge is essential for a better understanding of the changes occurring in our world. Despite these findings, it is observed that the way in which this concept is discussed in chemistry class has contributed, paradoxically, to the emergence of several alternative designs, making the understanding of the subject by students. It is believed that one of the explanations for these observations is the exclusive use of the "octet rule" as an explanatory model for the Chemical Bonds. The use of such a model over time eventually replace chemical principles that gave rise to it, transforming knowledge into a series of uninteresting rituals and even confusing for students. Based on these findings, it is deemed necessary a reformulation in the way to approach this content in the classroom, taking into account especially the fact that the explanations of the formation of substances should be based on the energy concept, which is fundamental to understanding how atoms combine. Thus, the main question of the survey and described here of the following question: Can the development of an explanatory model for the Chemical Bonds in high school based on the concept of energy and without the need to use the "octet rule"? Based on the concepts and methodologies of modeling activity, we sought the development of a teaching model was made through Teaching Units designed to give subsidies to high school teachers to address the chemical bonds through the concept of energy. Through this work it is intended to make the process of teaching and learning of Chemical Bonds content becomes more meaningful to students, developing models that contribute to the learning of this and hence other basic fundamentals of chemistry.

Keywords: Chemical Bonds, Energy, Education Model, Rule Octet.

SUMÁRIO

INTRODUÇÃO.....	8
CAPÍTULO 1 - APONTAMENTOS SOBRE O ENSINO DAS LIGAÇÕES QUÍMICAS	14
CAPÍTULO 2 - LIGAÇÕES QUÍMICAS: UM CONCEITO BASEADO EM ENERGIA	19
2.1 Ligações covalentes do ponto de vista energético	21
2.1.1 Descrição das ligações covalentes pela teoria da ligação de valência (TLV)	24
2.1.2 Contribuições da teoria do orbital molecular (TOM) para o entendimento das ligações covalentes	29
2.2 Abordagem das ligações iônicas por meio da energia	34
2.3 Aspectos energéticos das ligações metálicas.....	39
CAPÍTULO 3 - METODOLOGIA.....	43
3.1 Construção de modelos na ciência e sua interface com o ensino.....	43
3.2 Análise de questionários com base na análise de conteúdo	48
3.3 Unidades Didáticas como estruturantes da proposta.....	49
CAPÍTULO 4 - SABERES E PRÁTICAS DOCENTES NO ENSINO DE LIGAÇÕES QUÍMICAS.	51
4.1 Caracterização dos entrevistados segundo os questionários	52
4.2 Como e por que ocorrem as ligações químicas na visão dos docentes?	53
4.3 Sobre a metodologia e as dificuldades na abordagem das ligações químicas.	54
4.4 Explicação das ligações químicas para exceções à regra do octeto.	57
CAPÍTULO 5 - LIGAÇÕES QUÍMICAS: PROPOSTA DE UM NOVO MODELO DIDÁTICO PARA O ENSINO MÉDIO	60
5.1 Organização da proposta didática	61
5.2 Conversa com o professor.....	63
5.3 Desenvolvimento da proposta didática.....	64
CAPÍTULO 6 - ALGUMAS CONSIDERAÇÕES.....	130
REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS	132
ANEXOS	136

LISTA DE FIGURAS

Figura 1. Atração entre as cargas positivas de um átomo e cargas negativas de outro átomo...	21
Figura 2. Gráfico da energia vs distância de separação entre os núcleos H-H	22
Figura 3. Resultado global das interações de atração e repulsão existentes na molécula H_2	23
Figura 4. Representação da interpenetração dos orbitais esféricos 1s de dois átomos de H.....	25
Figura 5 - Distribuição eletrônica do flúor	26
Figura 6. Representação das características de formação e estrutura dos orbitais p.....	26
Figura 7. Representação dos orbitais $2p_z$ na aproximação dos núcleos atômicos do flúor.....	27
Figura 8. Esquema do orbital resultante da aproximação entre os núcleos de flúor na formação da ligação F-F	27
Figura 9. Representação das possíveis aproximações das funções de onda	30
Figura 10. Diagrama de energia dos orbitais de uma molécula H-H.....	32
Figura 11 - Diagrama de energia dos orbitais de uma molécula H-H	33
Figura 12. Representação das energias envolvidas nos processos de formação dos cátions e ânions	36
Figura 13. Cristal iônico linear onde r é a distância	37
Figura 14 - Ciclo de Born-Haber para a formação do NaCl.....	38
Figura 15 - Modelo de estrutura do retículo cristalino do NaCl	39
Figura 16. Diagrama de Orbitais moleculares para o Li_2	40
Figura 17 - Extensão dos orbitais moleculares mostrando a multiplicação dos níveis com o aumento do número de átomos, até formar bandas de orbitais moleculares.....	41
Figura 18. Modelo de Modelagem.....	45
Figura 19. Representação do processo de hibridização (expansão da camada de valência) do átomo de fósforo e formação do PCl_5 (D).	58
Figura 20 - Representação dos orbitais s e p	66
Figura 21 - Arranjo de nível, subníveis e orbitais para os três primeiros níveis.	69
Figura 22 - Distribuição eletrônica do cálcio. Note que cada elétron tem um estado quântico único, determinado pelos quatro números quânticos.....	70
Figura 23 - Variação do raio atômico dos primeiros elementos da tabela periódica em função de número atômico	73
Figura 24 - Variação da energia de ionização de acordo com o número atômico dos elementos	74
Figura 25 - Diagrama da energia potencial em função da distância internuclear para a formação da molécula de hidrogênio	86
Figura 26 - Representação da formação da molécula de hidrogênio	87
Figura 27 - Interações entre prótons e elétrons na aproximação de dois átomos de hidrogênio. (a) forças de atração e (b) forças de repulsão.....	95
Figura 28 - Representação do aumento de densidade eletrônica pela aproximação dos orbitais s do hidrogênio.....	96

Figura 29 - Diagrama da energia potencial em função da distância internuclear para a formação da molécula de hidrogênio (H_2)	97
Figura 30 - Representação da união entre dois orbitais atômicos s para formar um orbital molecular. As bolinhas pretas representam os núcleos dos átomos.	99
Figura 31 - Distribuição eletrônica do flúor	100
Figura 32 - Distribuição eletrônica do nitrogênio	100
Figura 33 - Distribuição eletrônica do Carbono.....	101
Figura 34 - Diagrama representando a distribuição dos elétrons do átomo de carbono nos subníveis, nos estados fundamental, ativado e híbrido sp^3	103
Figura 35 - Formação das ligações na molécula de metano.	103
Figura 36 - Distribuição eletrônica do fósforo	104
Figura 37 - Diagrama representando a distribuição dos elétrons do átomo de carbono nos subníveis, nos estados fundamental, ativado e híbrido sp^3d	104
Figura 38 - Representação da molécula de HCl com os dipolos.....	106
Figura 39 - Representação dos possíveis arranjos dos pares de elétrons para diminuir as repu- entre si (cada bolinha vermelha representa um par de elétrons).....	108
Figura 40 - Distribuição eletrônica do oxigênio.	109
Figura 41 - Representação de Lewis para a molécula de água	110
Figura 42 - Representação da geometria molecular da água	110
Figura 43 - Representação do vetor do momento dipolo.	112
Figura 44 - Representação das interações dipolo induzido	114
Figura 45 - Representação das interações dipolo permanente do Cloreto de Iodo.....	115
Figura 46 - Representação das ligações de hidrogênio entre moléculas de água.	116
Figura 47 - Modelo de estrutura do retículo cristalino do $NaCl$	120
Figura 48 - Representação da solvatação dos íons Na^+ e Cl^- em água. Resultado da dissolução do Cloreto de Sódio ($NaCl$).	122
Figura 49 - Representação da modificação causada na estrutura do retículo cristalino do $NaCl$ após a ação de uma força como uma martelada.....	122
Figura 50 - Representação do modelo de ligações metálicas. As bolas azuis representam os elétrons livres e as laranjas os cátions da rede cristalina.	127
Figura 51 - a) Deslocamento forçado dos átomos num metal. b) Deslocamento dos átomos em um cristal iônico.	128

INTRODUÇÃO

De maneira geral, a compreensão Química é muito importante para a formação do cidadão crítico frente às mudanças científicas e tecnológicas que o rodeiam no mundo moderno. Nos dias atuais, o motivo de ensinar Química está pautado na formação de cidadãos conscientes e críticos. Neste contexto, Chassot (1990) afirma que a Química é também uma linguagem e, portanto, o seu ensino deve ser um facilitador da leitura do mundo.

O ensino de Química deve ser considerado como uma ferramenta para a formação do senso crítico e para a qualificação do cidadão enquanto transformador inerente de sua realidade social. Entretanto, pesquisas indicam que o ensino que se faz, na grande maioria das escolas, é – literalmente – inútil. Isto é, mesmo se não existisse muito pouco (ou nada) seria diferente (CHASSOT, 1995). Haja vista essas afirmativas, conclui-se que a maneira como os estudantes vivenciam o ensino de Química deve necessariamente ser repensado, buscando alternativas para fazer com que os conhecimentos químicos sejam de fato significativos.

Os Parâmetros Curriculares Nacionais PCN+ (BRASIL, 2002), apontam que

[...] a química pode ser um instrumento da formação humana que amplia os horizontes culturais e a autonomia no exercício da cidadania, se o conhecimento químico for promovido como um dos meios de interpretar o mundo e intervir na realidade, se for apresentado como ciência, com seus conceitos, modelos, métodos e linguagens próprias (BRASIL, 2002, p. 87).

Sendo assim, é importante que haja uma mudança na maneira com que o ensino dos conceitos químicos tem sido feito, uma vez que apontamentos indicam que o ensino de Química praticado atualmente não tem se mostrado capaz de atender aos objetivos pré-estabelecidos, como por exemplo, a formação de pessoas cientificamente instruídas e conscientes (LIMA *et al.*, 2000; MELO; LIMA NETO, 2013). Ferreira (2006) salienta que o documento *Science for All Americans* (AAAS) define a pessoa cientificamente instruída com

alguém que é ciente de que ciência, matemática e tecnologia são empreendimentos humanos interdependentes com poderes e limitações; entende conceitos-chaves e princípios da ciência; é familiarizado com o mundo natural reconhece tanto sua unidade como sua diversidade; e usa o conhecimento científico e caminhos científicos do pensamento para propósitos individuais e coletivos. (AAAS, 1998, *apud* FERREIRA, 2006, p. 2).

Nesse sentido, alguns princípios fundamentais da Química merecem atenção especial por se tratarem de conceitos estruturantes e que servem de embasamento para a compreensão de vários outros conceitos. Todavia, observa-se que o ensino de inúmeros desses conceitos fundamentais da Química acaba causando algumas deturpações, seja pelo didatismo excessivo ou pela simplificação demasiada, fazendo com que os conceitos estruturantes se percam ao longo desse processo, substituindo-os muitas vezes por memorizações e regras práticas descontextualizadas.

Embora em alguns casos sejam necessários o uso de regras práticas e do conhecimento memorístico, é inaceitável que estes substituam os princípios químicos que lhes deram origem, transformando o conhecimento em uma série de rituais desinteressantes e até confusos para os estudantes (MORTIMER; MOL; DUARTE, 1994). Em consonância com essas discussões, Lopes (1997), aponta que o didatismo excessivo de alguns conceitos científicos ao invés de contribuir para a construção do pensamento científico acaba fazendo o caminho oposto e aproxima os conceitos científicos do realismo empírico. Segundo a autora,

existe uma tendência didática, melhor dizendo, um didatismo, que considera necessário chegar ao abstrato a partir do concreto, a fim de se tornar um conceito assimilável, o que só reforça a continuidade com o senso comum. Desta forma, ao invés de construirmos modelos de compreensão da racionalidade científica, tentamos aproximar os conceitos científicos da racionalidade do senso comum (LOPES, 1997, p. 564).

À luz dessas premissas, este trabalho tratará como enfoque principal, aspectos importantes relacionados ao ensino do conceito de Ligações Químicas, discutindo como o ensino deste tópico é feito atualmente, buscando uma proposição didático/pedagógica e metodológica para que a abordagem desse tema se torne mais significativa para o processo de ensino e aprendizado de Química no nível médio de ensino.

Vale destacar aqui que a concepção trazida no texto sobre aprendizagem significativa do conceito de ligações químicas baseia-se nos pressupostos descritos por Ausubel, Novak e Hanesian (1978), onde busca-se que este novo conceito se incorpore, por assim dizer, com os conceitos já existentes na estrutura cognitiva do estudante, com o qual deve se relacionar e ser relevante em relação ao que já é conhecido (BRAATHEN, 2012). Esta concepção de aprendizagem se opõe à aprendizagem memorística/ritualista observada na abordagem das ligações químicas por meio de regras e procedimentos dogmáticos como o caso da “regra do octeto”.

A proposta destacada aqui faz uma crítica à “regra do octeto” e traz alguns apontamentos para a construção de um modelo explicativo que leve em consideração pressupostos muitas vezes desconsiderados nas aulas de Química, como o conceito fundamental de energia, envolvido na interação eletrostática entre os átomos durante a formação das substâncias. Tais pressupostos vão ao encontro ao que definem as Orientações Curriculares Nacionais (OCN) no que se referem aos Conhecimentos químicos, habilidades, valores da base comum (BRASIL, 2002).

A crítica trazida neste texto à utilização quase que exclusiva da “regra do octeto” no ensino das Ligações Químicas está no dogmatismo que se observa no uso deste modelo explicativo para a compreensão da interação entre os átomos. Como aponta o estudo feito por Mortimer, Mol e Duarte (1994), a utilização da regra do octeto tem se tornado trivial, um verdadeiro dogma, a explicar a estabilidade de compostos químicos, substituindo princípios mais gerais como as variações de energia envolvidas na formação de ligações entre os átomos. Tal constatação é observada também na maioria dos livros didáticos atuais aprovados pelo Programa Nacional do Livro Didático (PNLD) e consequentemente aplicados nas aulas de química (SILVEIRA JÚNIOR; LIMA; MACHADO, 2011).

Observa-se que normalmente a abordagem do tema Ligações Químicas no ensino médio, baseia-se na tendência dos átomos em obter configurações eletrônicas ditas estáveis com oito (ou dois) elétrons na camada de valência. Esta ideia acaba levando os estudantes à constatação de que a estabilidade dos átomos é adquirida quando os elementos obtêm a configuração eletrônica na camada de valência semelhante a do gás nobre mais próximo a ele na classificação periódica. No entanto, se observados os reais motivos para a combinação entre os átomos e sua estabilidade energética, concluir-se-á que a estabilidade atômica não se relaciona exclusivamente à obtenção de dois ou oito elétrons na camada de valência.

Mortimer, Mol e Duarte (1994), afirmam que os livros didáticos normalmente apresentam a configuração eletrônica de oito ou dois elétrons como sinônimo de estabilidade atômica, ignorando, por exemplo, que a formação de um cátion gasoso, como o $\text{Na}^+_{(g)}$, a partir do átomo gasoso, implica num dispêndio de energia. Esta mesma constatação ainda é evidenciada em trabalhos recentes, como apontam Pereira Júnior, Azevedo e Soares (2010).

Este é apenas um dos exemplos das distorções que podem ser produzidas quando se utiliza apenas esse tipo de regra prática para explicar o conceito de Ligações Químicas. Apesar da “regra

do octeto” apresentar méritos em alguns aspectos (principalmente os de ordem procedimental¹), trata-se de um modelo explicativo limitado, embora muitas vezes não seja tratado como tal. Obviamente, têm-se a consciência da impossibilidade de elaboração de um modelo sem limitações, todavia acredita-se que é possível a elaboração de um modelo didático de maior abrangência, baseado no conceito de energia, princípio fundamental que rege a formação das Ligações Químicas.

A justificativa para a escolha do tema Ligações Química como enfoque para este trabalho, está baseada em dois fatores principais: 1) o entendimento de que esse conceito é básico para a compreensão da Química, uma vez que é a partir das Ligações Químicas que se pode entender, em nível científico, as transformações químicas da matéria; 2) a percepção de que a forma com que este tema vem sendo tratado no Ensino Médio tem se mostrado insuficiente para a compreensão significativa do conceito por parte dos estudantes, dificultando o aprendizado químico de conceitos importantes.

Tendo em vista o panorama atual do ensino de Ligações Químicas no nível médio e utilização quase sempre exclusiva da “regra do octeto” como modelo explicativo para tal conceito, este trabalho se desenvolverá buscando responder à seguinte questão de pesquisa: existe a possibilidade de criar um modelo explicativo para as Ligações Químicas no Ensino Médio, que seja baseado no conceito de energia e significativo para a aprendizagem dos estudantes, sem que para isso se necessite usar a “regra do octeto”?

Tal proposta é justificada por entender-se que o ensino do conceito de Ligações Químicas por este viés, poderá proporcionar maior compreensão pelos estudantes sobre com os átomos interagem formando os compostos, além de propiciar discussões sobre outros conceitos fundamentais para a o ensino de Química como ciência.

Além da constatação de que o uso da “regra do octeto” como modelo explicativo para as Ligações Químicas é insuficiente e falho em diversos aspectos, a proposta de construção deste trabalho foi definida, por se entender que a compreensão do conceito de Ligações Químicas pelo viés da energia pode tornar o aprendizado deste conceito mais amplo, além de proporcionar a correlação entre outros inúmeros conceitos da Química e das ciências de maneira geral, facilitando o processo de ensino-aprendizagem. Assim, como aponta Auth (2000), entende-se que o conceito

¹Entende-se como aspecto procedimental, no caso particular da regra do octeto, a previsão da valência e das fórmulas de compostos de elementos típicos da tabela periódica. (MORTIMER; MACHADO; ROMANELLI, 2000, p. 275).

de energia, além de inter-relacionar conhecimentos de ciências e tecnologia, favorece a relação destes com conhecimentos de outras áreas.

De acordo com as premissas elencadas nesta introdução, o trabalho apresentado a seguir será subdividido e estruturado em seis partes principais, as quais visam, após um processo de visita às bases teóricas e análise do objeto de pesquisa, buscar indícios capazes de responder aos questionamentos inicialmente propostos, além de refletir e discutir sobre alguns aspectos importantes para o ensino das Ligações Químicas e, por conseguinte, da ciência Química no nível médio.

A primeira parte trará **apontamentos sobre o ensino das Ligações Químicas**, onde serão elencadas diversas pesquisas sobre o tema que servirão como aporte teórico para as discussões e como base fundamental para a proposição que destacaremos como produto desta dissertação.

Na parte subsequente, serão tratadas as **Ligações Químicas como um conceito baseado em energia**, buscando demonstrar através das teorias atuais sobre as Ligações Químicas como a interação entre os átomos na constituição das substâncias se relaciona exclusivamente a processos energéticos. Nesse capítulo serão abordados aspectos baseados em teorias como a Teoria de Ligação de Valência (TLV) e a Teoria do Orbital Molecular (TOM) para a explicação da interação entre os átomos. Pode-se caracterizar este capítulo como Teórico/Conceitual, de onde retirar-se-ão as bases conceituais para a proposição final desta pesquisa.

A terceira parte deste trabalho será constituída das **metodologias** utilizadas para a elaboração da pesquisa, análise dos dados obtidos e proposição do produto final. Neste momento, serão expostos os passos metodológicos realizados para a construção do modelo explicativo, aplicação e análise de questionários e organização da proposta didática.

A discussão sobre os **saberes e práticas docentes no ensino de Ligações Químicas** compõem a quarta parte dessa dissertação, onde serão tratados os resultados de uma consulta feita a professores de Química do Ensino Médio. Neste capítulo serão discutidos aspectos relevantes observados durante a análise de questionários que mostrarão a visão docente sobre este conceito, as dificuldades em sua abordagem, as metodologias utilizadas e relações conceituais sobre a formação das Ligações Químicas. Tais observações serão balizadoras de nossa proposta que tem os docentes como público alvo.

Na quinta parte, será exposto o produto final desta pesquisa, onde será tratada a **proposta de um novo modelo explicativo para o Ensino Médio**. Esta proposição trará uma sequência de

textos e elementos de interatividade destinados ao professor de Química do Ensino Médio. Pretende-se com esta proposta dar subsídios aos professores para que as abordagens das Ligações Químicas sejam feitas por meio do conceito de energia, dando aos estudantes maior sentido e significado a este aprendizado.

A sexta e última parte deste trabalho traz **algumas considerações** em torno da proposta descrita e também das discussões elencadas nos capítulos anteriores. Vale destacar que o objetivo desta parte não é a de dar vias de conclusão ao trabalho, acreditando-se em um contínuo, mas sim expor as constatações observadas durante o processo de pesquisa e elaboração do produto final da dissertação do ponto de vista do pesquisador.

CAPÍTULO 1

APONTAMENTOS SOBRE O ENSINO DAS LIGAÇÕES QUÍMICAS

O estudo da matéria e de suas transformações passa pelo conhecimento de conceitos químicos fundamentais que proporcionam o entendimento da natureza em um nível microscópico/atômico. Dentre esses conceitos destacam-se as Ligações Químicas. A compreensão de como ocorrem as Ligações Químicas está diretamente relacionada ao entendimento da dinâmica do meio material. Toma (1997) destaca que,

o meio material ao nosso redor, com suas formas, propriedades e valores, reflete a enorme variedade de maneiras como os átomos se ligam para formar compostos. Por isso, as Ligações Químicas representam um assunto de fundamental importância, e seu conhecimento é essencial para um melhor entendimento das transformações que ocorrem em nosso mundo. Algumas substâncias, como as que compõem os alimentos e combustíveis, fornecem energia mediante a quebra e a formação de Ligações Químicas; outras interagem dando origem a novos compostos ou facilitam a dissolução de resíduos em um meio fluido (solventes, detergentes). Desse modo, a dinâmica das Ligações Químicas acaba regendo a nossa vida (TOMA, 1997, p. 8).

A partir do entendimento de como se dá a interação entre os átomos é que se torna possível compreender a formação das substâncias e a dinâmica de suas transformações através de processos químicos. Assim como diversos conceitos fundamentais na ciência, o entendimento das formas de interação entre os átomos, passa pelo processo de elaboração e proposição de modelos explicativos, conhecidos como modelos científicos, que por sua vez passam por um processo de mediação didática a fim de se tornarem entendíveis pelos estudantes, tornando-se então modelos didáticos ou educacionais. Para Lopes (1997), a necessidade de se ensinar o conhecimento leva à necessidade de modificá-lo e é esta modificação do conhecimento científico ao conhecimento escolar que caracteriza o processo de mediação didática.

No que tange o ensino de Ligações Químicas, Fernandez e Marcondes (2006), apontam para o fato de que os estudantes do Ensino Médio apresentam inúmeras dificuldades em compreender o tema, associando tais dificuldades à maneira como é abordado o ensino deste tópico, resultando no aumento exponencial de concepções alternativas. Segundo as autoras, as dificuldades conceituais que os alunos apresentam sobre as Ligações Químicas, são atribuídas a problemas mais básicos como a compreensão da natureza de átomos e moléculas.

É importante destacar que entende-se a importância das concepções alternativas para a construção do conhecimento, uma vez que se aprende algo frente ao que já se conhece. Como aponta Mortimer (2000), o professor deve considerar as concepções alternativas apresentadas pelos alunos como ponto de partida para o aprendizado de novos conhecimentos. No entanto, o que julgamos inconsistente é quando a abordagem de um conceito, ao invés de propiciar ao aluno extrapolar suas concepções alternativas, aproximando-o do conhecimento científico, faz o caminho inverso e desenvolve no estudante mais concepções alternativas.

No que se refere à teoria relacionada ao ensino e aprendizado das Ligações Químicas, a necessidade de um nível abstrato de conhecimento para o entendimento de seus preceitos, torna a criação de modelos explicativos, tarefa indispensável para a estruturação cognitiva dos estudantes. Fernandez e Marcondes (2006) apontam ainda que a abstração associada ao tema leva à utilização de diferentes modelos e teorias para a compreensão conceitual das tipologias existentes, tornando esse assunto bastante complexo e potencializando as dificuldades apresentadas pelos estudantes.

Voltando o olhar para a abordagem atual do tema em sala de aula, observa-se que a utilização da chamada “regra do octeto” como ferramenta para que o conceito de Ligações Químicas se torne didaticamente compreensível tornou-se praticamente unanime nos livros didáticos (SILVEIRA JÚNIOR; LIMA; MACHADO, 2011) e, conseqüentemente, nas aulas de Química. Porém, vários trabalhos (MORTIMER; MOL; DUARTE, 1994; FERNANDEZ; MARCONDES, 2006; PEREIRA JÚNIOR; AZEVEDO; SOARES, 2010) apontam que a ênfase dada a tal teoria, tida como “regra”, acaba contribuindo para a formação de concepções alternativas, reforçando as dificuldades dos estudantes, além de não corresponder, em inúmeros casos, ao que se observa experimentalmente. Além disso, outro fato importante a se destacar é que a “regra do octeto” torna-se limitada na explicação de uma infinidade de compostos, o que a inviabiliza inclusive de ser tratada como regra, ao rigor da palavra.

Apesar de todas estas constatações, observa-se que a explicação das interações entre os átomos, no nível médio de ensino, remete-se quase que exclusivamente à “regra do octeto”, onde a explicação para a estabilidade se deve a obtenção de uma configuração eletrônica da camada de valência com oito (ou dois) elétrons. Segundo, Mortimer, Machado e Romanelli (2000), no caso particular da “regra do octeto”, por exemplo, esse procedimento, útil para a previsão da valência e das fórmulas de compostos de elementos típicos da tabela periódica, se transforma num ritual, um verdadeiro dogma para explicar a estabilidade dos compostos químicos, substituindo princípios

mais gerais como as variações de energia envolvidas na formação de ligações entre os átomos (MORTIMER; MACHADO; ROMANELLI, 2000).

As discussões a cerca das aplicações e limitações da “regra do octeto” no ensino de Ligações Químicas não é recente, Ferreira (1962 *apud* MORTIMER; MOL; DUARTE, 1994), afirma que

o conceito de octeto tem realmente muita importância histórica [...] mas já é tempo de destroná-lo de sua infalibilidade papal. A energia eletrostática entre o cátion Na^+ e o ânion Cl^- é que dá a estabilidade ao cloreto de sódio. Neste caso, como em outros, não é a tendência de adquirir um octeto de elétrons a causa do fenômeno de transferência eletrônica (FERREIRA, 1962 *apud* MORTIMER; MOL; DUARTE, 1994, p. p. 243).

Observando-se a data da citação acima se constata que, apesar das discussões trazidas serem evidenciadas e discutidas anteriormente, trabalhos recentes apontam que ainda hoje muitos livros didáticos se remetem a aquisição de octetos (ou duetos) como explicação para justificar a estabilidade de compostos e a formação das Ligações Químicas (CANDIDO et al., 2012; PEREIRA JÚNIOR; AZEVEDO; SOARES, 2010).

Um dos possíveis motivos para o uso quase que exclusivo da “regra do octeto” como modelo de ensino para as Ligações Químicas ainda nos dias atuais, pode estar relacionado à falta de outros modelos explicativos que possam tratar a estabilidade dos átomos nas Ligações Químicas através de conceitos que envolvam a energia do processo que sejam aplicáveis ao Ensino Médio. Talvez, o caráter abstrato do conceito de energia e seus reflexos no processo de ensino-aprendizado possa ser a justificativa para tal constatação. Entretanto, acredita-se que o entendimento das Ligações Químicas através deste enfoque pode contribuir de maneira significativa para facilitar o entendimento de outros conceitos subsequentes, como as reações químicas, interações intermoleculares, termodinâmica, propriedades das substâncias, entre outros.

De acordo com as Orientações Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (OCN), dentre os conhecimentos químicos básicos está à compreensão das Ligações Químicas, entendidas como resultantes das interações eletrostáticas que associam átomos e moléculas para dar às substâncias resultantes maior estabilidade. Além disso, ainda segundo as OCN, é importante a compreensão, pelos estudantes, da energia envolvida na formação e na “quebra” das Ligações Químicas (BRASIL, 2006).

Baseando-se, portanto nos levantamentos feitos até aqui, através da proposta que se apresentará neste trabalho, acredita-se que o entendimento do conceito de Ligações Químicas pelo viés da energia pode tornar o aprendizado deste conceito mais significativo e amplo, além de proporcionar a correlação deste conceito com outros inúmeros conceitos da Química e das ciências de maneira geral, facilitando o processo de ensino-aprendizagem.

Julga-se importante que o ensino de Ligações Químicas seja baseado nas discussões relacionadas ao conceito de energia e sua relação com a formação das substâncias, dentro de um modelo explicativo que possa alcançar de fato os objetivos do aprendizado deste tópico no ensino de Química. Trazendo o enfoque para o ensino no estado de Minas Gerais, os Conteúdos Básicos Comuns (CBC), destacam dentre as habilidades necessárias ao aprendizado das Ligações Químicas, o reconhecimento da interação entre os átomos através de modelos (MINAS GERAIS, 2007). Entretanto, o documento em questão, não faz referência especificamente a nenhum modelo, portanto, o uso de modelos baseados exclusivamente na “regra do octeto” não é, e não deve ser, uma obrigatoriedade, apesar de ser praticamente unanimidade nas aulas de química.

Apesar dos aspectos e argumentos já elencados sobre a “regra do octeto”, a pesquisa realizada por Mortimer, Mol e Duarte (1994), assim como os levantamentos de Silveira Júnior, Lima e Machado (2011), apontam que na maioria dos livros didáticos de Química, adotados pelas escolas públicas não é usada, por exemplo, uma abordagem relacionando a formação da Ligação Química ao abaixamento da energia potencial do sistema, o que ai sim poderia ser considerado uma explicação para a estabilidade.

Contribuindo com as discussões sobre o ensino do conceito de Ligações Químicas, Fernandez e Marcondes (2006) apontam que as concepções alternativas dos alunos estão relacionadas com a confusão entre ligação iônica e covalente, antropomorfismo, regra do octeto, geometria das moléculas e polaridade, energia nas Ligações Químicas e representação das ligações. Percebe-se em grande parte dos estudantes um sentimento de reducionismo, o que faz com que, por exemplo, os alunos pensem que no Cloreto de Sódio, o íon sódio estaria ligado especificamente àquele cloreto que recebeu o elétron para aquele cátion. Além disso, para os alunos, o que rege e faz com que aconteçam as reações é a própria regra do octeto, ou seja, ela faz com que as ligações entre os elementos ocorram (FERNANDEZ; MARCONDES, 2006). Estes são apenas alguns exemplos de confusões a cerca do conceito de Ligações Químicas, provenientes do uso exclusivo da “regra do octeto” como modelo explicativo.

Segundo todos os aspectos elencados neste capítulo, ficam evidentes algumas das dificuldades existentes no processo de ensino-aprendizado dos conceitos envolvendo Ligações Químicas, bem como suas implicações no que se refere à compreensão de como ocorrem às interações entre os átomos por parte dos estudantes. Nesse sentido, acredita-se que seja necessária uma reformulação na maneira com que esse conceito é abordado no Ensino Médio.

O dogmatismo unanime da utilização da “regra do octeto” para explicar a formação dos compostos tem se mostrado insuficiente para o entendimento das Ligações Químicas de maneira significativa. Sendo assim, acredita-se que a proposição de outros modelos explicativos poderá contribuir para um entendimento mais abrangente do conceito, aproximando o conhecimento escolar do conhecimento científico. Assim como apontam os Conteúdos Básicos Comuns (CBC), entende-se que os conhecimentos que envolvem os modelos explicativos, relativos ao mundo dos átomos e das partículas subatômicas, as propostas para conceber a sua organização e interações são determinantes para a compreensão dos fenômenos da Química (MINAS GERAIS, 2007).

CAPÍTULO 2

LIGAÇÕES QUÍMICAS: UM CONCEITO BASEADO EM ENERGIA

Os conceitos que envolvem as Ligações Químicas tornam-se assunto essencial para a Química e para o ensino de Química, uma vez que as explicações e modelos elaborados por cientistas e educadores para definir os fundamentos da interação entre os átomos ainda está longe de ser uma questão fechada (TOMA, 1997). Nesse sentido, a busca por modelos explicativos, sejam eles pedagógicos ou científicos, que abordem os fundamentos elementares do conceito de Ligações Químicas, torna-se uma necessidade para a compreensão de como as substâncias se constituem e se transformam.

Atualmente o entendimento das Ligações Químicas é dado por meio de varias teorias que visam explicar a interação entre os átomos e sua estabilidade na formação das substâncias e compostos. Dentre tais fundamentos destacam-se a Teoria do Orbital Molecular (TOM), a Teoria da Ligação de Valência (TLV) e a Teoria do Octeto, sendo que esta última tem sido a mais disseminada didaticamente no ensino das Ligações Químicas na Educação Básica. Talvez uma justificativa para o uso quase que exclusivo da teoria do octeto no ensino de Ligações Químicas da educação básica, esteja no fato de que as teorias atuais sobre Ligação Química foram em grande parte inspiradas na ideia da união por meio de pares de elétrons e na ideia do átomo cúbico, proposta por G.N. Lewis em 1916 (TOMA, 1997).

No entanto, após as proposições de Lewis, outras descobertas científicas, inclusive novos modelos para o átomo, somaram-se à teoria das Ligações Químicas, proporcionando um maior entendimento de como os átomos se combinam formando os compostos. Segundo Duarte (2001), a partir do desenvolvimento da mecânica quântica e da resolução da equação de Schrödinger, compreendeu-se a relação entre as propriedades químicas dos elementos e a sua estrutura eletrônica na formação dos compostos. Esta relação implica diretamente no abaixamento da energia potencial do sistema, dando à substância formada estabilidade.

Com base nesses apontamentos, sabe-se atualmente que o entendimento de como as interações entre os átomos ocorrem está baseado no conceito de energia, uma vez que a estabilidade real adquirida pelos átomos ao formarem os compostos é puramente energética. Como aponta Duarte (2001), medidas e valores essencialmente baseados em princípios energéticos como o potencial de ionização e a afinidade eletrônica são propriedades que podem auxiliar a

compreendermos a natureza da Ligação Química. De maneira geral, a descrição das ligações a partir de um caso real trata-se de uma tarefa um tanto quanto complexa, pois, no meio natural, a energia de estabilização global do sistema está relacionada a contribuições diversas advindas não unicamente da interação entre os átomos. É a partir dessas observações que se torna necessária a criação de modelos explicativos para a compreensão de como as substâncias se formam, levando em consideração os aspectos e conceitos fundamentais da interação entre os elementos químicos, numa aproximação dos fenômenos observados no meio natural.

Na realidade, as Ligações Químicas são interações entre os átomos de caráter energético-eletrostático, ou seja, qualquer tipo de Ligação Química é regido basicamente pelo mesmo princípio: a estabilidade energética, que no caso de corpos constituídos de cargas se dá pela força de atração (ou repulsão) dessas cargas. Convencionalmente, a atração de cargas opostas, trata-se de um processo espontâneo e leva ao abaixamento da energia do sistema, sendo que o processo contrário (repulsão) deve aumentar a energia do sistema.

Nesse sentido, as definições de ligações iônicas, covalentes ou metálicas são puramente didáticas e levam em consideração a diferença de eletronegatividade entre os elementos químicos que interagem. Como afirmam Atkins e Jones (2006), a maior parte das ligações reais têm caráter duplo, parte iônica e parte covalente. O que se usa como critério para a definição didática das Ligações Químicas em tipos, é a observação de que numa substância real geralmente há a formação de um tipo predominante de Ligação Química, e esse tipo de ligação é dado pela maneira com que ocorrem as interações eletrostáticas entre os átomos que constituem o composto formado.

Os tópicos subsequentes deste capítulo explicarão algumas características, conceitos e definições das Ligações Químicas (covalentes, iônicas e metálicas). As abordagens feitas por esses tópicos tratarão apenas de alguns aspectos específicos das principais teorias que explicam a formação das interações entre os átomos na formação dos compostos pelo viés energético. Vale destacar que os fundamentos teóricos que envolvem as Ligações Químicas são muito mais abrangentes do que os tratados aqui, entretanto, o enfoque será dado aos aspectos qualitativos das Ligações Químicas, contextualizando e definindo alguns fundamentos que servirão como princípios para a proposição de um modelo didático para as Ligações Químicas no Ensino Médio.

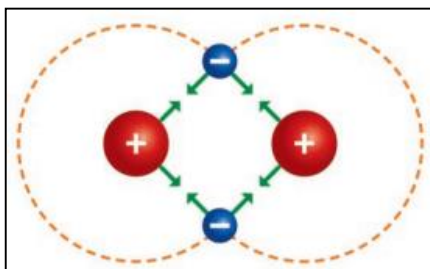
2.1 LIGAÇÕES COVALENTES DO PONTO DE VISTA ENERGÉTICO²

Na interação entre átomos de elementos químicos que apresentam eletronegatividades comparativamente altas e relativamente próximas (ou iguais), o abaixamento da energia potencial total do sistema ocorrerá com compartilhamento dos elétrons de valência dos átomos envolvidos. A essa interação entre os átomos, que resulta na formação de diversas substâncias, didaticamente é dado o nome de ligação covalente.

Para entender como ocorrem as Ligações Químicas predominantemente covalentes, iremos considerar a formação da molécula de gás hidrogênio (H_2) a partir da interação entre dois átomos de hidrogênio isolados. A escolha por estudar a formação dessa molécula especificamente se dá por tratar-se da mais simples molécula cujas ligações são predominantemente covalentes. A questão que se pretende responder é: como será que o compartilhamento de pares eletrônicos leva à estabilização da molécula com relação aos átomos isolados que a formam?

Considerando que inicialmente os dois átomos estejam a uma distância infinita tal que não haja interação entre o núcleo de um átomo e o elétron do outro. Nessa situação, arbitrariamente adota-se a energia do sistema como **zero de energia**. Na situação em que ocorre a aproximação entre os dois núcleos dos átomos de hidrogênio, a uma determinada distância, o elétron de um átomo, além da atração do núcleo do átomo que ele pertence, passa a sofrer atração do núcleo do outro átomo como demonstra o esquema a da Figura 1.

Figura 1. Atração entre as cargas positivas de um átomo e as cargas negativas de outro átomo.



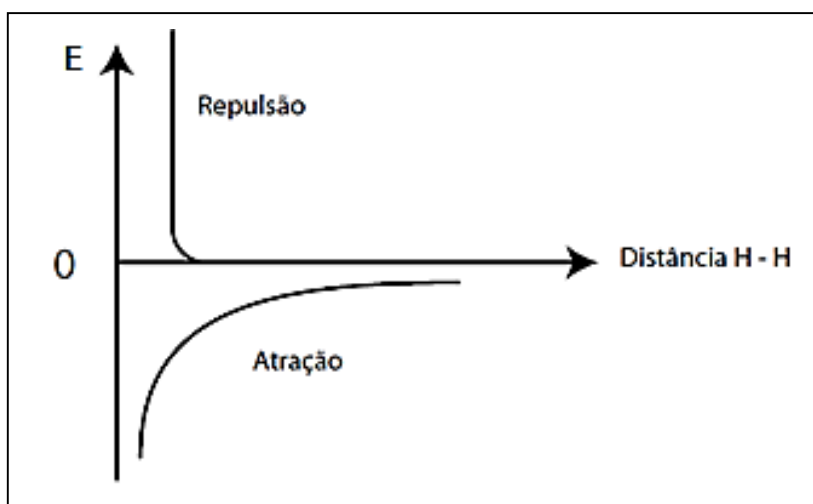
Fonte: Santos e Mól (2013)

² As definições e explanações teóricas deste capítulo são baseadas no material didático elaborado para o Curso de Especialização para o quadro do Magistério da Secretaria de Educação do Estado de São Paulo (SEESP), oferecido pela Rede São Paulo de Formação Docente - UNESP. Autores: Luiz Antonio Andrade de Oliveira, Camila Silveira da Silva e Olga Maria Mascarenhas de Faria Oliveira.

A atração simultânea de cada elétron pelos dois núcleos terá como consequência o abaixamento da energia potencial do sistema com relação ao zero de energia, haja vista o aumento de forças atrativas. O ponto de interesse do estudo é a energia interna total do sistema que, convencionalmente, sofre abaixamento com a interação entre cargas opostas, liberando energia para o ambiente. Caso os átomos continuem se aproximando, espera-se que a energia interna do sistema continue diminuindo, devido à maior interação entre os núcleos e os elétrons. Essa diminuição de energia, portanto, será proporcional à aproximação entre os núcleos atômicos.

No entanto, o decréscimo da energia interna do sistema não é indefinido. Como os átomos possuem um determinado volume e ocupam lugar no espaço, no instante em que a distância entre os núcleos se torna pequena, surgem forças de repulsão entre as cargas de mesmo sinal (elétron-elétron e núcleo-núcleo). Nesse dado momento, as forças de repulsão provocam um aumento na energia interna do sistema. Para demonstrar como se comportam as forças de atração e repulsão entre núcleos e elétrons em função da distância entre os átomos, pode-se observar a representação gráfica da Figura 2.

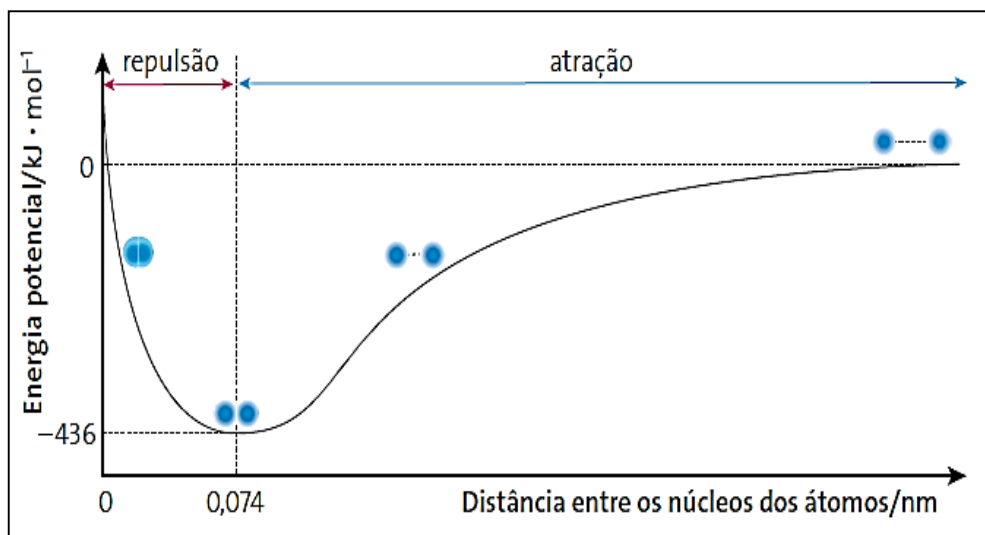
Figura 2. Gráfico da energia vs distância de separação entre os núcleos H-H



Fonte: Oliveira *et al.* (2012)

A somatória desses dois fatores (atração-repulsão) na aproximação dos átomos e na, consequente, formação da molécula de H_2 pode ser representada pela curva mostrada na Figura 3.

Figura 3. Resultado global das interações de atração e repulsão existentes na molécula de H_2



Fonte: Fonseca (2013)

Observando-se o gráfico da Figura 3, percebe-se que existe um ponto de energia mínima relacionado a uma dada distância entre os núcleos atômicos. No caso da molécula de H_2 , o valor experimental dessa energia mínima é $-436 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ quando a distância de ligação H-H é de $74,2 \text{ pm}$. Pensando-se na situação demonstrada pelo gráfico em termos de orbitais atômicos, o resultado observado na curva descreve a situação em que dois orbitais $1s$ dos átomos de hidrogênio se aproximam, com elétrons de spins opostos, obedecendo ao Princípio de Exclusão de Pauli. Nesse caso, as densidades eletrônicas dos dois átomos se associam, interagem e se somam, resultando no aumento da densidade eletrônica na região entre os núcleos. Esse aumento da densidade eletrônica entre os núcleos atômicos corresponde exatamente à formação da Ligação Química, onde a densidade eletrônica na região internuclear é atraída simultaneamente pelos dois núcleos, diminuindo a energia do sistema.

No entanto, outra possibilidade de aproximação entre os átomos de hidrogênio é no caso de os elétrons possuírem o mesmo spin. Nesse caso específico, o Princípio da Exclusão de Pauli não é obedecido, não proporcionando o aumento da densidade eletrônica entre os núcleos, dessa maneira não ocorre estabilização energética do sistema com relação aos átomos inicialmente isolados, não formando efetivamente a ligação entre os átomos.

Esse modelo explicativo para a formação das Ligações Químicas através do recobrimento das densidades eletrônicas dos elétrons contidos nos orbitais da camada de valência dos átomos

que constituem a molécula, geralmente é descrito por duas teorias, que levam a resultados praticamente iguais nos aspectos gerais: a Teoria da Ligação de Valência (TLV) e a Teoria do Orbital Molecular (TOM). Ambas as teorias consideram a formação de moléculas através de átomos isolados, envolvendo aspectos qualitativos e quantitativos.

Os aspectos quantitativos envolvem cálculos de densidades eletrônicas em cada ponto da molécula, da energia de ligação da molécula, de propriedades físico-químicas como energia de ionização, entre outros. Já os aspectos qualitativos, mesmo sendo comparativamente mais simples, permite-nos ter uma visão contundente sobre as Ligações Químicas, dando subsídios para a previsão de formas geométricas, estabilidade, propriedades magnéticas e elétricas, tendências, explicação das propriedades físicas dos compostos, dentre outros aspectos.

Como os objetivos propostos aqui estão centrados no entendimento das Ligações Químicas na Educação Básica, as discussões elencadas se basearão nos aspectos qualitativos da TLV e da TOM para a explicação da formação e estabilidade das substâncias moleculares e metálicas, além da abordagem de modelos de natureza eletrostática para a formação dos compostos iônicos.

Associados a esses aspectos serão abordados fundamentos básicos dos conceitos de hibridização e alguns pontos importantes da regra de Hund e do Princípio da Exclusão de Pauli.

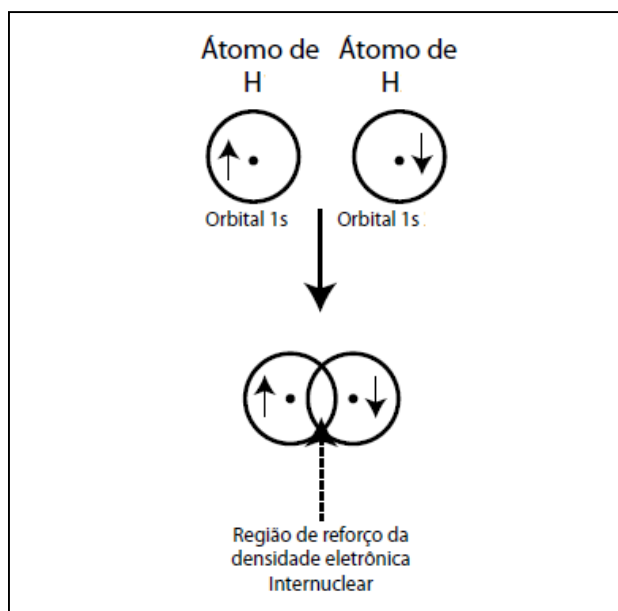
2.1.1 DESCRIÇÃO DAS LIGAÇÕES COVALENTES PELA TEORIA DA LIGAÇÃO DE VALÊNCIA (TLV)

A Teoria da Ligação de Valência (TLV) baseia-se no princípio básico da Exclusão de Pauli para descrever as ligações entre os átomos, relacionando a estabilidade do composto formado pelo aumento da densidade eletrônica entre os núcleos que compartilham no mínimo um par de elétrons. Nesse sentido, a condição básica para a formação da Ligação Química covalente de acordo com a TLV é que os elétrons que interagem tenham spin opostos, uma vez que dois elétrons para coexistirem em uma mesma região devem possuir pelo menos um número quântico distinto.

A fim de facilitar o entendimento de alguns fundamentos da TLV, discutir-se-á nesse capítulo a formação de duas substâncias tipicamente moleculares, H_2 e F_2 . A partir das explanações realizadas pretende-se demonstrar como ocorrem as Ligações Químicas nesses compostos, demonstrando aspectos qualitativos e principalmente energéticos envolvidos.

Considerando inicialmente a formação da molécula H_2 , o esquema da Figura 4, demonstra a interpenetração dos orbitais 1s esféricos dos átomos de H ao se aproximarem, onde cada orbital contém um elétron.

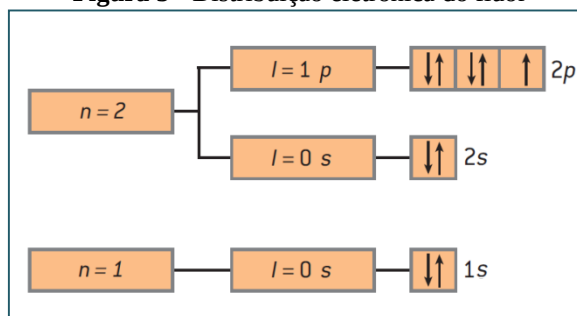
Figura 4. Representação da interpenetração dos orbitais esféricos 1s de dois átomos de H.



Fonte: Oliveira *et al.* (2012)

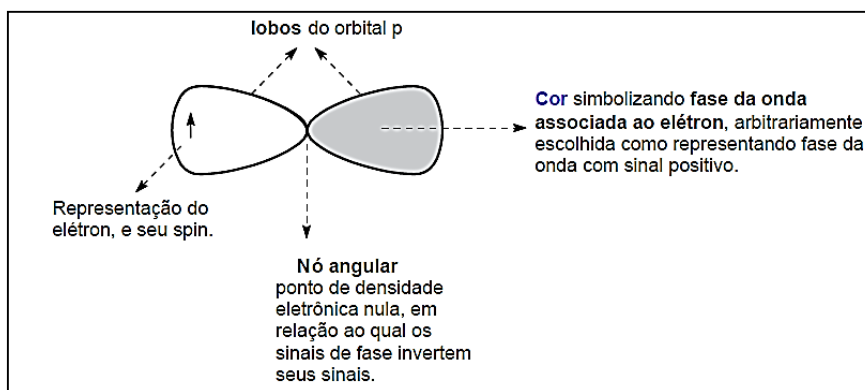
No esquema da Figura 4, os círculos representam os orbitais 1s de cada átomo, os pontos centrais representam os núcleos atômicos e as setas o spin de cada elétron. A molécula é estabilizada pelo reforço da densidade eletrônica entre os núcleos, dada pela soma das densidades eletrônicas de cada H que agora faz parte da molécula. Esse aumento da densidade eletrônica entre os núcleos aumenta as forças de atração diminuindo a energia interna do composto.

Considere agora a formação de outro composto pela interação entre dois átomos de flúor, cuja configuração eletrônica é $1s^2 2s^2 2p^5$. A partir da configuração eletrônica, seguindo os princípios de preenchimento de orbitais definidos pela Regra de Hund, deve-se observar a existência de um orbital semipreenchido e, portanto, disponíveis para a formação de Ligação Química por compartilhamento de elétrons com outro átomo, como mostra o esquema da Figura 5.

Figura 5 - Distribuição eletrônica do flúor

Fonte: Mortimer e Machado (2013) – adaptado

Na observação do esquema detecta-se que o orbital $2p_z$ possui um elétron desemparelhado podendo formar ligação³. No caso dos orbitais **p** suas funções angulares são parecidas com alteres, apresentando em suas funções de onda um nó angular, isso significa que as superfícies que representam a parte angular da função de onda têm **sinais de fase**⁴ opostos em relação a cada um dos lados do nó. A região onde se localiza o nó angular é o ponto em que as duas superfícies se tocam com densidade eletrônica nula, é nesse ponto que o sinal das fases de onda se inverte. O núcleo atômico do flúor se localiza exatamente sobre o nó angular. A Figura 6 representam as características básicas dos orbitais **p**.

Figura 6. Representação das características de formação e estrutura dos orbitais **p**.

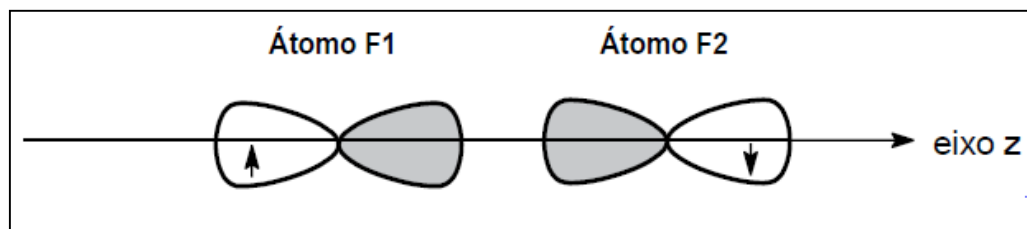
Fonte: Oliveira *et al.* (2012)

³ A definição dos rótulos x, y e z para os orbitais é arbitrária, sendo que normalmente define-se o orbital z como semipreenchido, uma vez que usualmente considera-se o eixo-z como o de formação de uma molécula diatômica.

⁴ Os sinais empregados nos diagramas que representam os orbitais simbolizam apenas fases das ondas associadas ao elétron, e não cargas elétricas; a função de onda como um todo, representa o elétron ligado ao núcleo, que tem sempre carga elétrica negativa.

Dadas às características dos orbitais **p**, podem-se descrever os passos para a formação da substância F_2 , através do modelo de ligação proposto pela TLV. A situação inicial para descrever a ligação covalente F-F através da interação dos orbitais $2p_z$ é a aproximação dos núcleos dos átomos de flúor representada pelo esquema da Figura 7.

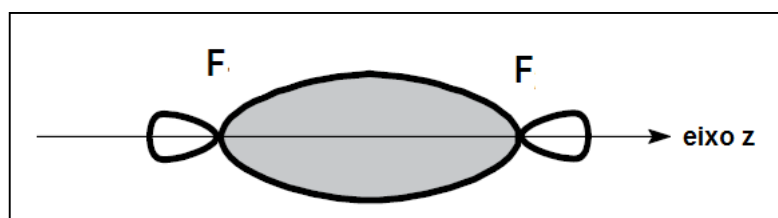
Figura 7. Representação dos orbitais $2p_z$ na aproximação dos núcleos atômicos do flúor.



Fonte: Oliveira *et al.* (2012)

Considerando a aproximação dos núcleos dos átomos de flúor na direção do eixo-z até que os lobos de seus orbitais se interpenetrem. Como as funções de ondas são associadas aos dois elétrons existentes nos dois orbitais têm o mesmo sinal de fase, o resultado será o aumento da densidade eletrônica na região entre os núcleos, como mostra o esquema da Figura 8.

Figura 8. Esquema do orbital resultante da aproximação entre os núcleos de flúor na formação da ligação F-F



Fonte: Oliveira *et al.* (2012)

Analisando o esquema do orbital, observa-se que a molécula F_2 deve possuir energia interna menor que a dos átomos de flúor isolados, uma vez que existem maiores interações por forças de atração com o aumento da densidade eletrônica entre os núcleos atômicos provocando a liberação de energia. O aumento da densidade eletrônica entre os núcleos, devido à sobreposição e reforço das densidades eletrônicas dos orbitais atômicos do flúor provoca uma diminuição da densidade eletrônica fora da região internuclear. Além disso, observa-se que a estabilização da molécula se dá através da formação de uma ligação simples representada pelo aumento da densidade eletrônica no eixo dos núcleos.

No diagrama resultante, que representa o orbital molecular formado no processo, a função de onda resultante tem simetria de rotação em torno do eixo-z, o eixo de ligação. Isto significa que não ocorre alteração de forma e sinal da função, ao se efetuar rotação por qualquer ângulo em torno do eixo z. Quando isto ocorre, diz-se que a ligação formada é do tipo sigma, representada pela letra grega correspondente (σ). Uma ligação simples é sempre do tipo sigma.

Este mesmo raciocínio pode ser empregado para explicar a formação de ligações covalentes para outros casos, lembrando-se que existem casos que a formação de orbitais com elétrons desemparelhados exige a hibridização de orbitais atômicos permitindo a expansão da camada de valência e produzindo um número maior de ligações que o esperado à primeira vista. No entanto, mesmo para esses casos as explicações das interações entre os átomos são semelhantes, tendo como base a estabilidade energética devida ao aumento das forças de atração eletrostática núcleo-eletrosfera.

A Teoria da Ligação de Valência (TLV) pode ser utilizada para abordagens iniciais sobre a formação das ligações tipicamente covalentes devido à sua relativa simplicidade e esta é uma de suas vantagens para o entendimento dos princípios das Ligações Químicas através do compartilhamento de elétrons. A formação do par de elétrons é descrita pela TLV como consequência do recobrimento de orbitais atômicos das camadas de valência dos átomos que formam as moléculas. Se for usada simultaneamente à Teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência (TRPECV), permite descrever a geometria e as ligações formadas em moléculas orgânicas e inorgânicas mais simples.

Em síntese pode-se resumir os princípios básicos da TLV da seguinte forma:

- A formação da ligação covalente ocorre pela interação entre os orbitais atômicos das camadas de valência dos átomos que compõem a molécula, que apresentem energias próximas e condições de simetria adequadas para a interação;
- A ligação química é associada à formação de pares de elétrons compartilhados entre átomos adjacentes que formam a molécula;
- Os elétrons que compõem o par compartilhado entre átomos adjacentes obedecem ao Princípio de Exclusão de Pauli, isto é, estão emparelhados, tendo spins opostos.

- A formação da ligação química ocorre como consequência do recobrimento dos orbitais atômicos das camadas de valências dos átomos que compõem a molécula, resultando em aumento da densidade eletrônica na região entre os núcleos.

As limitações referentes à TLV estão relacionadas à descrição e justificação de algumas situações onde ocorre a formação de moléculas com número ímpar de elétrons. No entanto, aliada a conceitos como a hibridização e ressonância torna-se possível explicar inúmeros compostos, incluindo casos como O_3 e NO_3^- . Por esses motivos, para um entendimento mais amplo das interações entre os átomos formado compostos covalentes é necessário lançar mão de definições da Teoria do Orbital Molecular (TOM), que por ser mais abrangente também é de entendimento mais elaborado.

Vale destacar que não é porque se dispõe de uma teoria mais completa, e geralmente de uso mais complexo, como a Teoria do Orbital Molecular, que ela precise ser sempre utilizada. Nos casos mais simples e introdutórios da descrição da Ligação Química, como é o objetivo principal da Educação Básica, onde não são necessários cálculos detalhados, trabalho com estados excitados, etc, e dentro dos limites de sua utilização, a Teoria da Ligação de Valência é muito útil, exatamente pela sua simplicidade.

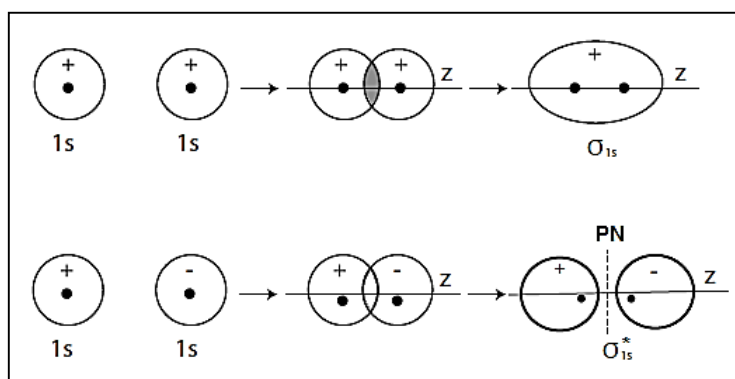
2.1.2 CONTRIBUIÇÕES DA TEORIA DO ORBITAL MOLECULAR (TOM) PARA O ENTENDIMENTO DAS LIGAÇÕES COVALENTES

A Teoria do Orbital Molecular (TOM) traz explicações para as ligações covalentes a partir de vários princípios básicos que coincidem com os descritos pela TLV. No entanto, o principal ponto que diferencia as duas teorias, é que a TOM considera que os orbitais atômicos combinados na formação das moléculas tornam-se **Orbitais Moleculares (OM)**, e os elétrons provenientes dos átomos preenchem tais orbitais moleculares formados de acordo com uma ordem crescente de energia (seguindo os fundamentos da regra de Hund). Os elétrons agora distribuídos no OM pertencem à molécula, independentemente de sua origem. Além disso, a TOM parte do princípio da orientação geométrica dos orbitais, sendo que as combinações dos orbitais atômicos que dão origem à molécula ocorrem de acordo com as orientações permitidas pela geometria.

O método mais simples de se representar a combinação de orbitais atômicos para obtenção de orbitais moleculares é a Combinação Linear de Orbitais Atômicos (CLOA). As representações feitas aqui através desse método utilizarão como exemplos moléculas diatômicas homonucleares, a fim de simplificar as explicações.

Considerando um elemento químico do primeiro período (por exemplo, o hidrogênio), a Combinação Linear de Orbitais Atômicos (CLOA), descreverá que os orbitais atômicos $1s$ se aproximam de acordo com uma linha que une o núcleo dos dois átomos seguindo a geometria linear da molécula, e as densidades eletrônicas associadas aos orbitais se sobrepõem e interagem. As funções de onda podem apresentar dois sinais, positivo ou negativo, com a mesma probabilidade. Dessa forma, quando se aproximam as duas funções de onda podem ocorrer duas situações: i) os dois orbitais atômicos tem funções de onda de mesma fase, ou, ii) os orbitais atômicos possuem funções de onda de fases opostas. As duas situações são representadas pelos esquemas da Figura 9. Nessa combinação temos a formação de dois orbitais moleculares denominados ligantes ($\sigma 1s$) e antiligantes ($\sigma^* 1s$), a partir de dois orbitais atômicos. Para o caso da formação do orbital molecular ligante, na aproximação dos orbitais atômicos com mesmo sinal de função de onda ocorre um aumento da densidade eletrônica na região internuclear. O reforço da densidade eletrônica na região entre os núcleos corresponde à formação da Ligação Química e leva à estabilização da molécula em relação aos átomos isolados, quando o orbital molecular é ocupado por elétrons.

Figura 9. Representação das possíveis aproximações das funções de onda



Fonte: Oliveira *et al.* (2012)

Na aproximação de dois orbitais atômicos de sinais de fase opostos, ocorre diminuição da densidade eletrônica na região entre os núcleos, pois as fases opostas da onda possuem interferência destrutiva. Com isso, na região entre os núcleos haverá um ponto em que a densidade eletrônica

será nula, onde passa um plano perpendicular ao eixo que une os dois núcleos, denominado **plano nodal (PN)**. O orbital antiligante formado então é diferente do anterior, pois possui esse plano nodal, não observado no orbital ligante. O orbital molecular antiligante possui, portanto energia maior que a do orbital molecular ligante.

Quando ocorre a ocupação de elétrons no orbital molecular antiligante, levando à diminuição da densidade eletrônica entre os núcleos, a estabilização total da ligação resultante é diminuída. Esta é a principal diferença entre a Teoria da Ligação de Valência (TLV) e a Teoria do Orbital Molecular (TOM). Nesse sentido, a TOM complementa a TLV, pois é capaz interpretar situações que envolvam estados de maior energia que o estado fundamental da molécula.

Na TLV, são consideradas apenas as interações que reforçam a densidade eletrônica entre os núcleos atômicos que formam a ligação, o efeito de pares de elétrons compartilhados resulta sempre em estabilização da ligação. No caso da TOM, que considera todas as combinações possíveis dos orbitais atômicos dos átomos que formam a molécula, um elétron colocado em um orbital molecular pode contribuir para a estabilização, ou desestabilização, da molécula, em relação aos átomos de origem. Na descrição de uma molécula pela TOM, ela será estabilizada em relação aos átomos que a formam, sempre que o número de elétrons ocupando orbitais moleculares ligantes for maior que o de elétrons ocupando orbitais moleculares antiligantes.

Nesse sentido, através da TOM pode-se determinar a estabilização (ou não) de uma molécula pelo compartilhamento de elétrons através do conceito de **ordem de ligação (OL)**, definida pela seguinte relação:

$$OL = \frac{n^{\circ} e^{-} OM \text{ ligantes} - n^{\circ} e^{-} OM \text{ antiligantes}}{2}$$

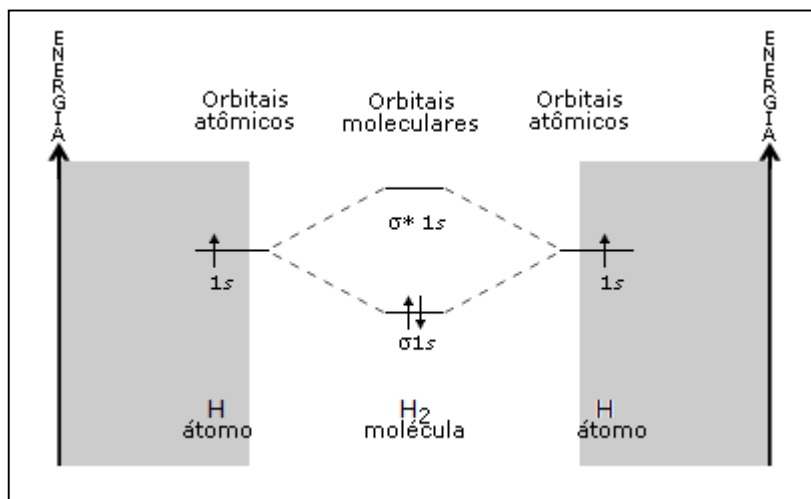
Sempre que a configuração eletrônica da molécula levar a um valor positivo para a Ordem de Ligação ($OL > 0$) a molécula será estabilizada em relação aos átomos que a formam. É importante notar que a TOM, não associa mais a formação da Ligação Química exclusivamente à formação de pares de elétrons, como faz a TLV. Isto resolverá alguns dos problemas decorrentes da associação da formação de Ligação Química à ideia de formação de pares eletrônicos compartilhados. Um desses problemas é o de explicar a estabilidade de moléculas com números ímpares de elétrons.

Após a obtenção dos orbitais moleculares a partir dos orbitais atômicos, estes são colocados em ordem crescente de energia e assim é feita a distribuição dos elétrons, determinando então a

configuração eletrônica da molécula formada. Para os estudos realizados aqui serão empregados fundamentos qualitativos para este procedimento, propondo-se então diagramas qualitativos de energia dos orbitais moleculares de uma molécula.

Para ilustrar a representação de como ocorrem as Ligações Químicas através dos princípios da TOM, tomaremos como exemplo a formação da molécula de H_2 a partir de seus átomos isolados. Pela combinação de dois orbitais atômicos $1s$ de cada átomo de hidrogênio teremos a formação de dois orbitais moleculares (um ligante e outro antiligante). Em relação aos orbitais atômicos que os originou, o orbital molecular ligante ($\sigma 1s$) possui energia menor em módulo. Já o orbital molecular antiligante ($\sigma^* 1s$), tem energia maior que a dos orbitais atômicos que o originaram (Figura 10).

Figura 10. Diagrama de energia dos orbitais de uma molécula H-H



Fonte: Google Imagens

De acordo com o Princípio de Exclusão de Pauli, os dois elétrons ocuparão o orbital molecular $\sigma 1s$, tendo spins opostos. A configuração eletrônica da molécula H_2 será, então, $(\sigma 1s)^2$. A ordem de ligação (OL) da molécula formada será dada por:

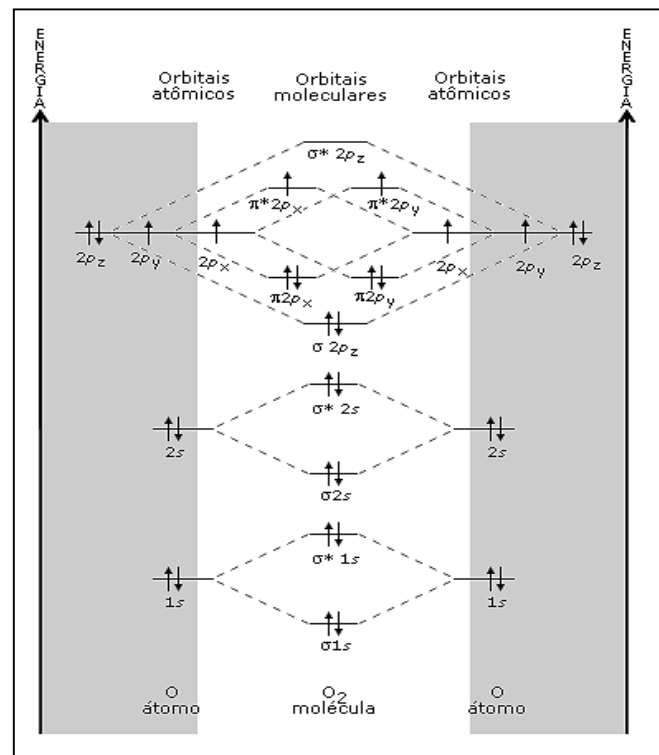
$$OL = \frac{2 - 0}{2} = 1$$

Como a OL da molécula é maior que zero, a previsão é de que a molécula deve ser estável. Realmente, a molécula H_2 é uma das moléculas mais estáveis que existe, estabilizada por uma energia de -432 kJ mol^{-1} em relação aos átomos isolados de H, e com uma distância de ligação H – H igual a 74,2 pm. Obviamente esta aplicação da Teoria do Orbital Molecular envolve apenas seus aspectos qualitativos, apesar de sua capacidade de ser utilizada em cálculos quantitativos. No tocante aos aspectos qualitativos, pode-se verificar que a TOM é bem sucedida em explicar a

estabilização da molécula de H_2 e de outros compostos considerados covalentes, baseando-se em princípios energéticos, uma vez que a estabilização das moléculas formadas se dá pelas forças de atração eletrostáticas entre núcleos e eletrosfera, levando-se em consideração todas as influências da localização dos elétrons na molécula.

Outro exemplo que pode ser descrito pela TOM é a formação da molécula de O_2 baseando-se nos mesmos princípios destacados para o exemplo anterior. Cada átomo de oxigênio possui 8 elétrons distribuídos da seguinte forma: $1s^2 2s^2 2p^4$ portanto, a molécula de O_2 deve possuir um total de 16 elétrons que se distribuem nos orbitais moleculares conforme o demonstrado pelo esquema da Figura 11.

Figura 11 - Diagrama de energia dos orbitais de uma molécula H-H



Fonte: Google Imagens

Os orbitais π^*2p_y e π^*2p_z estão ocupados com um elétron cada, de acordo com a regra de Hund. A presença de elétrons desemparelhados implica na ocorrência de propriedades paramagnéticas (LEE, 1999). A existência destes elétrons desemparelhados na molécula explica porque o oxigênio é paramagnético. No caso da explicação da formação da molécula pela TLV não seria possível esta constatação uma vez que ela não prevê a existência de elétrons desemparelhados na molécula de O_2 .

Segundo LEE (1999), a previsão do paramagnetismo do O_2 foi o primeiro sucesso da TOM, algo que não poderia ser representado pela TLV ou pela teoria dos pares eletrônicos de Lewis.

Observando-se o diagrama da Figura 11, percebe-se que a camada interna dos átomos não participa da ligação, pois a contribuição dos orbitais $2s$ ligante e antiligante se cancelam mutuamente. A primeira ligação entre os átomos é resultante do preenchimento do orbital $\sigma 2p_x^2$ resultando em uma ligação do tipo σ . Como o orbital $\pi^* 2p_y^1$ está semipreenchido e cancela metade do efeito do orbital $\pi 2p_y^2$ totalmente preenchido, ocorre a formação de meia ligação π . Da mesma forma, outra meia ligação π é constituída a parti de $\pi 2p_z^2$ e $\pi^* 2p_z^1$, resultando num total de $1+1/2+1/2 = 2$ ligações (LEE, 1999).

A ordem de ligação pode ser calculada da seguinte forma, sugerindo a formação de uma ligação dupla, como é observado na formação da molécula de O_2 .

$$OL = \frac{10 - 6}{2} = 2$$

Estes exemplos demonstram como a TOM pode ser usada para explicar, em alguns casos, propriedades e dados experimentais observados em moléculas cujas explicações pela TLV são limitadas. No entanto, vale destacar que como os objetivos deste trabalho estão voltados para o Ensino Médio, os fundamentos da TOM podem ser utilizados através de algumas simplificações e aproximações levando-se em consideração seus aspectos mais aplicáveis ao nível de ensino de interesse desta pesquisa. Ainda neste viés, ressalta-se que alguns desses fundamentos são abordados com os estudantes no último ano do ensino médio e portanto, a abordagem durante o aprendizado das ligações químicas (que geralmente é feito no 1º ano do ensino médio) pode dar maior significado para o estudo dos compostos orgânicos, que são onde estes aspectos são aplicados e utilizados atualmente nas aulas de química.

2.2 ABORDAGEM DAS LIGAÇÕES IÔNICAS POR MEIO DA ENERGIA

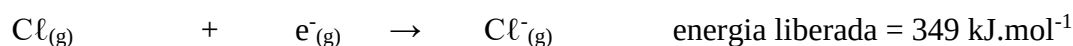
Segundo Atkins e Jones (2006), uma Ligação Iônica é consequência da atração eletrostática entre íons com cargas opostas. Isto significa que é necessário entender as mudanças de energia que acompanham a formação dos íons e as interações entre eles. Assim, a compreensão das Ligações

Iônicas passa pelo tocante da compreensão energética envolvida no processo de formação das substâncias Iônicas.

Um exemplo clássico adotado para a explicação das Ligações Iônicas é a formação do cloreto de sódio, cuja compreensão da natureza da formação das Ligações Iônicas está intimamente ligada às questões energéticas dos processos envolvidos. O sódio pertence ao grupo dos metais alcalinos e tem configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Isso sugere a primeira vista, que naturalmente o sódio deva formar um íon +1, porém, devido à sua carga nuclear efetiva, o elétron de valência é fortemente atraído e não se desprende facilmente. Experimentalmente, a energia de ionização do sódio é de 494 kJ.mol^{-1} , assim, é necessário para a formação do cátions Na^+ que se forneça esta mesma quantidade de energia.



Já o Cloro está classificado periodicamente na família dos halogênios e possui configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ e possui a afinidade eletrônica medida experimentalmente de $+394 \text{ kJ.mol}^{-1}$, isso significa que quando um elétron se liga ao átomo de cloro, essa energia é liberada formando-se o ânion.



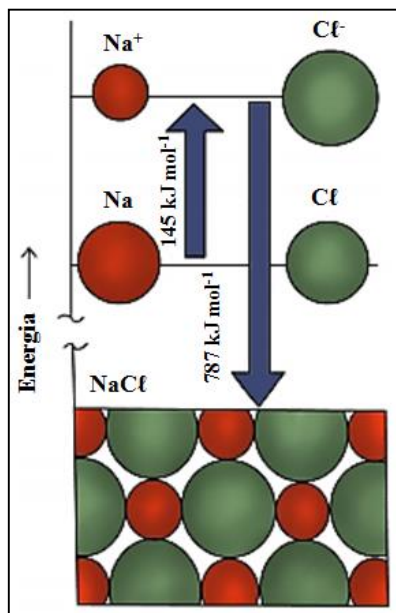
Deste modo, pensando-se no balanço energético, que corresponde à diferença entre a energia requerida e a energia liberada durante a formação do NaCl , o que se observa é um aumento de energia na ordem de $+145 \text{ kJ.mol}^{-1}$. Deste modo, por questões energéticas, não haveria razão para que se formasse o Cloreto de Sódio (NaCl).

O que ocorre é que a forte atração eletrostática entre os íons positivos (Na^+) e os íons negativos (Cl^-) contribui para sua estabilidade, uma vez que quando os íons sódio se unem aos íons cloro formando um sólido cristalino, uma grande quantidade de energia é liberada devido ao a soma das forças atrativas entre os íons de cargas opostas. Estes fatores são observados experimentalmente e podem ser demonstrados pela seguinte equação global:



A mudança de energia líquida do processo como um todo pode ser calculada através da diferença da energia entre as duas partes do processo de formação do composto: $145 \text{ kJ.mol}^{-1} - 787 \text{ kJ.mol}^{-1} = -642 \text{ kJ.mol}^{-1}$, conforme representa a Figura 12.

Figura 12. Representação das energias envolvidas nos processos de formação dos cátions e ânions



Fonte: Atkins e Jones (2006).

Somente assim é possível afirmar que, devido a todos estes fatores, o sólido composto de íons Na^+ e Cl^- tem energia mais baixa que um gás formado por átomos de Na e Cl . É importante salientar que, conforme destacam Atkins e Jones (2006), a energia necessária para a formação de Ligações Iônicas é fornecida, em sua maior parte, pela atração coulômbica entre íons de cargas opostas.

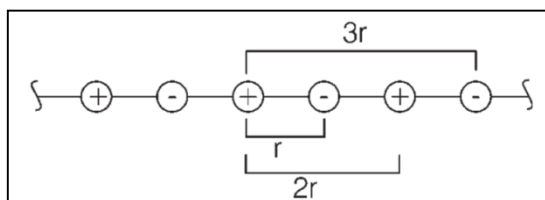
Segundo Duarte (2001), podemos descrever a energia de rede a partir da energia de interação entre duas cargas. No entanto, como essa abordagem exige uma visão espacial da localização e distâncias entre os íons dentro da estrutura, optamos por utilizar uma simplificação, que leva essencialmente aos mesmos resultados do ponto de vista qualitativo.

A simplificação é supor que, ao invés de uma estrutura tridimensional, formamos uma linha reta de íons de cargas opostas alternados, com seus núcleos alinhados sobre uma reta. Começemos o processo hipotético colocando um íon central de uma dada carga, por exemplo, Na^+ . Agora vamos

adicionando dois íons de cargas opostas simultaneamente, de modo que seus núcleos fiquem sobre a reta, e em posições opostas em relação ao íon central, e cada um deles tocando um lado do íon central.

O processo é continuado indefinidamente, de modo a resultar numa linha infinita de íons alternados. A cada etapa do processo podemos calcular as novas interações eletrostáticas que surgem a partir da situação anterior e, somando as contribuições que surgem em cada etapa do processo, obter a variação total de energia eletrostática que acompanha a formação de 1 mol desta linha de íons de cargas opostas e alternados na estrutura. A situação é esquematizada a seguir (Figura 13).

Figura 13. Cristal iônico linear onde r é a distância



Fonte: Duarte (2001)

Sabendo-se que as energias de interação eletrostática entre íons genéricos de cargas Z_1 e Z_2 são dadas pela expressão abaixo advinda da eletrostática. Onde Z^+ , Z^- , e e ϵ_0 são a carga do cátion, do ânion, a carga do elétron e a permissividade no vácuo, respectivamente.

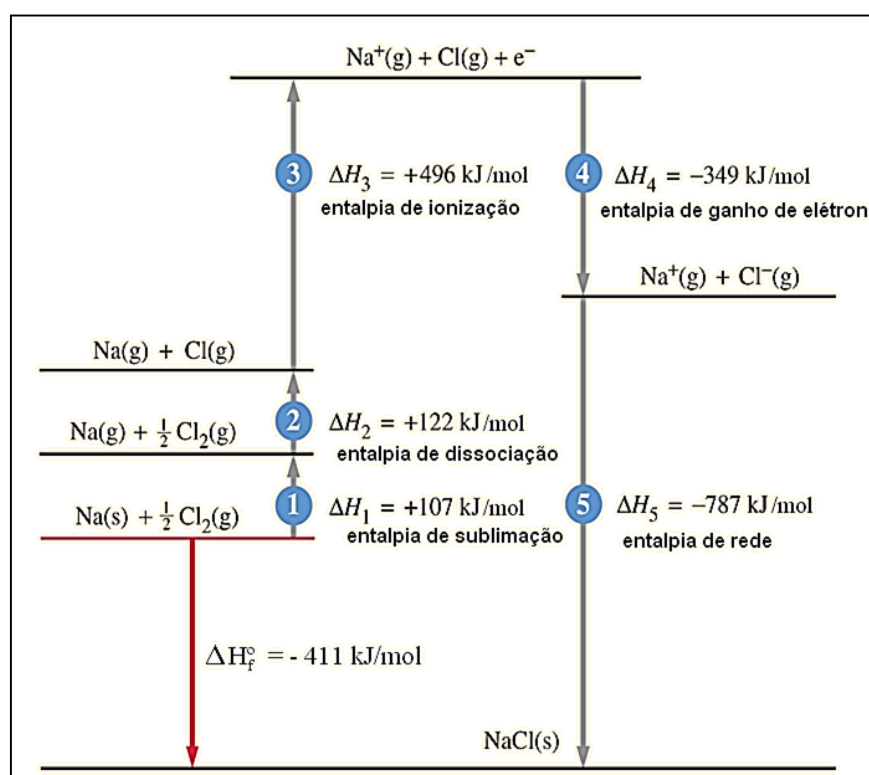
$$E = \frac{|Z^+ Z^-| e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

Em termos qualitativos percebe-se pela equação que as interações eletrostáticas entre os íons de cargas opostas formados resulta na liberação de energia para o ambiente, o que confirma a contribuição desta etapa do processo para a estabilização dos compostos. A cerca desta discussão podem ser abordados aspectos importantes sobre as propriedades dos compostos iônicos como, por exemplo, a solubilidade em água que deverá ser proporcional ao tamanho dos íons e suas cargas na formação dos sólidos iônicos. Através da equação descrita acima, percebe-se por exemplo que a constituição de sólidos iônicos a partir de íons com cargas elevadas e raios pequenos propiciaria um composto mais estável energeticamente, haja vista que uma maior quantidade de energia deve

ser liberada para o meio. Isso torna este composto mais estável e menos solúvel por conseguinte, uma vez que a solubilidade em água está diretamente relacionada com a força de atração eletrostática íon-íon e íon-água.

Para testar o modelo de cálculo de energias reticulares por expressões do tipo que foram aqui discutidos, pode-se fazer uma comparação entre os valores calculados e os obtidos em ciclos de Born-Haber para a formação de NaCl, por exemplo.

Figura 14 - Ciclo de Born-Haber para a formação do NaCl



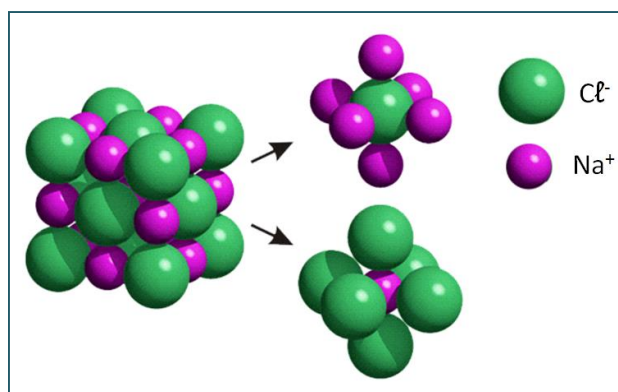
Fonte: Google Imagens

O valor obtido para a energia reticular através da equação teórica, sem a correção pelo termo de repulsão e com essa correção, são iguais a -863 kJ mol^{-1} e -755 kJ mol^{-1} , respectivamente. O valor obtido pelo ciclo de Born-Haber correspondente, $U_{\text{experimental}} = -787 \text{ kJ mol}^{-1}$. Isto dá um desvio de +10% para o valor calculado sem correção pela repulsão, e de -4% para o valor calculado com a referida correção. A concordância entre os dados calculados e os “experimentais”, pode se considerado excelente. Isso demonstra que a compreensão da estabilidade dos compostos iônicos,

com base na energia liberada durante a formação da rede cristalina do sólido, pode ser um modelo explicativo utilizado com bastante abrangência e aplicabilidade.

Com base nesses dados, é importante, portanto, destacar que o sólido iônico não se mantém junto por ligações entre pares específicos de íons. Todos os cátions que compõem o sólido iônico interagem mais forte ou fracamente com todos os ânions, assim como todos os cátions repelem uns aos outros e todos os ânions repelem-se entre si. Desta forma, a Ligação Iônica é característica do cristal como um todo e o abaixamento da energia para sua formação provém de todas as interações que ocorrem em todo o cristal (Figura 15).

Figura 15 - Modelo de estrutura do retículo cristalino do NaCl



Fonte: Google Imagens - adaptada

Na formação das Ligações Iônicas, a energia realmente irá abaixar se a atração entre os íons for maior que a energia necessária para obtê-los. O que se observa na prática é que a principal contribuição em termos de energia provém da energia de ionização do elemento que fornecerá o cátion. A partir daí surge a ideia de que os elementos metálicos tendem a perder elétrons, pois, tipicamente, somente estes elementos possuem energias de ionização suficientemente baixa para que a formação dos cátions possa ser energeticamente favorável.

2.3 ASPECTOS ENERGÉTICOS DAS LIGAÇÕES METÁLICAS⁵

O fato de o metal ser constituído de apenas um elemento leva-nos a pensar que a ligação metálica apresenta caráter essencialmente covalente. Em princípio pode-se imaginar uma molécula

⁵ As explicações deste tópico serão baseadas nas definições propostas por Duarte (2001) em: *Ligações Químicas: ligação iônica, covalente e metálica*. Cadernos temáticos. Química Nova na Escola, 4, 2001.

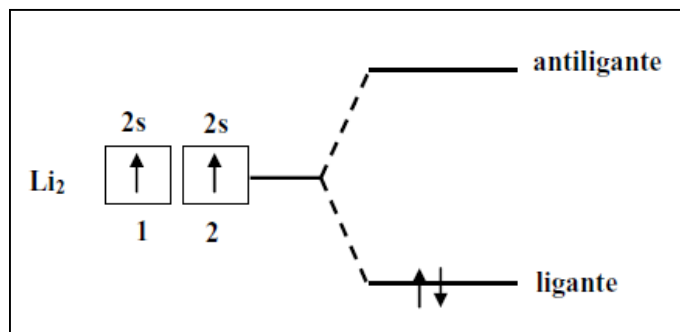
constituída de alguns elementos metálicos e outros elementos do metal vão sendo adicionados para formar o metal. Nesse sentido, o entendimento das ligações entre os elementos químicos metálicos será feita de acordo com a Teoria do Orbital Molecular (TOM), tratada anteriormente.

Como os orbitais atômicos dos metais possuem a mesma energia e forma, então, por exemplo, em um agregado de 4 átomos teremos 4 orbitais d_{xy} , cada um com um elétron, formando 4 orbitais moleculares, todos deslocalizados sobre os quatro átomos, haja visto que eles têm a mesma simetria (forma) e a mesma energia.

Em um pedaço de metal que contenha 1 mol de átomos, em relação aos orbitais d, que correspondem aos orbitais de valência dos metais de transição, o equivalente a 5×10^{23} orbitais atômicos estariam envolvidos na formação da ligação metálica. Um número equivalente de orbitais moleculares seria, conseqüentemente, formado de acordo com a TOM. Acontece que para um número tão grande de orbitais com energia muito próxima torna-se difícil distinguir cada orbital molecular. Passamos, então, a falar em banda, como se houvesse um contínuo de estados eletrônicos (orbitais moleculares) possíveis para os elétrons.

Para ilustrar o processo de formação da ligação metálica, ao invés de um retículo tridimensional infinito, por facilidade vamos considerar o processo de formação de uma linha de átomos de Li regularmente espaçados, que vai sendo formada pela adição gradativa de um átomo por vez. Cada átomo de Li tem um elétron na camada de valência, em um orbital 2s. Após cada adição hipotética de um átomo de Li à linha anterior, verificaremos como os orbitais atômicos se combinam para gerar os orbitais moleculares correspondentes, e propor o diagrama de orbitais moleculares correspondentes. Este processo imaginário é esquematizado pela Figura 16, iniciando com a formação de Li_2 .

Figura 16. Diagrama de Orbitais moleculares para o Li_2



Fonte: Oliveira *et al.* (2012)

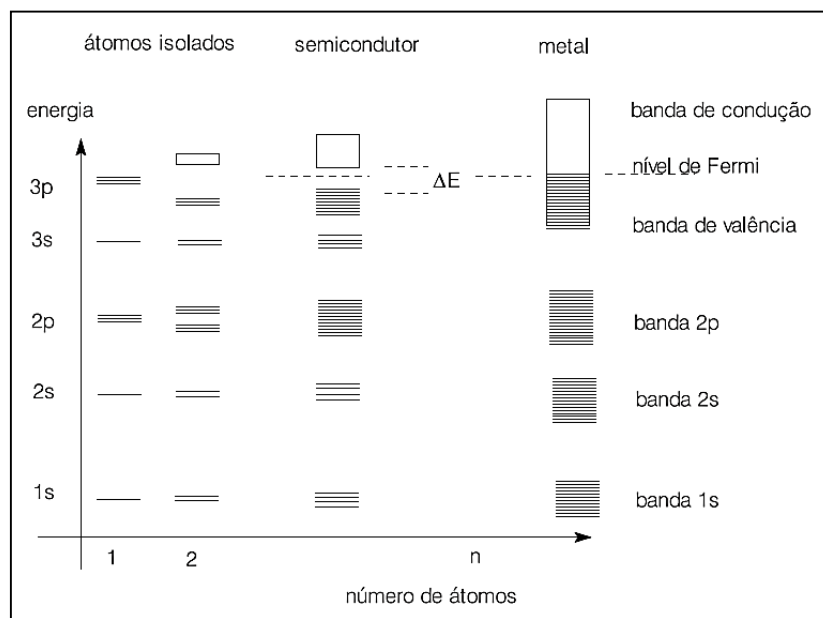
A adição de outro átomo de Li formaria então o composto Li_3 e assim por diante. Continuando com o processo imaginário até que tenhamos um número N átomos de lítio formando o retículo linear, será formado um conjunto de orbitais moleculares de energias tão próximas uns dos outros, que na prática diz-se que se formou uma banda de energia. Essa banda será formada pelos N orbitais moleculares obtidos no processo.

Como cada orbital que forma a banda de valência pode comportar 2 elétrons, a banda de valência formada por N orbitais moleculares, pode acomodar até $2N$ elétrons. Como cada átomo de lítio que formou a banda tem apenas 1 elétron cada, os N átomos que deram origem à banda têm apenas N elétrons. Logo, a banda de valência do Li_N está apenas semipreenchida.

Se a banda de valência do Li_N formado está semipreenchida, a aplicação de uma corrente elétrica de uma fonte externa simplesmente faz com que os elétrons que ocupam a metade inferior da banda sejam promovidos para a metade vazia da banda, deixando um vazio no local que ocupavam anteriormente, e um elétron livre na metade vazia da banda. Isto provoca movimentação de cargas pelo metal, e explica porque o Li_N é um condutor elétrico.

A Figura 17 mostra como o aumento do número de orbitais atômicos participando da Ligação Química explica a ligação metálica e a densidade de estados.

Figura 17 - Extensão dos orbitais moleculares mostrando a multiplicação dos níveis com o aumento do número de átomos, até formar bandas de orbitais moleculares.



Fonte: Toma (1997)

À diferença entre a banda de valência e a banda dos estados não ocupados, chamamos de lacuna de energia (energy gap) e está relacionada a importantes propriedades dos metais, como por exemplo, a condutividade. Dependendo desta lacuna de energia, o metal é considerado condutor, semicondutor ou isolante.

De maneira geral, o entendimento de como ocorrem as ligações metálicas a partir da teoria das bandas trata-se de um estudo mais amplo sobre a real formação das ligações metálicas dando subsídios para discutir como os átomos dos elementos químicos metálicos formam as substâncias metálicas. No entanto, para fins didáticos é importante que os estudantes conheçam sobre a teoria do orbital molecular (TOM) para que entendam as ligações metálicas do ponto de vista energético das bandas. Atualmente, porém, não são muito bem definidos modelos explicativos para a abordagem desse tema em nível médio.

Entende-se que é importante para o conhecimento significativo das Ligações Químicas o entendimento das interações entre os átomos com base nos pressupostos destacados aqui. O que se deve pensar nesse sentido é que o entendimento das Ligações Químicas por esse viés pode proporcionar um entendimento mais amplo dos conceitos da Química. Entretanto, a falta de modelos explicativos baseados nessas teorias (consideradas modernas) para o estudo das Ligações Químicas têm se tornado um impedimento para sua utilização nas salas de aula. É com base nessa constatação que este trabalho defende a proposição e aplicação de um novo modelo explicativo para as ligações por meio do conceito de energia.

CAPÍTULO 3

METODOLOGIA

A pesquisa aqui descrita foi desenvolvida através de alguns fundamentos e etapas metodológicas, referindo-se aos processos de coleta de dados, análises e proposições.

As inferências realizadas neste trabalho serão baseadas em análises de aspectos qualitativos, caracterizados por se desenvolverem propiciando uma riqueza de dados descritivos, em um plano aberto e flexível na observação da realidade de forma contextualizada (LÜDKE; ANDRÉ, 2001). Nesse sentido, este estudo pode ser classificado como uma pesquisa qualitativa em educação que apresenta as seguintes características básicas: 1) tem o ambiente natural como sua fonte direta de dados; 2) os dados coletados são predominantemente descritivos; 3) a preocupação com o processo é maior que com o produto; 4) o significado que as pessoas dão às coisas e à sua vida são focos de atenção especial pelo pesquisador; 5) a análise de dados tende a seguir um processo indutivo (LÜDKE; ANDRÉ, 2001).

Com o objetivo de descrever os processos metodológicos utilizados em cada uma das etapas de elaboração deste trabalho, este capítulo será subdividido em três partes fundamentais que versarão sobre a metodologia de **construção de modelos**, a **análise de conteúdo** como metodologia analítica para os questionários e o uso da metodologia de **unidades didáticas** para a organização da proposta final.

3.1 CONSTRUÇÃO DE MODELOS NA CIÊNCIA E SUA INTERFACE COM O ENSINO

Segundo as projeções e intenções deste trabalho de propor um modelo didático para o ensino do conceito de Ligações Químicas, utilizou-se a modelagem como metodologia básica. Aspectos relevantes do processo de construção de modelos, além de ser um dos fundamentos para as proposições trazidas aqui, podem ser apropriados por professores como metodologia nas aulas de química não só no ensino do conteúdo de Ligações Químicas, mas em diversos outros momentos⁶.

⁶ Para saber mais sobre o uso da modelagem na abordagem de conceitos científicos e nas aulas de química recomenda-se a leitura de FERREIRA, P.F.M. *Modelagem e suas contribuições para o ensino de ciências: uma análise no estudo de equilíbrio químico*. 2006. Dissertação (Mestrado em Educação)- Faculdade de Educação, Universidade Federal de Minas Gerais, Belo Horizonte. 2006.

A essência fundamental da ciência e de sua construção ao longo dos tempos está na elaboração, construção e aplicação de modelos. Segundo afirmam Pozo e Crespo (2006), a ciência não é um discurso sobre o “real”, mas um processo socialmente definido de elaboração de modelos para interpretar a realidade. Nesse sentido, compreende-se que a construção científica de conceitos e seu consequente aprendizado em nível escolar, deve passar invariavelmente pelo processo de construção e conhecimento de modelos, definido como modelagem.

Para a ciência os modelos são representações parciais de eventos, objetos, ideias ou processos com objetivos específicos de facilitar o entendimento, possibilitar a elaboração de explicações ou previsões, entre outros (GILBERT, BOULTER; ELMER, 2000). Os modelos são proposições centrais a qualquer teoria, constituindo-se como ferramentas essenciais da construção e produção de conhecimento, tornando-se principais produtos da ciência (NERSESSIAN, 1999).

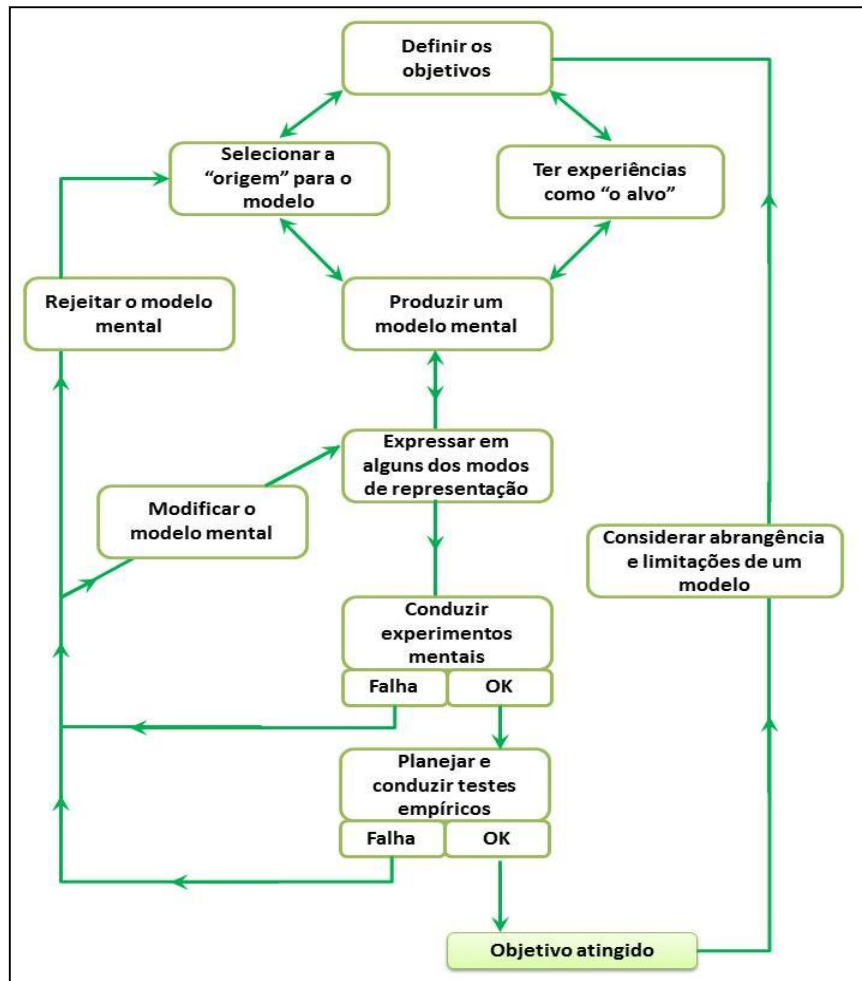
Indo ao encontro de tais definições, o conhecimento escolar pode ser entendido como uma instância de conhecimento, caracterizada pelo processo de (re)construção do conhecimento científico (LOPES, 1996). Assim, evidencia-se que o próprio conhecimento escolar também é inerente ao processo de elaboração e aplicação de modelos. Nesse viés, entende-se que a proposição de reconstrução, elaboração e aplicação de novos modelos ao ensino de ciência pode proporcionar o enriquecimento do processo de ensino-aprendizagem e dar maior sentido ao conhecimento científico por parte de estudantes e professores. Além disso, a construção e o emprego de modelos são fundamentais no processo da pesquisa científica, fazendo parte do processo natural de aquisição do conhecimento pelo ser humano (FERREIRA; JUSTI, 2008).

Com base nesses procedimentos, foi criada a proposta de modelo didático para as Ligações Químicas por meio do conceito de energia. Para isso, primeiramente definiu-se os objetivos da proposta com base em uma origem para o modelo, produzindo-se posteriormente modelos mentais sobre a ideia principal, seguido da expressão desses modelos na forma da proposta didática propriamente dita. Os testes empíricos, por assim se dizer, foram realizados com base na experiência do pesquisador em sala de aula e também em comparação com modelos propostos pelos livros didáticos, tendo como base o que os documentos oficiais (CBC, PCN e OCN) definem para a abordagem das Ligações Químicas.

O processo de modelagem, pode ser descrito através de etapas básicas demonstradas por Justi e Gilbert (2002), através do chamado Modelo de Modelagem. Este diagrama, por assim dizer,

representa todas as etapas do processo de modelagem e suas relações, conforme o descrito na Figura 18.

Figura 18. Modelo de Modelagem



Fonte: Justi e Gilbert (2002)

Durante o processo de construção dos modelos, tanto na ciência quanto no ensino de ciências, existe uma relação direta entre a elaboração do modelo e o conhecimento do conceito, ou conceitos, envolvidos. Como afirmam Justi e Gilbert (2002),

todo processo de construção de modelo é empreendido com um propósito, seja ele para descrever a condução de um fenômeno, para estabelecer as entidades das quais ele pensa que consiste (junto com sua distribuição espacial e temporal), seja para descrever as razões – as causas e efeitos de – para aquele acontecimento, para prever como ele vai ocorrer sob outras circunstâncias, ou vários ou todos desses.

Para Ferreira (2006), o modelo de modelagem estabelecido por Justi e Gilbert (2002), não se trata de uma regra que deve ser seguida para a construção de modelos. O Modelo de Modelagem na verdade é uma elaboração feita a partir de estudos sobre como os modelos se constituem na ciência e em outros contextos. Nesse sentido, pode haver outros procedimentos e passos para a construção de modelos sendo que as etapas destacadas pelo diagrama da Figura 18 são as mais observadas nesse tipo de elaboração.

As etapas do modelo de modelagem são descritas por Ferreira (2006). Segundo o modelo de modelagem, a primeira etapa para a elaboração de um modelo é a definição do fenômeno a ser estudado, propondo a limitação dos aspectos que serão retratados pelo modelo a ser construído. Esta etapa é descrita como elaboração do modelo mental do objeto de estudo. A elaboração do modelo mental pode ocorrer remetendo-se a um modelo anterior, a modificação de um modelo existente ou à criação de um novo modelo (FERREIRA, 2006).

Vale destacar que se torna condição necessária para a elaboração do modelo mental a observação do fenômeno a se estudar ou a existência de dados empíricos e/ou teóricos como base para a construção. Como apontam Milagres e Justi (2001), a elaboração de um modelo mental é uma atividade conduzida por indivíduos, sozinhos ou em grupo.

Após a elaboração do modelo mental, faz-se necessário que se pense na forma com que este modelo construído pode ser expresso. Esta etapa pode se desenvolver através da representação do modelo através de várias formas de representação como diagramas, desenhos, montagem, sequências didáticas, entre outros. Nessa etapa é comum que sejam necessárias algumas reestruturações tanto do modelo mental ou do modelo expresso, até que se obtenha equidade entre ambos.

Posteriormente ao processo de elaboração do modelo expresso, o mesmo terá que passar por alguns testes que podem ser mentais ou empíricos. Sendo que a um mesmo modelo expresso podem ser aplicados os dois tipos de teste ou um único tipo, de acordo com as características do modelo. Como afirma Ferreira (2006), os testes mentais aplicados aos modelos são experimentos conduzidos em pensamento empregando o modelo a várias situações imaginárias a fim de se avaliar a aplicabilidade, a capacidade de predição, entre outras características, tratando-se de certa forma de simulações mentais aplicadas ao modelo expresso.

A etapa dos testes empíricos refere-se a testes empíricos aos quais é submetido o modelo expresso, seguido de análise de dados e avaliação dos resultados obtidos. Conforme demonstra o

modelo de modelagem, caso o modelo desenvolvido falhe em algum dos testes é possível restituir o ciclo modificando o modelo mental.

Por fim, após a obtenção final do modelo, ele deve ser apresentado a outras pessoas para que se reconheça (ou não) sua validade. De acordo com Ferreira (2006), esta etapa é de suma importância para se avaliar as limitações do modelo e a extensão de seu emprego. Ainda segundo Ferreira (2006), na ciência, essa última etapa é fundamental, pois corresponde à comunicação do modelo à comunidade científica (ou escolar dependendo do contexto) que, além de contribuir com novos conhecimentos para a elaboração do modelo, poderá aceitá-lo ou rejeitá-lo.

No ensino de ciências os modelos são comumente usados com o objetivo de auxiliar a construção do conhecimento de conceitos por parte dos estudantes. Os modelos utilizados no processo de ensino de conceitos científicos são denominados modelos de ensino. Tais modelos apresentam simplificações com relação ao modelo científico (ou se referem apenas a alguns aspectos deste), no entanto, o modelo de ensino deve preservar a estrutura cognitiva do modelo científico a que ele se refere (FERREIRA, 2006).

Normalmente, as propostas de ensino de ciências a partir da modelagem remetem-se à aplicação das etapas desse processo em sala de aula, tendo como enfoque a construção de modelos pelos estudantes. Clemente (2000, *apud* FERREIRA, 2006) afirmam que,

os modelos na educação ajudam a promover um ensino em que a ciência faça sentido para os estudantes não apenas dando “explicações satisfatórias”, mas desenvolvendo uma forma de conhecimento flexível que pode ser aplicado e transferido para diferentes situações e problemas (CLEMENTE, 2000, *apud* FERREIRA, 2006, p.10).

Acredita-se que o processo de modelagem também pode ser aplicado e desenvolvido com objetivo de promover a reestruturação da maneira como alguns conceitos são abordados, ensinados e conseqüentemente, entendidos pelos estudantes. Apropriando-se da ideia e das etapas relacionadas à construção de modelos científicos, julga-se ser possível a reestruturação e/ou a reconstrução, por assim dizer, de alguns modelos explicativos de conceitos científicos aplicados atualmente ao ensino de Química.

3.2 ANÁLISE DE QUESTIONÁRIOS COM BASE NA ANÁLISE DE CONTEÚDO

A segunda etapa do processo de pesquisa constituiu-se na elaboração, aplicação e análise de questionários (em anexo), com questões abertas sobre aspectos relacionados ao ensino de Ligações Químicas, às metodologias utilizadas em aula e a conceitos relacionados à formação de substâncias tidas como exceções à “regra do octeto”. Estes questionários foram aplicados a professores da rede pública de ensino, que ministram aulas de química na cidade de Uberlândia-MG e são supervisores do Programa Institucional de Bolsa de Iniciação à Docência (PIBID). A escolha dos professores participantes da pesquisa se deu devido à maior possibilidade de contato com os mesmos, uma vez que ao fazerem parte do PIBID os docentes estão mais diretamente relacionados com a universidade onde se desenvolveu este trabalho.

A coleta de dados através do uso de questionários é adequada para os levantamentos feitos aqui, pois se trata de uma técnica ou instrumento de pesquisa extremamente útil que pode permitir o aprofundamento de pontos levantados pelo investigador (LÜDKE E ANDRÉ, 2001).

Para a análise dos questionários aplicou-se a metodologia de Análise de Conteúdo descrita por Moraes (1999), como uma metodologia de pesquisa usada para descrever e interpretar o conteúdo de toda classe de documentos e textos, que ajuda ao pesquisador a reinterpretar a mensagem escrita atingindo uma compreensão de seus significados para além de uma leitura comum.

Naturalmente haveria muitas formas de categorizar possíveis objetivos de pesquisas realizadas utilizando análise de conteúdo. Entretanto historicamente estes têm sido definidos em seis categorias, levando em consideração os aspectos intrínsecos da matéria prima desta análise, do contexto a que as pesquisas se referem e das inferências pretendidas. Esta classificação se baseia numa definição original de Laswell, em que este caracteriza a comunicação a partir de seis questões: 1) *Quem fala?* 2) *Para dizer o que?* 3) *A quem?* 4) *De que modo?* 5) *Com que finalidade?* 6) *Com que resultados?* Utilizando esta definição podemos categorizar os objetivos da análise de conteúdo de acordo com a orientação que toma em relação a estas seis questões (MORAES, 1999)

Sendo assim, a utilização da análise de conteúdo como metodologia para a leitura e interpretação das respostas dadas pelos professores aos questionários pautou-se na segunda categoria, buscando direcionamentos para a questão *para dizer o que?* Onde analisou-se o que os professores disseram sobre questões em torno das Ligações Químicas e de sua abordagem em sala de aula. Nesse sentido, pode-se afirmar que o estudo feito buscou as características das respostas, argumentos e ideias descritas pelos participantes.

Os questionários aplicados aos professores que participaram da pesquisa foram respondidos após assinatura do termo de consentimento livre e esclarecido pelos mesmos. Com o intuito de manter a integridade e o sigilo dos participantes, os questionários respondidos foram identificados pela as letras A, B, C e D atribuídas aleatoriamente, para que não houvesse nenhum tipo de identificação dos professores participantes que os responderam.

Na etapa de análise dos questionários, seguiu-se os pressupostos da análise de conteúdo onde: 1) preparou-se as informações obtidas; 2) transformou-se o conteúdo em unidades de acordo com cada uma das questões; 3) categorizou-se as respostas observando aspectos relacionados à formação e atuação dos participantes da pesquisa, as aulas e metodologias utilizadas nas aulas, e aspectos relacionados ao ensino e ao conceito de Ligações Químicas no nível médio de ensino; 4) descreveu-se as respostas em cada uma das categorias e 5) procedeu-se com a interpretação dos dados obtidos.

Durante a etapa de interpretação dos dados buscou-se identificar além do conteúdo manifesto (observação puramente do que foi descrito), identificar também o conteúdo latente (aquele que está nas entrelinhas). Segundo Moraes (1999) os níveis manifesto e latente estão relacionados às ênfases na *objetividade* ou na *subjetividade*, entre as quais oscila a análise de conteúdo.

Além disso, vale destacar que, segundo os objetivo primeiros deste trabalhos, todos estes dados também serviram como direcionadores para a elaboração da proposta didática a qual esse trabalho faz referência.

3.3 UNIDADES DIDÁTICAS COMO ESTRUTURANTES DA PROPOSTA

A terceira etapa deste trabalho constitui-se na elaboração de um modelo didático-metodológico para o ensino de Ligações Químicas baseado no conceito de energia. Esta elaboração foi feita no formato de Unidades Didáticas com elementos de orientações aos professores, discussões de conceitos e sugestões de materiais e atividades.

Para a elaboração desta proposta didática levou-se em consideração todos os aspectos observados, estudados e analisados sobre o ensino do conceito de Ligações Químicas, a elaboração e construção de modelos no ensino e na ciência, as constatações advindas das respostas dos professores aos questionários e as bases conceituais científicas do tema.

Como metodologia utilizada para a organização da proposta optou-se pela sua estruturação em unidades didáticas por esta ser entendida como uma técnica capaz de organizar o processo de ensino e de aprendizagem. Assim como aponta Damis (2006), o ensino por Unidades Didáticas constitui em objeto de trabalho específico do professor, quando organiza e sistematiza a abordagem de conhecimentos, de habilidades e de valores de educação formal.

Nesse sentido, utilizando a organização proposta pelas Unidades Didáticas, buscou-se fazer com que a apresentação dos conceitos envolvidos no ensino das Ligações Químicas por meio de energia, tivessem uma organização coesa e coerentes, visando dar suporte ao professor no planejamento e aplicação desse tópico no Ensino Médio.

A proposição sistematizada com base nas Unidades Didáticas visou, propiciar uma organização das abordagens de forma a tornar os conceitos mais entendíveis e proporcionar a construção do conhecimento pelos estudantes de forma estruturada. Como afirma Damis (2006), o ensino por Unidades Didáticas significa estruturar o conteúdo numa totalidade coerente; promover adaptações da aprendizagem; desenvolver experiências e estudos de uma maneira que garanta a atuação do conteúdo na vida do aluno.

Com base nesses preceitos, a proposta didática concebida como produto final deste trabalho foi estruturada em toda sua extensão em uma sequência de cinco momentos que articulam a organização do ensino e da aprendizagem, os quais seguem: a) exploração; b) apresentação; c) assimilação; d) organização; e) exposição ou culminância.

Esta sequência é a base do ensino por Unidades Didáticas. Segundo Damis (2006), na *exploração* o professor deve sondar as atitudes e os conhecimentos que os alunos já tem. No momento da *apresentação*, por meio da exposição do professor, o conteúdo geral da unidade é apresentado. Na *assimilação*, o aluno se transforma em “estudante” e é instigado a desenvolver seu processo de aprendizagem, mediante estudo pessoal e coleta de dados. Na etapa de *organização*, busca-se sistematizar o novo conhecimento. Na *exposição*, o conteúdo desenvolvido na unidade será reelaborado pelo estudante tomando sentido e significado.

CAPÍTULO 4

SABERES E PRÁTICAS DOCENTES NO ENSINO DE LIGAÇÕES QUÍMICAS.

De acordo com a metodologia descrita anteriormente, realizou-se a aplicação de um questionário a professores de Química do Ensino Médio, abordando temas relacionados ao ensino e ao conceito de Ligações Químicas. A partir da obtenção das respostas destes questionários procedeu-se com a análise de conteúdo descrita a seguir, tentando identificar pontos chave nas respostas que, de certa forma, servirão para a categorização e também como bases apoiadoras para a proposição do modelo didático para o ensino de Ligações Químicas. Esta coleta de dados e sua respectiva análise são importantes para que as propostas desenvolvidas aqui estejam em consonância com aspectos atuais das salas de aula de química e do trabalho do professor.

As categorias criadas foram pré-estabelecidas no momento da criação dos questionários onde cada uma das questões apontavam para uma das classes. A Tabela 1 demonstra a relação entre as questões e as categorias de análise de seu conteúdo.

Tabela 1 – Categorias de análise de conteúdo dos questionários

	QUESTÕES	CATEGORIA DE ANÁLISE
1	Qual sua formação e quanto tempo de docência na Educação Básica você possui?	Caracterização dos entrevistados
2	Como e por quais motivos as ligações entre os átomos ocorrem?	Ligações Químicas na visão docente
3	De que forma você ensina/explica o conteúdo de Ligações Químicas? Quais suas principais dificuldades?	Metodologias de Ensino e dificuldades docentes
4	O Pentacloreto de Fósforo (PCl_5) é utilizado principalmente como um reagente de cloração de compostos orgânicos. Ele é formado pelo elemento químico fósforo (P), que está situado no grupo 15 do 3º período da tabela periódica e possui número atômico 15 e pelo Cloro (Cl) que se localiza no grupo 17 do 3º período da tabela periódica e possui número atômico 17. Sabendo dessas informações como você explica a ligação entre estes átomos para formar o composto PCl_5 ?	Exceções à “regra do octeto” e conceitos

Fonte: autoria própria

Como os objetivos traçados por este trabalho fazem parte de uma construção com aplicabilidade prática no nível médio de ensino, jugou-se necessário este embasamento vindo da visão de professores de Química atuantes nesta esfera de ensino. Os dados apresentados a seguir contextualizam este trabalho e são referenciais para a proposição do modelo didático que desenvolvemos.

Para tornar a explanação dos dados mais dinâmica e inteligível por assim se dizer, decidiu-se dividir a análise dos questionários através dos subitens a seguir, de acordo com as discussões definidas pelas indagações feitas através dos questionários.

4.1 CARACTERIZAÇÃO DOS ENTREVISTADOS SEGUNDO OS QUESTIONÁRIOS

A questão inicial do questionário aplicado aos professores versava sobre a formação e o tempo de docência dos participantes. Entre os professores existe: um mestre em Química, um especialista em Química, um licenciado em Química e um licenciado em ciências com habilitação em Química. No que se refere ao tempo de docência dos participantes obtivemos os seguintes dados: um participante com 26 anos em sala de aula, dois participantes possuem 13 anos de docência e um com 4 anos de docência. Segundo esses dados percebe-se bastante distinção entre os participantes da pesquisa no que se refere à formação e ao tempo de docência.

Tal fator potencialmente pode se tornar enriquecedor para as propostas deste trabalho, uma vez que se acredita que tal dicotomia proporcione talvez uma visão sobre o ensino de Química e do conceito em questão com múltiplos olhares.

Conforme destaca Tardif (2002), existe quatro saberes docentes básicos: o saber de formação profissional, os saberes disciplinares, os saberes curriculares e os saberes experienciais. Dentro desses de saberes, talvez o saber experiencial seja o que mais defina as ações de cada professor como únicas, uma vez que tratam-se de

saberes que resultam do próprio exercício da atividade profissional dos professores. Esses saberes são produzidos pelos docentes por meio da vivência de situações específicas relacionadas ao espaço da escola e às relações estabelecidas com alunos e colegas de profissão. Nesse sentido, incorporam-se à experiência individual e coletiva sob a forma de hábitos e de habilidades, de saber-fazer e de saber ser (TARDIF, 2002, p. 39).

A diferença entre os períodos de atuação no ensino e níveis de formação também podem se caracterizar em uma multiplicidade de discussões e debates, pois se acredita que na maioria das

vezes os professores se espelham na maneira como lhes foi apresentado o conhecimento reproduzindo a forma de ensino pela qual passaram (TARDIF, 2000).

4.2 COMO E POR QUE OCORREM AS LIGAÇÕES QUÍMICAS NA VISÃO DOS DOCENTES?

Outro enfoque da pesquisa feita com os professores atuantes no Ensino Médio buscou identificar a concepção dos docentes sobre a ocorrência das Ligações Químicas e sobre a forma com que os mesmos abordam o tema em sala de aula. Todos os professores participantes da pesquisa responderam que a motivação para a interação entre os átomos está relacionada à estabilidade. No entanto, não se observou nenhum detalhamento sobre que tipo de estabilidade os docentes se referem.

As explicações dadas para a ocorrência das Ligações Químicas na maioria dos questionários analisados estariam relacionadas com a transferência de elétrons e com a aquisição de uma camada de valência com oito ou dois elétrons, como podemos ver através dos seguintes trechos:

“Os átomos ligam-se entre si para que eles possam adquirir estabilidade, que é 8 ou 2 elétrons na sua camada de valência”. (D)

“O que motiva tais ligações é a necessidade que o átomo tem de adquirir a estabilidade e configuração de elementos como os gases nobres (última camada completa com oito ou dois elétrons)”. (C)

Tais afirmativas confirmam a premissa de que o conceito e, consequentemente, o ensino das Ligações Químicas é abordado quase que exclusivamente tendo como base a “regra do octeto”. Geralmente as explicações dadas para a estabilidade dos átomos na formação de uma Ligação Química baseiam-se exclusivamente nas configurações eletrônicas semelhantes a dos gases nobres. Porém, quando se observa a essência das interações atômicas percebe-se que na verdade tal proposição, para algumas substâncias, trata-se da consequência e não da causa da interação entre os átomos. Causa essa que se relaciona diretamente ao abaixamento da energia potencial do sistema (MORTIMER; MOL; DUARTE, 1994). Assim como afirma Teixeira Júnior (2007), os professores não devem apenas ser capazes de definir “as verdades aceitas” naquele conteúdo aos seus alunos. Além de saber que algo é como é, os professores precisam saber por que é e como é.

Por vezes os alunos apontam a ocorrência das Ligações Químicas tendo como causa a própria regra do octeto, o que mostra o quanto o ensino de Ligações Químicas por este viés pode provocar confusão com relação à função do modelo ou da teoria no mundo natural. De acordo com

Fernandez e Marcondes (2006), para muitos alunos, o sódio reage com o cloreto, pois, a regra do octeto faz com que as reações Químicas ocorram.

Tal afirmação comprova que a maneira com que o ensino de Ligações Químicas é feito tem dificultado (ou negligenciado) o entendimento de como a energia está relacionada com a formação (ou “quebra”) de ligações, o que, invariavelmente, se torna um obstáculo para o entendimento deste e de outros conceitos, como por exemplo, as reações químicas. Mesmo que os professores indiquem que o motivo para a interação entre os átomos é a estabilidade energética, se apoiam em bases explicativas que não justificam tal observação.

4.3 SOBRE A METODOLOGIA E AS DIFICULDADES NA ABORDAGEM DAS LIGAÇÕES QUÍMICAS.

A escolha do tipo de metodologia a ser utilizada na abordagem de conceitos nas aulas representa uma das etapas que podem influenciar diretamente no processo de ensino e aprendizado. Além disso, identificar quais as metodologias, os modelos e as etapas didáticas apropriadas durante o trabalho docente é uma das tarefas mais difíceis e que exigem uma reformulação constante na maneira como o docente desenvolve o ensino de conceitos químicos.

Nesse enfoque os professores participantes da pesquisa foram questionados sobre as metodologias usadas nas aulas e as principais dificuldades encontradas na abordagem do conteúdo de Ligações Químicas. Três docentes afirmaram utilizar principalmente aula expositiva como metodologia com a utilização eventual de recursos de vídeo para demonstrar a formação das ligações.

Apenas um professor citou o uso de experimentos e testes além das aulas expositivas. No ensino de Química as atividades experimentais se tornam importante pois colaboram para a compreensão dos conceitos de Ligação Química, bem como para o entendimento da linguagem representacional para os modelos de ligação (PARIZ; MACHADO, 2011). Na verdade, entende-se que a diversidade de metodologias contribui para o processo de ensino-aprendizagem das ciências uma vez que abre possibilidades de observação por vários ângulos, favorecendo a construção cognitiva dos conceitos envolvidos. Nesse sentido Pariz e Machado (2011) afirmam que

a dificuldade de se trabalhar esse conteúdo em sala de aula pode estar, em parte, associada a obstáculos de se implementar estratégias didáticas diversificadas, além da falta de materiais, que associem teoria-experimento sem banalizar os conceitos químicos, atribuindo-lhes significados mais próximos aos aceitos cientificamente (PARIZ; MACHADO, 2011, p.2).

Ao se referirem sobre as dificuldades encontradas em abordar o conteúdo de Ligações Químicas no nível médio de ensino, as respostas dos docentes se dividiram em três categorias pontuais: a regra do octeto, ligação metálica e ligação coordenada.

Os professores apontam que o uso, quase que exclusivo, da “regra do octeto” para a explicação de como os átomos interagem acaba tornando-se um complicador para o ensino e para a aprendizagem do conceito de Ligações Químicas. Essas dificuldades estão relacionadas com a falta de outros modelos e também pelo fato de os próprios professores contestarem sua aplicabilidade. As falas destacadas a seguir mostram estes apontamentos, feitos pelos professores.

“A maior dificuldade é a falta de um modelo papável para o ensino de ligações, pois sempre acabo no famoso ‘regra do octeto’”. (C)

“Encontro dificuldade pelo fato de saber da não existência da regra do octeto e ainda continuar ensinando”. (B)

Observa-se através das falas destacadas que, os professores têm consciência das limitações do modelo explicativo usado atualmente. No entanto, a falta de alternativas para esse modelo acaba dificultando a abordagem do tema de forma mais significativa. Segundo Mortimer, Mol e Duarte (1994), reverter essa tendência ritualística e resgatar os princípios químicos e suas relação com os fatos experimentais como tema centrais do ensino nos parece tarefa fundamental para reafirmar o caráter da Química como ciência racional não como conhecimento dogmático e ritualístico.

A segunda categoria aponta como um entrave na abordagem das Ligações Químicas em sala de aula é a explicação das ligações coordenadas, onde os professores destacam:

“A principal dificuldade no ensino é explicar ligação coordenada” (D)

“Ligação dativa??” (B)

Apesar dos professores não revelarem a origem dessas dificuldades, acredita-se que a base das dificuldades no entendimento deste tópico está na falta de compreensão dos conceitos

fundamentais das Ligações Químicas. Esta inferência é feita pensando-se que na explicação deste tópico são necessários outros aportes e teorias que não a regra do octeto, haja vista que, em muitos casos para a ocorrência das ligações coordenadas não são observadas a obtenção de octetos (ou duetos), além da existência de orbitais híbridos, estruturas de ressonância e expansão da camada de valência.

O terceiro ponto apontado como dificuldade para o ensino das Ligações Químicas pelos professores participantes da pesquisa, refere-se à abordagem das ligações metálicas, onde os professores destacam:

“Tenho dificuldade em ensinar ‘ligação metálica’, ‘mar de elétrons’. Os alunos sempre me olham com cara de interrogação” (A)

“Ligação metálica, atrair a atenção dos alunos para aprendizado de Ligações Químicas que são difíceis para os alunos assimilarem” (D)

Acredita-se que essas dificuldades estejam relacionadas ao modelo explicativo não muito bem definido para esse tipo de ligação, que é exposto pelos livros didáticos e, conseqüentemente, acaba servindo de aporte para o professor em sala de aula. Como aponta Pariz e Machado (2011), a maioria dos livros trabalha com a definição de “mar de elétrons” e a existência de cátions para explicar a ligação metálica sem fazer referência ao conceito de bandas de energia ou a não-direcionalidade das interações entre os átomos metálicos. Carvalho e Justi (2005), afirmam que a problemática desses alunos decorre da grande dificuldade em construir modelos mentais a partir da analogia do “mar de elétrons”. Dessa maneira, os estudantes acabam aceitando a analogia usada como verdade absoluta, um típico problema de modelos.

Com base nas análises e discussões realizadas, considera-se necessário e importante para o ensino do conceito de Ligações Químicas a formulação de novos modelos didático-pedagógico-metodológicos. Tais modelos podem contribuir para diminuir as dificuldades da abordagem do tema pelos professores e no entendimento dos conceitos por parte dos estudantes. Além dessas constatações, entende-se que é importante a inserção dessas discussões no processo de formação dos professores, dando a eles subsídios teóricos e metodológicos para trabalhar o conteúdo de Ligações Químicas de acordo com os conceitos aceitos cientificamente e de forma mais significativa aos estudantes.

4.4 EXPLICAÇÃO DAS LIGAÇÕES QUÍMICAS PARA EXCEÇÕES À REGRA DO OCTETO.

Conforme exposto anteriormente, a utilização da “regra do octeto” para explicar a interação entre os átomos não contempla alguns aspectos importantes do conceito de Ligações Químicas, sendo, portanto limitada, além de possuir inúmeras exceções. Apesar dessa constatação, o que se têm observado nesta e em outras pesquisas já destacadas, é o uso exclusivo deste modelo explicativo nas aulas de Química. Geralmente, as exceções a essa teoria são tratadas de maneira superficial e somente a título de exemplo, o que é um verdadeiro contraste haja vista que o número de exceções é grande, talvez maior do que os casos em que ela se aplica perfeitamente.

Tendo como base tais premissas, através do questionário aplicado, solicitou-se aos professores participantes da pesquisa que propusessem uma explicação da formação das Ligações Químicas do Pentacloreto de Fósforo (PCl_5), substância utilizada na cloração de compostos orgânicos, cuja formação das Ligações Químicas não está de acordo com a “regra do octeto”.

Analizando as respostas dadas pelos docentes, observou-se, de maneira geral, que todos os participantes reconhecem a explicação para a formação do composto como exceção à teoria do octeto. No entanto, as explicações dadas para a formação do composto em questão foram elaboradas de maneira superficial e com poucos detalhes relevantes que remetessem a outros modelos explicativos. Os professores em suas respostas fizeram menções a conceitos como hibridização ou ligação coordenada, sem explanar maiores informações ou explicações. Os trechos a seguir, extraídos das respostas dos professores à questão, demonstram tais observações.

“Se não estou enganada a ‘camada de valência’ do fósforo sofre ‘expansão’ e comporta um número maior de elétrons”. (A)

“O fósforo possui três níveis energéticos e cinco elétrons na última camada. O cloro também possui três níveis energéticos e sete elétrons na última camada. O elemento mais facilmente formado seria o PCl_3 . No entanto a existência do PCl_5 se dá pela ligação coordenada (ou dativa)”. (C)

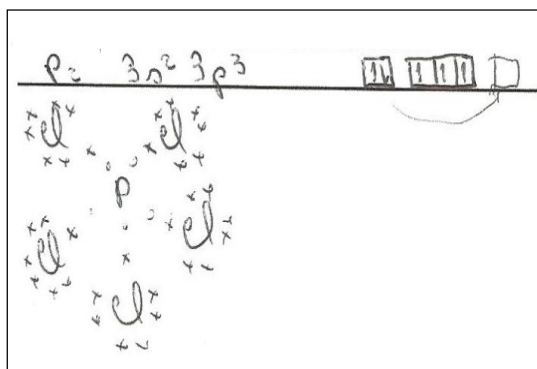
“Foge à regra do octeto. Casos como o NO e CO”. (B)

“É um assunto que é uma exceção à regra do octeto, mas não tenho aprofundado muito no ensino médio. Mas o que acontece na estrutura do PCl_5 é que o átomo de fósforo sofre hibridização, fazendo com que o fósforo faça cinco ligações”. (D)

Tais respostas demonstram que os docentes entrevistados, não conseguiram desenvolver explicações contundentes para as Ligações Químicas de compostos cujos átomos não formem octetos (ou duetos) na camada eletrônica mais externa. Além disso, percebe-se certa insegurança dos docentes ao proporem explicações para a formação do composto por outros princípios se não o da “regra do octeto”. A falta de detalhes nas proposições e a superficialidade das respostas comprovam esta observação.

O conceito de hibridização (ou expansão da camada de valência), apesar de ser citado por alguns entrevistados, não fica muito claro e não se tem uma definição de como e porque ocorre tal evento. Dentre as repostas obtidas para esta questão especificamente, um dos professores fez as representações descritas pela Figura 19.

Figura 19. Representação do processo de hibridização (expansão da camada de valência) do átomo de fósforo e formação do PCl_5 (D).



Fonte: autoria própria

Nota-se que, apesar de implicitamente o docente demonstra que reconhece a explicação para a formação do composto através de outro modelo, na explanação não fica claro como ocorre a expansão da camada de valência do fósforo, além de não se fazer nenhuma menção ao nível energético dos orbitais puros e híbridos e ao desemparelhamento de elétrons obtido. Além disso, na mesma representação, a formação do composto não é muito clara sobre o tipo de interação que ocorre entre os átomos. Com base nesses fatores, pode-se chegar à inferência de que ao se depararem com exceções à “regra do octeto”, a grande maioria dos professores apresentam dificuldades na explicação e representação dos compostos. Segundo Jiménez e Bravo (2000, *apud* TEIXEIRA JÚNIOR, 2007), quando o conhecimento do conteúdo específico é limitado, os professores apresentam mais ideias alternativas sobre conceitos científicos e isso reforça as próprias concepções alternativas dos estudantes.

As dificuldades demonstradas pelos professores em propor uma explicação consistente para as Ligações Químicas de compostos que não obedecem à “regra do octeto”, podem estar relacionadas, principalmente, com lacunas na formação docente, inicial ou continuada, ou até mesmo à falta de modelos explicativos mais abrangentes para as Ligações Químicas no nível médio de ensino. Segundo Teixeira Júnior (2007), investigações sugerem que, quando o professor não possui conhecimentos adequados da estrutura da disciplina que está ensinando, seu ensino se vê afetado em alguns aspectos, como, por exemplo, representar erroneamente o conteúdo e a natureza em si da disciplina.

Com base nos levantamentos feitos através das análises foi possível identificar alguns aspectos relevantes sobre os conhecimentos acadêmicos/experienciais de professores que atuam no Ensino Médio com relação ao conceito de Ligações Químicas, indicando caminhos para as discussões e proposições que serão feitas. Além disso, estes dados servem para uma reavaliação sobre a prática de ensino do conteúdo em questão, constituindo-se em aporte fundamental para novas propostas de ensino como a que trazemos aqui. Assim como apontam os Conteúdos Básicos Comuns (CBC-MG), a reflexão que fazemos sobre a nossa prática como professores e dos processos de aprendizagem dos alunos, seguramente, pode auxiliar-nos, minimizando as ações de ensaio-e-erro, os modismos ou a repetição inconsistente da prática (MINAS GERAIS, 2007).

CAPÍTULO 5

LIGAÇÕES QUÍMICAS: PROPOSTA DE UM NOVO MODELO DIDÁTICO PARA O ENSINO MÉDIO

Conforme o exposto anteriormente e indo ao encontro dos objetivos propostos por este trabalho foi elaborada a proposta que chamamos de modelo explicativo para as ligações químicas por meio do conceito de energia. Nesse modelo explicativo trataremos aspectos que julgamos importante para o estudo das ligações químicas no nível médio de ensino, dando subsídios aos estudantes para construírem um conceito de como se dá a ligação entre os átomos de uma forma que julgamos ser mais abrangente.

A maneira com que foram expostas as ideias visou dar subsídios aos professores por meio de textos com algumas informações adicionais e sugestões de atividades a serem usadas durante a abordagem do tema em sala de aula. O objetivo desta proposta não é fazer uma orientação rígida sobre a abordagem dos conceitos, mas sim trazer elementos cujos professores possam usar como bases teórico-metodológicas da abordagem do tema ligações químicas com um enfoque diferente do adotado pela maioria dos professores, dentro de sua realidade de trabalho. De acordo com Carvalho (1969) as Unidades Didáticas só se constituem realmente em unidade caso seu estudo promovesse uma adaptação.

Deve-se salientar que a opção por fazer este tipo de exposição foi motivado principalmente pelas observações advindas da análise dos questionários aplicados aos professores do Ensino Médio.

Decidiu-se por trabalhar os assuntos e temas de nossa proposta através de Unidades Didáticas visando uma maior organização das ideias principais. Esse conceito vem da proposta de Morrison (*apud* VEIGA et al. 2013) que supõe que a experiência vivida pelos alunos e os conteúdos de aprendizagem sejam amplos, ricos e homogêneos, tornando-se importantes em sua vida, e, ao mesmo tempo que sejam constituídos de uma totalidade coerente de ser aprendido. Segundo Veiga et al. (2013) no desenvolvimento do Ensino por Unidades, algumas formas de organização identificam a técnica:

- 1) a disposição do conteúdo em unidades coloca o aluno em contato com o todo antes de iniciar o estudo das partes;

- 2) as atividades programadas ocupam os alunos em atividades de coleta, organização e análise de dados;
- 3) após o estudo analítico das partes, o conhecimento é integrado na elaboração da síntese final do que foi aprendido – a organização do conhecimento aprendido constitui-se em momento importante da técnica.

Esta proposta trata-se, de certa forma, de um material didático de apoio ao professor, por meio do qual se acredita criar uma maneira diferente para a abordagem das ligações químicas. Abordagem essa feita através de conceitos mais sólidos do que os fundamentos da regra do octeto e, portanto, mais coerentes com os conceitos aceitos cientificamente. Com base nesses pressupostos procurou-se organizar e detalhar da melhor maneira possível os conceitos, temas e discussões desta proposta, buscando trazer contribuições para a melhoria do ensino da química no nível médio de ensino.

5.1 ORGANIZAÇÃO DA PROPOSTA DIDÁTICA

A fim de obter-se uma maior organização sobre a proposta didática trazida nesse trabalho os conceitos serão abordados em Unidades Didáticas. Cada uma dessas unidades terá o enfoque em um conceito ou atividade dentro do ensino das ligações químicas por meio do conceito de energia. Com exceção da Unidade 1, a ordem em que os conceitos foram expostos nas outras unidades foi pensada de forma cronológica, ou seja, a ideia é que o professor utilize a mesma sequência de atividades e discussões, na ordem em que as trazemos no documento.

Ao longo de cada uma das Unidades serão trabalhados textos criados pelos próprios autores do trabalho e adaptados/extraídos de outras fontes (normalmente livros didáticos). A ideia desses textos é dar ao professor subsídios para preparar as aulas, retomar alguns conceitos e dialogar com os docentes através de sugestões de abordagem, materiais didáticos e atividades que podem ser desenvolvidas em sala de aula. Além disso, os textos trarão uma diversidade de recursos de multimídia que contextualizam o entendimento dos conceitos trazidos em cada texto.

Para facilitar o diálogo entre o documento e o professor, pensando no processo de preparação das aulas utilizaram-se algumas caixas de texto com algumas dicas, opiniões e

sugestões que devem auxiliar o professor ao usar o material. O quadro abaixo descreve cada uma das caixas de texto criadas.

Tabela 2 - Resumo descritivo das caixas de texto presentes nas Unidades Didáticas

Caixas de Texto (Tag's)	Descrição
 Professor!	Traz um diálogo entre o autor e o leitor buscando mostrar as intencionalidades dos textos além de pontuar algumas dicas sobre a abordagem dos conceitos e sobre atividades que podem ser desenvolvidas.
 Modelagem	Essas caixas de texto trazem sugestões de modelagem que podem ser usadas em alguns tópicos. Entende-se que quando o aluno realiza atividades desse tipo ele é capaz de construir conceitos e esclarecer dúvidas sobre os conteúdos. As atividades de modelagem também podem ser usadas pelos professores como critérios de avaliação.
 Na Web	Essas caixas de texto trazem algumas sugestões de site e vídeos presentes na web que os professores podem utilizar para ilustrar os conteúdos, demonstrar alguns experimentos e fazer relações. Talvez, o professor não tenha disponibilidade de tempo para procurar por recursos dessa natureza então resolveu-se fazer algumas indicações e sugestões.
 Simulação	Esta seção traz alguns Objetos Virtuais de Aprendizagem (OVA) que abordam conceitos relacionados às ligações químicas e a outros tópicos. Nessas simulações o aluno e o professor podem alterar variáveis, mudar condições e até mesmo realizar experimentos virtuais.
 Experimentação	Nessas caixas de texto o professor encontrará algumas sugestões de atividades experimentais relacionadas com os conteúdos tratados.

Fonte: autoria própria

Através desta produção e seu desenvolvimento nas salas de aula espera-se fazer com que o conteúdo de ligações químicas seja mais significativo para os estudantes e, conseqüentemente a qualidade do processo de ensino-aprendizagem de química seja melhorada.

5.2 CONVERSA COM O PROFESSOR

Caro professor (a),

Sabe-se que o aprendizado das ligações químicas é um dos tópicos mais importantes no ensino de química do Ensino Médio, uma vez que o entendimento de inúmeros outros conceitos irá depender direta ou indiretamente da compreensão de como os átomos interagem formando as substâncias. No entanto, inúmeras pesquisas (TOMA, 1997; FERNANDEZ; MARCONDES, 2006) apontam que o ensino de ligações químicas que se tem feito atualmente na maioria das escolas se mostra insuficiente. Grande parte das dificuldades apresentadas pelos estudantes durante a abordagem das ligações químicas está no modelo explicativo usado pela maioria dos professores e livros didáticos baseado nos fundamentos da regra do octeto (PEREIRA JR; AZEVEDO; SOARES, 2010; MORTIMER; MOL; DUARTE, 1994).

A proposta a seguir tratará de um modelo explicativo desenvolvido para o ensino de ligações químicas por meio do conceito de energia. Esta proposição pretende abordar o conceito de ligações químicas no ensino médio sem que para isso seja necessária a utilização da conhecida regra do octeto, uma vez que conforma apontamos anteriormente tal modelo explicativo tem se mostrado ineficiente para que os estudantes compreendam como se dá a interação entre os átomos na formação das substâncias.

Nossa proposta será organizada através de textos de apoio que abordarão conceitos que julgamos ser necessários para o entendimento das ligações químicas por este viés. O objetivo destes textos de apoio é dar ao professor subsídios para a preparação de suas aulas dentro da proposta apresentada, para tanto os textos contarão com alguns direcionamentos aos educadores, propostas de algumas atividades que podem ser aplicadas, indicação de recursos multimídia, simulações computacionais, além de sugestões sobre atividades avaliativas e sobre o uso de modelagem durante as aulas.

Vale destacar que o objetivo de nosso trabalho é mostrar ao professor uma sugestão de como abordar o tema ligações químicas e que, portanto, caberá ao docente observar as possibilidades de aplicação de nossa proposta dentro de sua realidade de trabalho. Nosso objetivo em nenhum momento será dar uma “receita” de como trabalhar as ligações químicas e sim trazer “ingredientes” para que o próprio professor possa observar a melhor maneira de utilizar nossa proposta.

5.3 DESENVOLVIMENTO DA PROPOSTA DIDÁTICA

UNIDADE 1 – CONCEITOS ESTRUTURANTES PARA O ENSINO DAS LIGAÇÕES QUÍMICAS POR MEIO DA ENERGIA

O objetivo principal desta unidade será abordar alguns aspectos e conceitos relacionados à teoria atômica atual, configuração/distribuição eletrônica dos elementos químicos e propriedades periódicas que julgamos ser importantes como pré-requisitos para que os estudantes possam construir o conceito de ligações químicas com base em seus aspectos energéticos e estruturais. Nessa unidade traremos textos que trazem uma abordagem desses conceitos de forma abrangente e ao mesmo tempo simplificada pensando-se em sua aplicação e discussão nas aulas de química do ensino médio. Vale ressaltar que os conceitos tratados através dos textos desta unidade não constituem uma aplicação sequencial, cada um dos temas abordados já são discutidos nas aulas em momentos anteriores ao estudo das ligações químicas. Sendo assim, orientamos aos professores inserir as discussões trazidas nos textos durante a abordagem sequencial de conteúdos que lhe for conveniente.

Texto 1 – Modelo atômico atual, comportamento dual do elétron e orbital.

Extraído e adaptado de Mortimer e Machado (2013)

O modelo de Bohr continua válido para explicar a maioria das propriedades atômicas estudadas na Química durante o ensino médio. Historicamente, no entanto, o modelo de Bohr não perdurou por muito tempo. Ao longo da década de 1920, os físicos elaboraram um novo modelo para o átomo, que significaria uma verdadeira revolução científica e mostraria que a mecânica clássica definitivamente não poderia ser aplicada ao mundo subatômico. Este novo modelo iria mostrar-nos aspectos do mundo submicroscópico bastante estranhos aos nossos olhos acostumados com o mundo macroscópico.

Professor!



Sugerimos que estes pontos sejam tratados durante a abordagem de modelos atômicos extrapolando os modelos trabalhados até o modelo atual.

No modelo de Bohr, a quantização de energia é introduzida como uma hipótese adicional ao modelo de Rutherford. Mantém-se, no entanto, a ideia de que os elétrons se comportam como partículas carregadas girando ao redor do núcleo atômico, o que resulta na definição de órbitas para descrever as trajetórias dos elétrons.

Na época em que Bohr propôs seu modelo já se admitia a natureza dual para a luz. Segundo essa ideia, a luz se comportaria tanto como onda quanto como partícula. Em alguns fenômenos luminosos, poderíamos explicar melhor o comportamento da luz se a tratássemos como onda e, em outros, se a tratássemos como corpúsculo (partícula). Essa ideia se tornou tão forte que Louis de Broglie (1892-1987), no início da década de 1920, pensou na possibilidade de atribuir o mesmo comportamento dual aos elétrons.

Ao associar uma onda ao elétron, que assim passaria também a ser compreendido como tendo um comportamento dual – de partícula e de onda – Louis de Broglie “abriu as portas dos átomos” ao tratamento da mecânica ondulatória, que era então aplicada apenas aos fenômenos ondulatórios.

Na década de 1920, houve um grande desenvolvimento da Física, que culminou com o estabelecimento da teoria da mecânica quântica. O modelo atômico que emergiria do esforço dessa geração de físicos iria abandonar as ideias de órbita e, por conseguinte, de trajetória para descrever o comportamento do elétron. Mas qual é o significado físico de uma onda associada a uma partícula?

Em 1926, Max Born (1882-1970) propôs que a associação de uma onda ao elétron poderia ser interpretado como a probabilidade de encontrar o elétron em uma região da eletrosfera. Dessa forma, o elétron passaria agora a ser interpretado através da ideia de **orbital**, definido como a região mais provável de encontrar um elétron a certa distância do núcleo. Assim, os elétrons em um átomo não estariam girando ao redor do núcleo em órbitas circulares mas poderiam estar localizados em qualquer região delimitada pelo orbital atômico. Normalmente, nos referimos a esses diferentes orbitais usando as letras **s**, **p**, **d** e **f**.

É importante lembrar que, no modelo de Bohr, apenas a energia total do elétron estava quantizada (energia apenas com valores discretos), o que resultava na ideia de níveis de energia

Na web

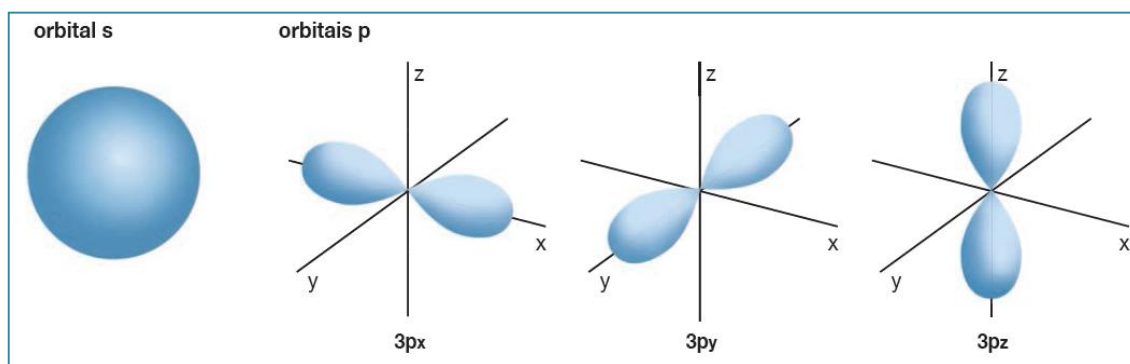


Para abordar os aspectos relacionados à associação de uma onda ao elétron sugerimos a apresentação de um vídeo que mostra o experimento da fenda dupla de Thomas Young disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=HZDR45m8AdY> – Duração (13m 17s)

associados a um único número inteiro, chamado de **número quântico**. No modelo atual, existem quatro números quânticos associados a cada elétron, o que torna a descrição mais complexa. Dessa forma, os orbitais são definidos, segundo sua energia, por quatro números quânticos, que correspondem à localização “mais provável” de um determinado elétron.

Com a ajuda de recursos computacionais é possível determinar então qual é a forma de cada tipo de orbital e assim, pela mecânica Quântica os elétrons não poderiam mais ser visto simplesmente como partículas ou pequenas esferas mas sim através de seu comportamento. A imagem da Figura 20 a seguir mostra a forma dos orbitais **s** e **p**. Os orbitais **d** e **f** possuem formas mais complexas e por isso não vamos demonstrá-las aqui.

Figura 20 - Representação dos orbitais s e p



Fonte: Santos e Mol (2013)

Como já dissemos, a descrição quântica do átomo, no modelo atômico atual, não é intuitiva. Um exemplo disso é que não é conveniente pensar no elétron como uma partícula “circulando” pela região definida pelo orbital. Se pensarmos na forma do orbital p, considerando que as suas duas regiões indicadas na Figura 20 não têm pontos em comum, ou seja, a probabilidade de que o elétron seja encontrado entre essas duas regiões é nula, imediatamente surgiria a pergunta: Como o elétron passa de uma região do orbital p para a outra?

Modelagem



Ao tratar dos orbitais atômicos o professor pode propor uma atividade de modelagem usando balões e bolas de isopor para que os estudantes modelem as formas desses orbitais. Essa atividade será importante para posteriormente conceituar hibridização e geometria molecular.

Essa pergunta não tem sentido na descrição do comportamento do elétron feita pela mecânica quântica. O elétron não passa de uma região para outra, ele não deve ser pensado apenas

como uma partícula, mas sim como uma “partícula-onda”. Nesse sentido, uma resposta aproximada para essas indagações seria a de dizer que o elétron não circula no espaço descrito pelo orbital p. O elétron, de certa forma, é esse espaço.



Atividade de Avaliação

Sugerimos como atividade de avaliação deste texto que o professor além de observar a participação dos estudantes durante as aulas peça para que os mesmos escrevam um texto dissertativo sintético dos principais pontos tratados durante a explanação dos conceitos. A atividade de modelagem utilizando balões e bolas de isopor também pode ser avaliada com relação aos conteúdos procedimentais, conceituais e atitudinais.

Texto 2 – Distribuição eletrônica e números quânticos: uma breve explanação

Extraído e adaptado de Mortimer e Machado (2013)

Diferentemente do modelo de Bohr, no modelo atômico atual não apenas a energia total do elétron está quantizada, mas também seu momentum angular, seu momentum magnético e ainda uma quarta grandeza chamada spin.

Não é preciso que você se preocupe, num curso introdutório de Química, com o significado de todos esses nomes. O mais importante é lembrar que, em qualquer átomo, cada elétron, em vez de ser caracterizado apenas por um número quântico correspondente ao nível de energia, como acontecia no modelo de Bohr, passa a ser caracterizado por quatro números quânticos. Cada elétron possui um conjunto distinto de quatro números quânticos, o que significa que dois elétrons num mesmo átomo nunca terão os mesmos valores para esses números. Eles devem diferir em pelo menos um dos números quânticos. Essa é uma forma simples de enunciar o **Princípio de Exclusão de Pauli**, que explica a distribuição dos elétrons na estrutura atômica.

Professor!



A abordagem sobre os números quânticos pode ser tratada no momento em que é trabalhada a distribuição eletrônica dos elementos. Essa discussão é importante para dar sentido ao diagrama de Linus Pauling e para que o estudante compreenda o processo de hibridização.

Vamos tentar dar uma ideia de cada um desses quatro números quânticos. O primeiro deles, o **número quântico principal**, que corresponde às órbitas descritas pelo número quântico do modelo de Bohr, este número está relacionado ao nível de energia do elétron. Indicamos esse número quântico pela letra n , que assume valores de número inteiros, 1, 2, 3, etc., como no modelo de Bohr.

O segundo número quântico, que chamaremos de **número quântico do momentum angular orbital**, está relacionado aos subníveis de energia dentro de um mesmo nível. Ele é designado pela letra l e pode ser associado à forma do orbital. Na distribuição eletrônica associamos a esse número quântico as letras **s, p, d, f**. Já vimos que os orbitais **s** têm forma esférica. Já os orbitais **p** têm a forma aproximada de dois balões (bexigas) ligados.

O terceiro número quântico, o **número quântico magnético**, indica o orbital individual em que um elétron se encontra dentro de certo subnível de energia. Ele pode ser interpretado como a possível localização do elétron dentro de um mesmo subnível. Isso indica que, por exemplo, o subnível **p** tem três orbitais, cujos números quânticos magnéticos são -1, 0 e +1.

Professor!

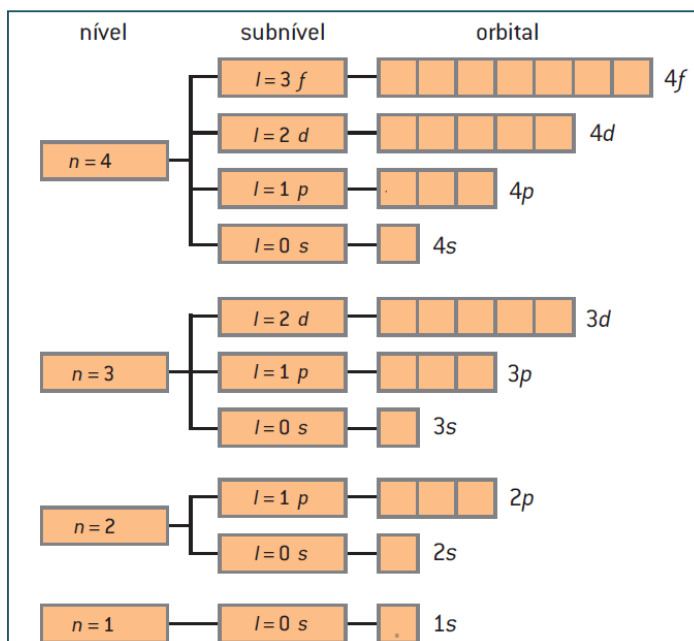


Entender o Princípio da Exclusão de Pauli é importante para que o estudante veja o diagrama de Pauling não só como um simples procedimento.

Para concluir a apresentação dos números quânticos, o quarto entre eles é chamado de **número quântico magnético spin**, que pode ter dois valores $+1/2$ e $-1/2$. O spin do elétron muitas vezes é interpretado como o sentido da rotação do elétron em torno de seu eixo, o que não é muito adequado, pois implica assumir que o elétron é apenas uma partícula. Esse modelo implica a concepção do elétron como onda. Dois elétrons num mesmo nível, subnível e orbital necessariamente têm spins opostos, o que está relacionado ao Princípio de Exclusão de Pauli, que estabelece que dois elétrons num mesmo átomo não podem ter os quatro números quânticos idênticos.

Uma das consequências do Princípio de Exclusão de Pauli é a de que cada orbital comporta, no máximo, dois elétrons, um com spin $+1/2$ e $-1/2$. O subnível **s**, portanto, comporta no máximo dois elétrons. Já o subnível **p**, que possui três orbitais, e comporta no máximo seis elétrons. Observe a Figura 21 que mostra o arranjo dos níveis, subníveis e orbitais para os quatro primeiros níveis de um átomo e os correspondentes números quânticos.

Figura 21 - Arranjo de nível, subníveis e orbitais para os três primeiros níveis.



Fonte: Mortimer e Machado (2013)

Distribuição eletrônica por níveis e subníveis

Com essas informações, podemos pensar em como distribuir os elétrons em um átomo por níveis e subníveis de energia. Essa distribuição vai ser importante porque permite entender a lógica da tabela periódica moderna e constatar que átomos de elementos, numa mesma coluna, têm configuração eletrônica semelhante para os elétrons situados no último nível de energia (**elétrons de valência**).

A ordem de energia dos níveis e subníveis corresponde aproximadamente à ordem em que foram apresentados na Figura 21 com os arranjos dos níveis, subníveis e orbitais, de baixo para cima. Devemos levar em consideração também a capacidade máxima de cada subnível: dois elétrons para o subnível s , seis elétrons para o subnível p , dez elétrons para o subnível d e catorze elétrons para o subnível f .

Professor!



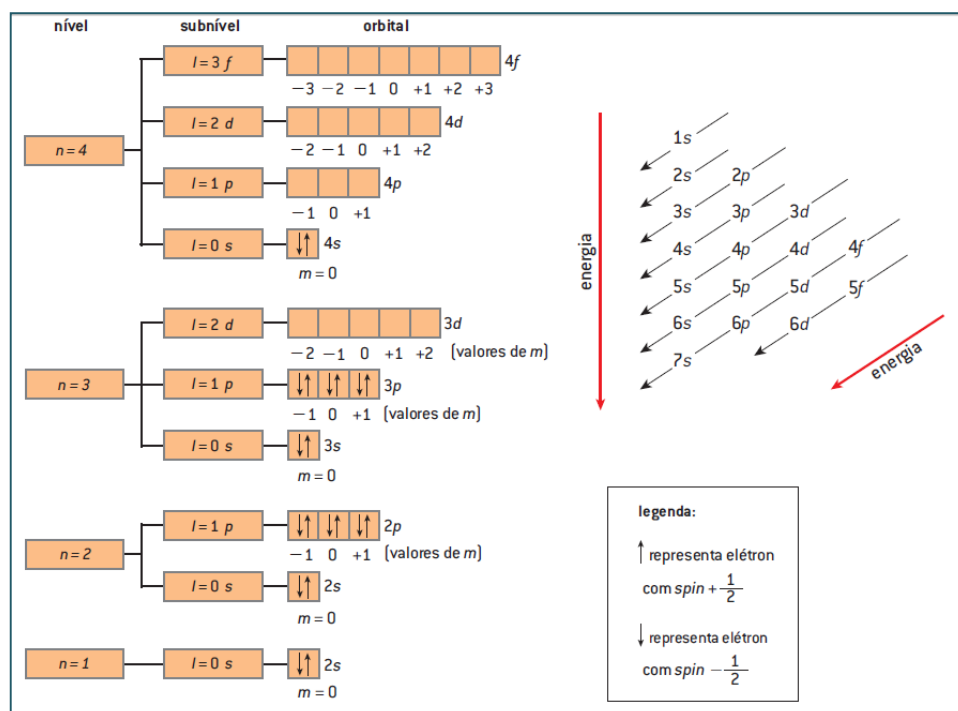
Apesar da distribuição eletrônica por níveis e subníveis ser em grande parte desenvolvida como conteúdo procedimental ela é importante para que os estudantes entendam a classificação periódica e os aspectos energéticos da organização dos elétrons no átomo.

Existe um diagrama que nos ajuda a distribuir os elétrons por níveis e subníveis levando em consideração essas inversões na ordem de energia dos diferentes subníveis em que são distribuídos os elétrons de valência. É conhecido como **diagrama de Pauling** em homenagem ao químico Linus Pauling (1901-1994), que deu várias contribuições para a aplicação da mecânica quântica à Química.

Existe ainda outra regra, conhecida como **Regra de Hund**, que diz que para orbitais de mesma energia (p_x , p_y e p_z) distribui-se, inicialmente, um elétron em cada orbital. Somente quando todos os orbitais estiverem preenchidos, o segundo elétron, com spin oposto, é colocado naquele orbital. Veja o exemplo da distribuição eletrônica do Cálcio que possui número atômico igual a 20 e, portanto possui 20 elétrons.

Outro aspecto importante a ser considerado é o fato de que, a partir do nível $n = 3$, surgem algumas inversões nos subníveis de energia. O subnível 4s, por exemplo, apresenta menor energia do que o subnível 3d e, portanto, ao fazermos a distribuição eletrônica, devemos preencher o subnível 4s antes do 3d. Perceba que no preenchimento dos orbitais existe uma inversão na ordem de energia acontecem para os elétrons mais energéticos de um átomo, chamados de elétrons de valência.

Figura 22 - Distribuição eletrônica do cálcio. Note que cada elétron tem um estado quântico único, determinado pelos quatro números quânticos.



Fonte: Mortimer e Machado (2013) – adaptado

Usando o diagrama de Pauling e a notação adequada para escrever a distribuição eletrônica, na qual o número de elétrons em cada subnível é indicado por um número colocado como expoente à letra que indica o subnível, temos a seguinte representação para a distribuição eletrônica do átomo neutro de cálcio, que tem vinte elétrons. Lembre-se de que o número de elétrons, para qualquer átomo neutro, é igual ao número de prótons, indicado pelo número atômico do elemento químico, Z. Assim a distribuição eletrônica do cálcio será $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

Na web



Uma sugestão de jogo didático que pode ser usado como avaliação deste tópico está disponível em:

<http://www.abq.org.br/simpequi/2012/trabalhos/60-12973.html>



Atividade de Avaliação

Como atividade de avaliação para os conceitos relacionados à distribuição eletrônica em níveis e subníveis sugerimos para o professor o uso de jogos e atividades lúdicas para que os alunos consigam aplicar os assuntos abordados.

Texto 3 – Propriedades periódicas: observações importantes sobre raio atômico, energia de ionização, eletronegatividade e afinidade eletrônica⁷

Com certeza o entendimento das propriedades dos elementos químicos é o primeiro passo para compreendermos como estes elementos formam moléculas, substâncias e materiais. As propriedades periódicas são aquelas relacionadas aos elementos químicos e que seguem determinado padrão de variação ao longo da tabela periódica.

Para abordar as propriedades periódicas utilizaremos como base o modelo atômico de Bohr que prevê o átomo definido a partir de camadas eletrônicas com energias fixas.

Professor!



A abordagem deste texto é tratada no momento em que se trabalha das propriedades periódicas dos elementos químicos. Sendo assim, este texto tem como objetivo mostrar uma abordagem para as propriedades periódicas que julgamos serem pré-requisitos importantes para o estudo das ligações químicas.

⁷ Alguns dos pontos destacados neste texto foram extraídos e/ou adaptados de SANTOS, W. L. P.; MÓL, G. S. (coords) Química cidadã. 2. ed. São Paulo: AJS, 2013.

As principais propriedades periódicas dos elementos químicos estão relacionadas ao **raio atômico**, definido como a medida do centro do átomo até sua camada mais externa.

Raio atômico

Se observarmos o raio de um átomo ao longo de um período da tabela periódica iremos perceber que, de maneira geral, o seu valor cresce da direita para a esquerda e de cima para baixo.

Professor!



É importante que o estudante consiga observar a relação que existe entre a carga do átomo e seu raio, o que terá reflexo principalmente em outras propriedades periódicas como energia de ionização, afinidade eletrônica e eletronegatividade.

A explicação para isso está no número de camadas que o átomo possui e também no número de cargas positivas existentes em seu núcleo. À medida que andamos da esquerda para a direita em um período da tabela periódica observamos que o número de cargas positivas (prótons) aumenta, provocando assim uma maior atração do núcleo com a eletrosfera, o que resulta em uma aproximação dos elétrons e diminui o raio do átomo. Ainda, se percorrermos a tabela periódica de cima para baixo perceberemos que o número de camadas eletrônicas será maior a cada período fazendo com que o raio do átomo se torne cada vez maior.

Observe a Figura 23 a seguir que mostra a variação do raio atômico em relação ao número atômico para os primeiros elementos da tabela periódica.

Experimentação

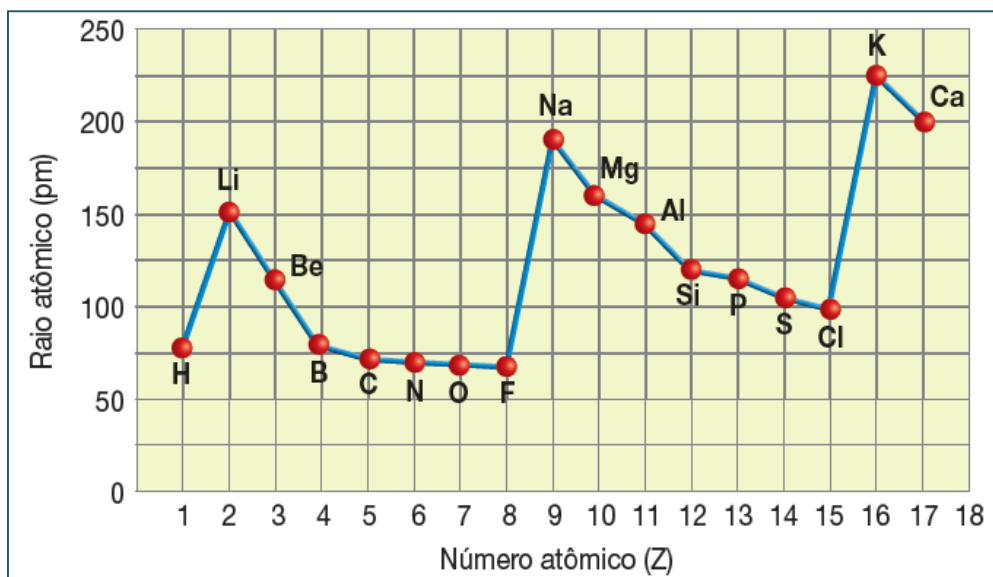


Existe um experimento que determina o valor aproximado do raio atômico do Fe (podendo ser adaptado também para o cobre). Trata-se de um experimento simples e que pode ser realizado utilizando apenas balança, proveta e água destilada.

Para saber mais consulte o livro Química Cidadã vol. 1 - p. 213.

Versão em pdf do livro disponibilizado pela editora em:
http://www.editoraajs.com.br/pnld2015/quimica_cidada/#/livros
 SANTOS, W. L. P.; MÓL, G. S. (coords) *Química cidadã*. 2. ed. São Paulo: AJS, 2013

Figura 23 - Variação do raio atômico dos primeiros elementos da tabela periódica em função de número atômico



Fonte: Santos e Mol (2013)

Perceba que o comportamento do raio atômico não é linear e que sua variação nem sempre é constante, isso se dá por efeitos relacionados às forças de atração núcleo-eletrosfera que não são tratados em detalhes no ensino médio.

Energia de Ionização

Professor!



Perceba que a forma com que o conceito de energia de ionização é construído pretende levar os estudantes a entender a relação entre energia e forças de atração e repulsão entre cargas opostas. Esses conceitos serão essenciais quando as ligações químicas forem abordadas.

Quando um átomo perde elétrons ele se torna carregado positivamente formando um íon (cátion), no entanto, este processo não é espontâneo e requer energia. Na natureza as transformações da matéria tendem espontaneamente sempre a um estado de menor energia, é o que observamos quando abandonamos determinado objeto a certa altura, naturalmente esse objeto irá cair e tocar o solo. Isso acontece porque ao cair ele diminui o valor de sua energia potencial gravitacional (grandeza estudada pela física).

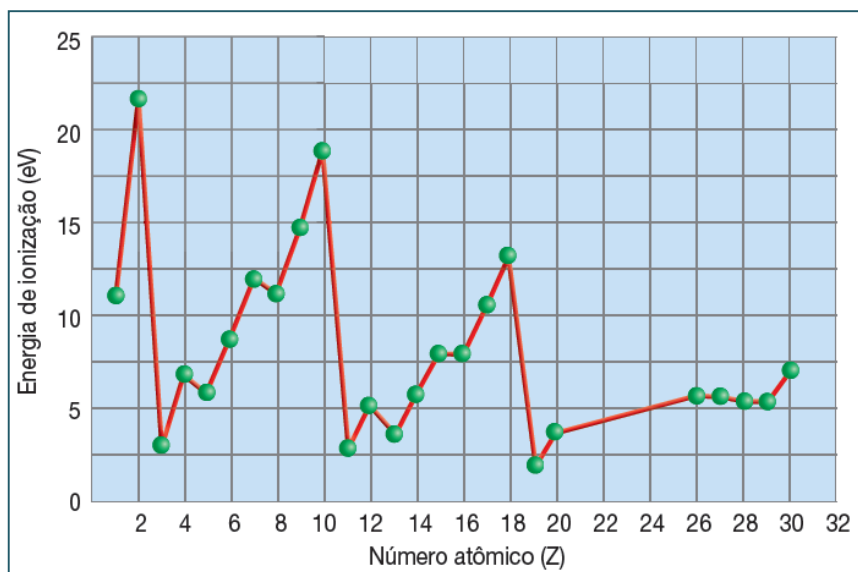
Quando tratamos de corpos carregados como no caso dos elétrons e prótons de um átomo a energia envolvida é chamada de energia potencial eletrostática. Em física dizemos que a energia potencial eletrostática diminui

com o aumento das forças atrativas e que aumenta com o aumento de forças de caráter repulsivo. Assim conseguimos entender que quando um átomo perde elétrons sua energia deverá aumentar desestabilizando-o de certa forma, uma vez que o número de forças atrativas (núcleo-elétrons) irá diminuir. Por tanto, quando se pretende retirar elétrons de um átomo é necessário certo valor de energia.

A energia necessária para retirar um elétron da camada de valência de um átomo qualquer é chamada **energia de ionização**. Logicamente, o valor dessa energia será diretamente proporcional à força com que este elétron é atraído pelo núcleo. Pensando por esta lógica percebe-se que quanto menor for o raio de um átomo e proporcionalmente maior for sua carga, maior deve ser a força com que seu núcleo atrai os elétrons para si, tornando o valor da energia de ionização maior. Em contrapartida, átomos com raio maior e menor carga nuclear devem apresentar valores de energia de ionização mais baixos, o que significa que estes elementos podem perder elétrons com certa facilidade.

Com base nessas discussões percebe-se que o comportamento da energia de ionização com relação ao número atômico dos elementos químicos da tabela periódica deve ser o inverso do observado no gráfico de variação do o raio atômico. Esse comportamento é descrito na Figura 24.

Figura 24 - Variação da energia de ionização de acordo com o número atômico dos elementos



Fonte: Santos e Mol (2013)

Perceba que à medida que o número atômico aumenta o valor da energia de ionização aumenta, no entanto, com o aumento do número de camadas a força de atração do núcleo para com os elétrons diminui fazendo com que a energia necessária para retirar um elétron da camada de valência do átomo seja menor. É importante perceber também que o gráfico traz os valores de energia de ionização em elétrons-volts (eV) porém a unidade kJ mol^{-1} também é bastante utilizada.

Afinidade eletrônica

A afinidade eletrônica é a medida da energia liberada por um átomo quando ele recebe um elétron. De certa forma, a interpretação da afinidade eletrônica de um elemento químico será inversa à dada para a energia de ionização. Quando um elemento químico recebe um elétron forma-se também um íon sendo que este é um íon de carga negativa (ânion) que fará com que, dependendo do átomo, as forças atrativas aumentem diminuindo a energia do potencial eletrostática. Mas porque depende do átomo?

A resposta para essa pergunta está no fato de que quando um átomo ganha ou perde elétrons não são só as forças de atração que estão envolvidas, as forças de repulsão também estão relacionadas à energia final destes processos.

Sendo assim, átomos com raio menor devem apresentar maiores valores de afinidade eletrônica uma vez que atraem fortemente os elétrons que são partículas negativas devido à maior quantidade cargas positivas em seu núcleo e à proximidade entre núcleo e eletrosfera. Em contrapartida, átomos com raios atômicos maiores apresentaram valores de afinidade eletrônica menores uma vez que ao receber um elétron esses átomos que atraem fracamente seus próprios elétrons ainda terá um aumento nas repulsões elétrons-elétron, tornando esse processo menos favorável;

Na web



Existe um aplicativo online que apresenta a tabela periódica e as propriedades dos elementos químicos, além de demonstrar a forma de orbitais atômicos e distribuição eletrônica.

Disponível em:

<http://www.ptable.com/?lang=pt>

O professor pode projetar o aplicativo usando projetor multimídia e mostrar a variação das propriedades periódicas.

Eletronegatividade

A eletronegatividade pode ser expressa como a tendência de um átomo atrair elétrons para si. À primeira vista a definição desta propriedade parece ser redundante ao da afinidade eletrônica, de fato a variação da eletronegatividade varia de maneira geral da mesma forma que os de afinidade eletrônica, porém, existem dois pontos básicos que diferem estas propriedades.

Ao contrário da afinidade eletrônica que atribui valores de energia para os átomos isolados a eletronegatividade é definida principalmente para o caso em que o átomo está ligado ao outro (os). Outro ponto que difere a eletronegatividade da afinidade eletrônica é que os valores de eletronegatividade dos átomos correspondem a uma escala arbitrária definida por Linus Pauling, que traduz a tendência dos átomos em receber elétrons ao estabelecerem ligações químicas.

Apesar de apresentar diferenças básicas com a afinidade eletrônica a eletronegatividade também aumenta, de maneira geral, ao longo de um período à medida que a força de atração do núcleo para com os elétrons aumenta, ou seja, aumenta à medida que o raio dos átomos se torna menor. Segundo Santos e Mol (2013), as exceções são o hidrogênio que possui o núcleo com um próton (no entanto observa-se certa tendência deste elemento atrair elétrons para si, haja vista o fato de o mesmo possuir também apenas um elétron) e os gases nobres (átomos que já são muito estáveis).



Atividade de Avaliação

Sugerimos que o professor avalie a aprendizagem dos estudantes sobre os conceitos de propriedades periódicas plotando o aplicativo PTABLE (disponibilizado na web) no projetor multimídia e peça que os alunos façam previsões de algumas propriedades discutidas com base na localização do elemento. Para isso o professor pode por exemplo mostrar as propriedades de elementos que antecedem o elemento questionado e fazer questionamentos que levem o estudante a prever as propriedades do elemento analisado.

Além disso o professor pode aplicar testes contendo questões sobre as propriedades dos elementos químicos e seu comportamento ao longo da tabela periódica.

UNIDADE 2 - INTRODUÇÃO ÀS LIGAÇÕES QUÍMICAS: TESTANDO AS PROPRIEDADES DOS MATERIAIS E EVIDENCIANDO DIFERENÇAS.

Para iniciarmos a discussão sobre as ligações químicas no Ensino Médio julgamos ser necessária uma visão macroscópica, buscando proporcionar aos estudantes conhecer e principalmente perceber as propriedades de algumas substâncias presentes em seu cotidiano. De fato a experimentação assume um papel importante para a construção do conhecimento químico além de despertar o interesse dos estudantes para o aprendizado. Como afirma Giordan (1999), é de conhecimento dos professores de ciências o fato de a experimentação despertar um forte interesse entre alunos de diversos níveis de escolarização. Ressaltamos que não é somente o fato de realizar experimento que proporcionará ao estudante aprender algo, é importante que o experimento seja contextualizado e propicie situações de aprendizado pelos estudantes.

Com base nessas premissas esta unidade trará a proposta de duas atividades experimentais que servirão como motivadoras para as discussões sobre as ligações químicas. A escolha em propor as atividades experimentais antes da abordagem dos conceitos pretende fazer com que os estudantes possam a partir do experimento e com o andamento das aulas teóricas construir o conceito de ligações químicas e assim, propor explicações cientificamente aceitas para os fenômenos observados experimentalmente. Não pretendemos realizar experimentos para a comprovação de teorias, mas problematizar e instigar os estudantes em construir explicações e principalmente conceitos.

Atividade Experimental 1 – A água sempre conduz eletricidade?

Extraído e adaptado de Santos e Mól (2013)

Motivação inicial

Ao consertar um chuveiro elétrico, o eletricitista corre risco de levar choque. Mas será que a água sempre conduz eletricidade? A água utilizada em casa é um material que possui uma diversidade de substâncias dissolvidas. Será que o tipo de material que está dissolvido na água

Professor!



Recomendamos que quando possível este experimento seja realizado pelos próprios alunos. Acreditamos que ao realizarem os testes eles poderão tirar conclusões mais ricas do que através de demonstração.

O equipamento para testar condutividade tem baixo custo e é fácil de construir!

afeta sua condutividade? O presente experimento tem como objetivo analisar a condutividade elétrica de diferentes materiais em diferentes condições.

Materiais

- Testador de condutividade elétrica
- 9 béqueres de 100 mL (ou copos)
- Água da torneira
- Sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$ - açúcar)
- Álcool etílico (CH_3CH_2OH)
- Solução de bateria (solução H_2SO_4)
- Parafina (sólida)
- Chapa metálica pequena de zinco
- Espátulas (ou colheres)
- 50 mL de água destilada*
- Cloreto de sódio ($NaCl$ - sal)
- Bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$)
- Acetona comercial (C_3H_6O)
- Enxofre (sólido)
- Chapa metálica pequena de cobre

** Pode ser encontrada em postos de combustíveis ou farmácias de manipulação*

Procedimento

1 - Monte em seu caderno um quadro com quatro colunas com os seguintes títulos: Materiais; O material conduz eletricidade? O material dissolvido em água conduz eletricidade? E o material é solúvel em água?

Material	O material conduz eletricidade	O material dissolvido em água conduz eletricidade?	O material é solúvel em água?

2 – Coloque água destilada até a metade de um béquer e mergulhe a ponta dos fios do testador de condutividade com cuidado para que as pontas não se encostem.

3 – Anote na tabela feita em seu caderno, na linha referente à água destilada, se a lâmpada acendeu ou não, indicando a condução de corrente elétrica.

4 – Em outro béquer seco coloque uma porção do segundo material (ex. cloreto de sódio) e encoste a ponta dos fios do testador de condutividade no material sólido. Anote no quadro feito em seu caderno se houve ou não condução elétrica.

Na web



O site Ponto Ciência mostra como construir um testador de condutividade portátil utilizando materiais de fácil acesso e baixo custo.

Acesse o link:

<http://www.pontociencia.org.br/experimentos/visualizar/testador-de-condutividade/203>

5 – Adicione água a esse béquer, tentando dissolver o material, caso seja possível. Teste a condutividade da solução obtida e anote em seu caderno os resultados.

6 – Repita as etapas 4 e 5 do procedimento com os demais materiais e anote os resultados obtidos. Não é necessário adicionar água à solução de bateria, pois ela já contém água.

Análise dos dados

Q1 - Classifique os materiais nos seguintes grupos:

- a) materiais que não conduzem eletricidade no estado sólido;
- b) materiais não solúveis em água;
- c) materiais solúveis em água que não conduzem eletricidade quando dissolvidos;
- d) materiais solúveis em água que conduzem eletricidade quando dissolvidos.

Professor!



Note que a questão 4 tem como objetivo fazer com que o estudante perceba que existe uma relação entre quais os átomos que constituem a substância e suas propriedades.

Q2 - Tente explicar o que é necessário para que a lâmpada acenda.

Q3 - Sabendo que a matéria é constituída de espécies químicas as quais podem ser neutras ou ter cargas elétricas, identifique quais materiais são constituídos de espécies neutras.

Q4 - Na tabela periódica localize a posição dos elementos que constituem cada uma das substâncias testadas e tente estabelecer alguma relação entre essas posições e as propriedades observadas durante o experimento.

Professor!



Espera-se que a partir deste experimento os estudantes busquem explicações para as observações feitas. Para isso o professor deve instigá-los através de perguntas e discussões para que eles expliquem a condutividade elétrica observada em alguns materiais e em outros não. É interessante expor os resultados junto à turma e promover discussões entre os estudantes e permitir que os alunos exponham suas concepções.

Atividade Experimental 2 – Martelando materiais e discutindo descobrindo propriedades

Extraído e adaptado de Pariz (2011)

Motivação inicial

O que será que acontece quando usamos um martelo para moldar diferentes sólidos? Para responder a esta pergunta vamos refletir sobre o trabalho realizado por um ferreiro. Um ferreiro é uma pessoa que cria objetos de ferro ou de aço, utilizando martelo como ferramenta. Os ferreiros trabalham forjando, ou seja, batendo, peças de ferro ou aço até o metal ser moldado. Agora imagine o que aconteceria se a matéria prima do ferreiro não fosse o ferro e sim outro sólido como uma vela ou um cristal. Será que o ferreiro conseguiria moldá-los? O experimento que vamos realizar tem como objetivo estudar algumas propriedades dos sólidos e investigar como essas propriedades estão relacionadas com os átomos que constituem os materiais.

Professor!



Este experimento pode ser feito pelos estudantes ou através de demonstração pelo professor. Porém, sugerimos que se houverem condições de segurança e materiais que os próprios estudantes realizem o teste.

Materiais

- Cristais de sulfato de cobre (CuSO_4)
- Vela
- Cloreto de Sódio (NaCl - sal grosso)
- Lâmina de zinco ou um utensílio doméstico de metal
- Lâmina de cobre
- Martelo

Procedimento

1 – Antes de iniciar o experimento faça uma tabela em seu caderno de quatro colunas com os seguintes títulos:

<i>Material</i>	<i>O material brilha ou reflete luz</i>	<i>O material é quebradiço?</i>	<i>O material é moldável (maleável)?</i>

2 – Com o auxílio de um martelo bata moderadamente no cristal de sulfato de cobre (CuSO_4) tentando moldá-lo. Observe e anote o que acontece na tabela em seu caderno.

3 – Repita o procedimento com os demais materiais sempre anotando o que foi observado. Tente martelar os materiais testados com a mesma intensidade de força.

Análise dos dados

1 – Os resultados obtidos pelo experimento já eram esperados por você? Justifique cada caso.

2 – Faça uma representação através de desenho para demonstrar o que acontece no nível microscópico com os materiais ao serem martelados. Reflita sobre como deve ser a estrutura de cada pensando nos resultados do experimento.

3 – O sulfato de cobre (CuSO_4) e a chapa de cobre (Cu) possuem em sua átomos do mesmo elemento químico, o cobre. No entanto, ao realizar o experimento você observou que esses materiais apresentaram resultados diferentes. Como você explicaria essa observação?



Atividade de Avaliação da Unidade 2

Para fazer a avaliação dos estudantes durante o desenvolvimento das atividades propostas nessa atividade sugerimos que o professor peça que os alunos façam um breve relato escrito dos experimento colocando os resultados, discussões e suas conclusões sobre o experimento. Este relatório não precisa atender às normas científicas, sendo sintético e manuscrito. (Sugerimos 1 ou 2 páginas no máximo para cada experimento)

Professor!



Com essas atividades experimentais esperamos dar subsídios para as discussões futuras relacionadas às ligações químicas e seus reflexos nas propriedades das substâncias. Ambas as atividades descritas nesta unidade possuem elementos suficientes para embasar a abordagem das ligações covalentes, ligações iônicas e ligações metálicas. Retomaremos os resultados obtidos por estas atividades durante as abordagens dos tipos de ligações químicas.

UNIDADE 3 – CONCEITOS INTRODUTÓRIOS: POR QUE OS ÁTOMOS SE LIGAM?

Nesta unidade iremos abordar alguns conceitos introdutórios sobre as ligações químicas. Trata-se de conceitos gerais que tem como objetivo proporcionar aos estudantes construírem a ideia de que o fundamento principal das interações estabelecidas entre os átomos está no abaixamento da energia total do sistema. Além disso, discutiremos alguns aspectos relacionados às interações que regem qualquer tipo de ligação entre átomos, forças de natureza eletrostática. Com isso pretendemos que os estudantes percebam que, considerando os átomos como corpos carregados, na essência o tipo de interação entre eles será sempre o mesmo. Nesse sentido, a distinção entre ligação iônica, covalente e metálica torna-se puramente didática, uma vez que mesmo ligações consideradas covalentes apresentam certo caráter iônico e ligações iônicas podem ter certo comportamento covalente.

Através da abordagem trazida nesta unidade esperamos que os estudantes construam a ideia de que quando as ligações químicas são formadas ocorre uma diminuição na energia do sistema e que, em contrapartida, a quebra de uma ligação necessita da adição de energia, superando uma das concepções alternativas mais observadas nos estudantes do ensino médio. Como aponta Fernandez e Marcondes (2006 *apud* Hapkiewicz, 1991) em relação à energia envolvida nas ligações, para alguns estudantes ligação química é interpretada como se fosse uma mola e que, liberaria energia quando rompida. Os alunos têm a ideia de que a ligação segura os átomos juntos e libera energia quando é rompida. Outra concepção alternativa que pretendemos superar é a ideia que alguns estudantes têm de que as ligações químicas são entidades físicas como uma linha ou cordão que prende um átomo ao outro (FERNANDEZ; MARCONDES 2006).

Texto 1 – A energia envolvida na interação entre os átomos.

Se observarmos a tabela periódica veremos que foram descobertos pouco mais de 100 elementos químicos. Porém, se pensarmos na quantidade de substâncias e materiais que existem e todos os dias são inventadas nos questionaremos: como isso é possível se tudo é formado pelos átomos? A resposta para essa questão é simples: os átomos se combinam para formar as substâncias.

Com exceção dos elementos da família 18, conhecidos como gases nobres ou raros, todos os outros elementos químicos são encontrados na natureza ligados uns aos outros das mais diferentes maneiras. Assim podemos entender como a partir de pouco mais de 100 elementos químicos podemos ter uma infinidade de substâncias e materiais. No entanto, surge outra questão: Como será que estes átomos se ligam?

Para começar a entender porque os átomos se ligam devemos pensar inicialmente em um princípio básico da natureza: “tudo tende espontaneamente a um estado de menor energia”. Isso significa que as transformações da matéria acontecem de maneira espontânea para que as energias das entidades envolvidas no processo tenham, ao final da transformação, energia menor que aquela apresentada no início, antes que ocorresse a transformação.

Podemos exemplificar esse fato com um experimento simples. Se segurarmos determinado objeto a certa altura do solo e o soltarmos naturalmente podemos prever que ele irá cair. Mas qual a explicação para isso? Será a tal gravidade que puxa este objeto para o chão? Na verdade a explicação para essa observação não está apenas na gravidade, mas sim na energia envolvida no processo, chamada de Energia Potencial Gravitacional (Epg).

Professor!



Optamos por iniciar as discussões sobre energia através do exemplo da Energia Potencial Gravitacional, pois consideramos observações mais próximas dos estudantes, além de tratar de um conceito já trabalhado na disciplina de física.

$$E_{pg} = m \cdot g \cdot h$$

m = massa do objeto

g = aceleração gravitacional

h = altura do objeto

Ocorre que quando o objeto está a certa altura do chão o valor de sua Energia Potencial Gravitacional será diretamente proporcional à sua altura. Porém, quando o objeto está no solo sua altura (h) será igual a zero e, portanto sua Energia Potencial Gravitacional também será nula. Dessa maneira o objeto cai, pois nesse estado (junto ao solo) sua energia diminuirá. Vale lembrar que a energia de qualquer processo nunca se perde ela apenas é transformada em outro tipo de energia.

No caso do exemplo, a Energia Potencial Gravitacional é transformada em Energia Cinética (relacionada ao movimento do objeto durante a queda).

Agora vamos extrapolar esse raciocínio para os átomos dos elementos químicos. Se eles interagem para formar as substâncias podemos pensar que esse processo faz com que a energia deles deve diminuir quando isso ocorre. Agora basta entender de que forma a interação entre os átomos pode diminuir sua energia.

Professor!



É importante que os estudantes percebam a relação entre as forças de atração eletrostáticas entre cargas opostas e o abaixamento da energia interna do sistema. Essas definições ajudaram o estudante a entender conceitos como rede cristalina e interações intermoleculares.

Os átomos são constituídos de partículas com carga positiva (prótons) e carga negativa (elétrons), além dos nêutrons que não apresentam cargas. Dessa forma, para entender o que acontece com a energia dos átomos quando eles interagem devemos entender sobre a variação de energia de partículas carregadas, assim como na física.

As forças de atração ou repulsão entre partículas carregadas são denominadas força de interação coulombiana (força elétrica) em homenagem ao físico Charles Augustin Coulomb, que propôs a lei referente às forças de interação (atração e repulsão) entre duas cargas elétricas puntiformes, ou seja, com dimensão e massa desprezível, assim como os elétrons de um átomo.

Segundo a Lei de Coulomb a força (ou energia) eletrostática é diretamente proporcional às cargas das partículas que interagem (q_1 e q_2) e inversamente proporcional ao quadrado da distância entre elas (r^2), e seu módulo pode ser expresso pela relação:

$$F \propto \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$

Para cargas de sinais opostos, essa força é atrativa; para cargas de mesmo sinal, é repulsiva. O fato de ser inversamente proporcional ao quadrado da distância entre as partículas indica que a repulsão ou a atração serão tanto mais fortes quanto mais próximas estiverem as partículas. A partir dessas definições podemos afirmar que **a atração entre cargas de sinais opostos faz com que a energia do sistema diminua e a repulsão entre cargas de sinais iguais fará com que a energia do sistema aumente.**

Agora sim podemos compreender como a interação entre os átomos pode diminuir a energia do sistema e como os átomos interagindo entre si podem ter menor energia que se eles estivessem isolados.

Imagine a situação em que dois átomos estejam distantes de forma que não haja interação entre eles. Nesse momento, as forças atrativas (que diminuem a energia do sistema) serão apenas entre o núcleo do átomo e seu elétron. No momento em que estes átomos se aproximarem a certa distância irão começar a surgir forças de atração do núcleo de um átomo e os elétrons do outro átomo. Também começam a surgir processos de repulsão entre os elétrons dos dois átomos e seus núcleos. Segundo Santos e Mól (2013) as forças de atração e repulsão eletrostáticas dependem do tamanho e das cargas dos átomos. O resultado do somatório dessas forças produz diferentes efeitos. Em alguns casos, predominam as forças de repulsão e os átomos tendem a se afastar. Em outros, prevalecem as forças de atração e os átomos tendem a formar ligações químicas.

Dessa forma, poderemos concluir que as ligações químicas ou as interações eletrostáticas entre os átomos aconteceram se tiverem como resultado um estado energético menor, ou seja, onde as forças de atração sejam maiores que no estado inicial e as forças de repulsão se tornem menores.



Atividade de Avaliação

Sugerimos como atividade de avaliação desse texto que o professor peça aos alunos para elaborarem uma pequena síntese dos conceitos abordados falando sobre como a interação entre cargas iguais e opostas pode contribuir para o aumento ou abaixamento da energia de um sistema. Assim o docente poderá avaliar o nível de entendimento dos alunos sobre o tema, o que servirá como referencial para o tratamento dos conceitos seguintes.

Professor!



Essa discussão inicial sobre energia e suas implicações para os átomos durante a formação das ligações químicas é importante para que os estudantes construam a ideia que a atração eletrostática que rege as interações Interatômicas e intermoleculares.

Importante! Durante essa abordagem é importante deixar claro aos estudantes que as ligações químicas não são entidades materiais como molas ou cordas, tratam-se de interações por atração eletrostática entre cargas opostas.

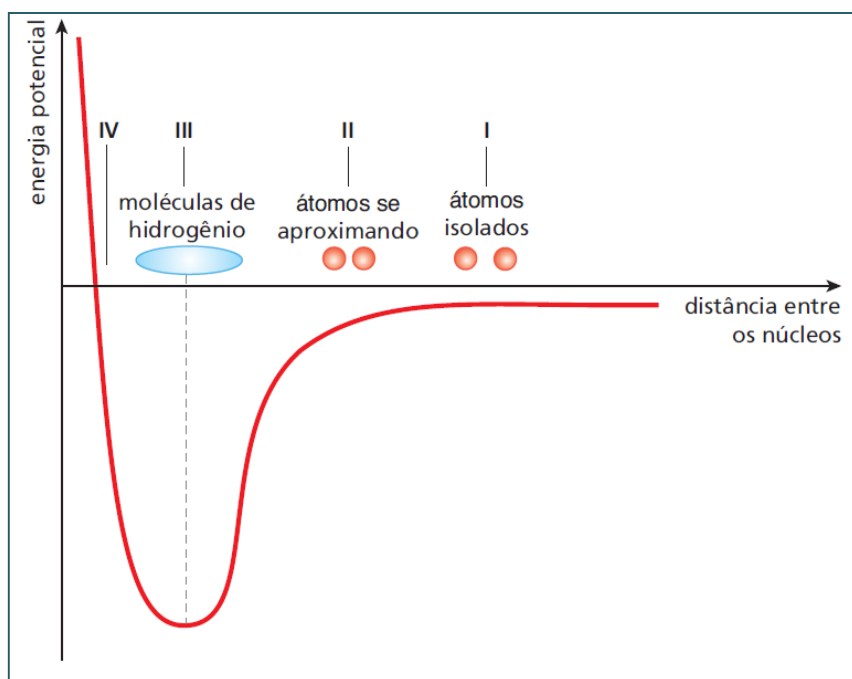
Texto 2 – Como ocorrem as ligações químicas. Por que os átomos se ligam?

Extraído de Mortimer e Machado (2013)

Para explicar como ocorrem as ligações químicas de maneira geral iremos usar o exemplo da formação do gás hidrogênio H_2 . Vejamos o que acontece com a energia de um sistema contendo dois átomos de hidrogênio quando esses átomos se aproximam.

Observe o gráfico da Figura 25 que apresenta, como eixo y (ordenadas), a energia potencial, e como eixo x (abscissas), a distância entre os núcleos de dois átomos de hidrogênio. Note que faremos a leitura desse gráfico da direita para a esquerda.

Figura 25 - Diagrama da energia potencial em função da distância internuclear para a formação da molécula de hidrogênio



Fonte: Mortimer e Machado (2013)

Quando dois átomos estão afastados (*situação I*), praticamente não existe uma interação entre eles. À medida que se aproximam, passam a atuar forças de atração entre o núcleo de cada um dos átomos e os elétrons do outro. Ao mesmo tempo, atuam forças de repulsão entre os núcleos e também entre os elétrons dos dois átomos (*situação II*).

A predominância das forças de atração faz com que os átomos de hidrogênio se aproximem cada vez mais, diminuindo a energia do sistema, até alcançarem uma distância na qual a energia é mínima (*situação III*). Nessa situação, há um equilíbrio entre as forças de atração e repulsão, e os elétrons de cada um dos átomos são atraídos igualmente pelos dois núcleos. Há, portanto, a formação do que chamamos ligação química. Neste caso, está sendo formada uma ligação covalente, mas podemos generalizar o fato de que toda ligação química se forma pela diminuição da energia do sistema. Portanto, para romper uma ligação química, deve-se fornecer energia ao sistema, enquanto sua formação libera energia. A *situação III* ocorre a certa distância entre os núcleos dos dois átomos, chamada de comprimento de ligação. Essa distância corresponde a 0,074 nm.

Simulação



O site PhET Interactive Simulations da Universidade do Colorado tem uma simulação que mostra a energia potencial com a aproximação dos átomos. Sugerimos sua utilização para mostrar como a energia varia quando se forma as ligações químicas.

A simulação está disponível para download em:

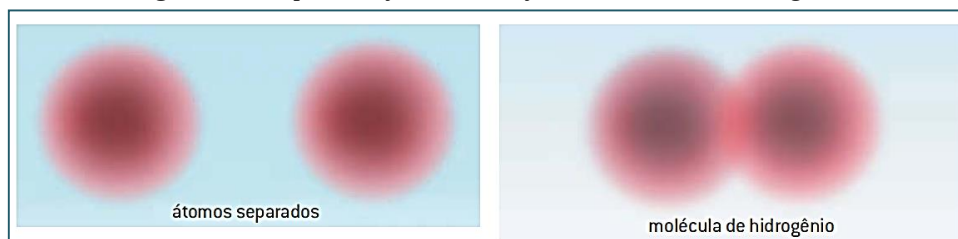
http://phet.colorado.edu/sims/status-of-matter/atomic-interactions_pt_BR.jar

Uma maior aproximação entre os átomos (*situação IV*) provocará aumento da energia do sistema, com consequente diminuição da estabilidade.

A *situação III* corresponde à formação de uma ligação química entre os átomos de hidrogênio. O resultado é a formação de uma molécula de hidrogênio (H_2). Esse tipo de ligação química se dá por compartilhamento de elétrons e, como já vimos, chama-se ligação covalente. A formação de ligações covalentes entre os átomos geralmente resulta na formação de um agrupamento de átomos denominado **molécula**.

Considerando o modelo atômico, na *situação I*, na qual os átomos estão separados, cada elétron ocupa uma região do espaço em torno do núcleo, o orbital atômico (no caso, um orbital s). Na *situação III*, em que os átomos estão unidos por ligação covalente, os elétrons são atraídos igualmente pelos dois núcleos. Essas situações podem ser representadas através da Figura 26.

Figura 26 - Representação da formação da molécula de hidrogênio



Fonte: Mortimer e Machado (2013)

Toda vez que se forma uma ligação química, a energia do sistema diminui. Essa diminuição corresponde a uma liberação de energia do sistema para a vizinhança. A quantidade de energia liberada é conhecida como energia de ligação. De forma análoga, para que uma ligação química seja quebrada, é necessário fornecer energia ao sistema.

As reações químicas correspondem a rearranjos de átomos, em que algumas ligações são quebradas e outras são formadas. A quantidade de energia liberada ou consumida numa reação química vai depender do balanço entre a energia consumida para quebrar as ligações existentes nas espécies reagentes e a energia liberada na formação de novas ligações nos produtos. Frequentemente, numa reação exotérmica (que libera calor para a vizinhança), a energia liberada na formação das ligações nos produtos é maior que a consumida para quebrar as ligações nos reagentes. Numa reação endotérmica (que absorve calor da vizinhança), a energia necessária para quebrar as ligações existentes nas espécies reagentes é maior que a energia liberada na formação das ligações nos produtos.



Atividade de Avaliação

Como atividade avaliativa o professor pode pedir aos alunos que respondam à questão abaixo e depois exponham suas respostas para a turma. Isso motivará o debate de ideias e proporcionando a formação de conceitos

Q1 - Os metais alcalinos não são encontrados na natureza na forma elementar, mas sim combinados com outros elementos. Quando obtidos na forma elementar, esses metais são tão reativos que não podem ser deixados expostos ao ar, pois reagem com o oxigênio. O sódio, por exemplo, é guardado em querosene para evitar o contato com o ar. A água não pode ser usada no lugar do querosene, porque o sódio reage violentamente com ela. Relacione as ideias de energia potencial química, estabilidade das substâncias e reatividade para explicar esses fatos. (MORTIMER; MACHADO, 2013)

Experimentação



Caso seja possível recomendamos que o professor realize o experimento disponível no link abaixo, demonstrando reações endotérmicas e exotérmicas e questionando aos estudantes como deve ser o comportamento da energia nos processos pensando na quebra e na formação das ligações químicas.

http://projetoseeduc.cecierj.edu.br/eja/recurso-multimedia-professor/quimica/novaeja/m3u2/21.REACAO_ENDOTERMICA_x_EXOTERMICA.pdf

UNIDADE 4 – PROPRIEDADES DIFERENTES SIGNIFICAM LIGAÇÕES QUÍMICAS DIFERENTES.

Após termos trabalhado os conceitos básicos que determinam como os átomos se ligam, esta unidade tem como objetivo fazer explanações que ajudem à identificarmos os diferentes tipos de ligações químicas com base nas atividades experimentais propostas na Unidade 2. Para isso nos remeteremos aos experimentos realizados evidenciando novamente as diferenças entre as propriedades dos compostos porém, tentando fazer com que os estudantes elaborem explicações para essas observações baseadas nas discussões feitas na Unidade 3.

Para o desenvolvimento desta unidade é importantes que o professor trabalhe com os estudantes atividades onde eles possam expor suas ideias e explicar os fenômenos observados experimentalmente agora com certo embasamento teórico. A medida em que forem trabalhados os textos espera-se que os estudantes possam compreender que existem diferentes maneiras de se formar as ligações químicas, regidas pelo princípio das atrações eletrostáticas, e que estas maneiras de combinação dependem das propriedades dos elementos que estão se combinando. Além disso esperamos que os estudantes sejam capazes de identificar como a maneira que os elementos se combinam refletem nas propriedades diferem os materiais. Por exemplo, ao fim desta unidade é desejável que os estudantes possam concluir que a diferença de eletronegatividade, além de outras propriedades periódicas, entre os átomos que constituem uma ligação química será responsável pela formação de compostos com propriedades diferentes.

Texto 1 – O que as evidências experimentais podem nos mostrar a respeito das ligações químicas?

Na Unidade 2 realizamos alguns experimentos que testaram as propriedades de condutividade, solubilidade e maleabilidade de alguns materiais. Durante essas atividades percebemos que os materiais podem apresentar diferentes propriedades físicas. Agora, vamos tentar buscar indícios que nos levem a entender a justificativa para nossas observações.

Professor!



Sugerimos que as discussões referentes a este texto sejam feitas em sala de aula de forma dinâmica, talvez com a organização dos estudantes em uma roda. Dessa maneira será possível que todos os alunos se posicionem e discutam os resultados dos experimentos. Também sugerimos que o professor conduza os estudantes a formar os conceitos tratados aqui através de questionamentos e algumas dicas, não expondo simplesmente uma resposta pronta.

O que condutividade elétrica pode nos mostrar sobre a natureza das ligações químicas?

Para que ocorra condução de eletricidade é necessário que existam cargas capazes de se movimentar ao longo do material. Esse movimento faz funcionar vários equipamentos e provoca, em certos materiais, aquecimento ou emissão de luz. No experimento, constatamos que alguns materiais têm a propriedade de conduzir corrente elétrica e outros não. Então podemos concluir que aqueles materiais que conduziram corrente elétrica possuem cargas que podem se movimentar. Observando a posição dos elementos químicos que formam cada uma das na tabela periódica e suas propriedades podemos ter indícios que no ajudam a compreender o comportamento desejado.

Observamos que no estado sólido apenas os materiais metálicos conduziram corrente elétrica, isso nos mostra que as substâncias metálicas possuem cargas capazes de se movimentar ao longo do material. Como as substâncias metálicas são constituídas por um único tipo de átomo, os metais, que possuem um raio atômico grande, baixa eletronegatividade e baixa energia de ionização podemos indicar que provavelmente as cargas capazes de se movimentar no material sejam os elétrons, que não estão muito atraídos pelo núcleo dos átomos.

E como explicar a condutividade elétrica de algumas substâncias quando estão dissolvidas? Vejamos o exemplo de uma dessas substâncias, o NaCl . O sal de cozinha é constituído de átomos de sódio (Na) e cloro (Cl). Observando a posição desses dois elementos na tabela periódica podemos perceber que eles possuem propriedades opostas, ou seja, os valores de eletronegatividade, energia de ionização e raio atômico de um são altos enquanto o do outro são baixos.

Então o que podemos prever com isso é que durante a interação desses dois elementos o que deve acabar acontecendo é a transferência de elétron do átomo de Na, que atrai fracamente os elétrons para o átomo de Cl que tem alta eletronegatividade e maior tendência em atrair os elétrons

para si. Nesse caso então disemos que a substância é constituída por íons, ou seja, átomos que ganharam ou perderam elétrons. Como os íons são partículas carregadas o que deve acontecer é que quando está sólido os íons do NaCl não podem se movimentar e portanto, não conduzem a eletricidade. Porém, quando dissolvemos o sal na água seus íons são de certa forma liberados e proporcionam a condutividade elétrica.

Agora vejamos o caso das substâncias que não conduziram eletricidade tanto no estado sólido ou quando estavam dissolvidas, como por exemplo a sacarose. Seguindo a mesma linha de raciocínio usado para o caso das substâncias que conduziram eletricidade quando dissolvidas podemos observar, através da localização dos elementos que constituem esse grupo de substâncias na tabela periódica, que são todos elementos com raios atômicos menores e que portanto atraem os elétrons com mais força. Sendo assim, podemos prever que seus elétrons não estarão livres para conduzir a eletricidade. Além disso, se quando dissolvemos estas substâncias na água elas não conduzem corrente elétrica significa que seus átomos não devem ser liberados no processo de dissolução.

O que a atividade de martelar os materiais pode nos mostrar sobre a natureza das ligações químicas?

Como vimos no experimento, os diferentes sólidos podem apresentar propriedades físicas específicas. Dentre essas propriedades, a maleabilidade permite a eles apresentarem comportamento diferente quando recebem uma martelada. O que observamos é que os metais puderam ser moldados, os sais se quebraram quando submetidos à martelada e a estrutura da vela se rompeu de forma diferente aos demais materiais testados.

O que podemos concluir com essas observações é que a forma com que os átomos estão organizados no sal não permite que eles se desloquem quando receberem uma martelada e portanto, a estrutura que constitui os cristais de sal é desfeita.

Já no caso dos objetos metálicos, podemos pensar que a maneira com que seus átomos estão organizados na estrutura permite que mesmo após sofrerem uma ação física eles se modelem e a estrutura não se desfaz.

A interpretação dada para o comportamento da vela pode ser a seguinte: quando submetemos a estrutura da vela à uma martelada ela se desfaz em partes mais as interações entre seus átomos continua de certa forma inalterada.

Enfim, através da retomada das discussões referentes às atividades experimentais feitas podemos afirmar que existem pelo menos três maneiras diferentes dos átomos se combinarem, esta constatação ocorre devido à observação de três diferentes grupos de substâncias que apresentaram resultados diferentes em nossos experimentos. Esses tipos de ligações são conhecidas como Ligação Iônica, Ligação Covalente e Ligação Metálica. Uma regra pode ser usada para prever se a ligação formada entre dois átomos é iônica, covalente ou metálica. Para aplicar a regra, verifica-se se a ligação se dá entre um metal e um não metal, entre dois não metais ou somente entre metais.

No primeiro caso (metal-não metal), geralmente teremos uma ligação iônica, com o metal formando o cátion e o não metal formando o ânion; no segundo caso (não metal-não metal), teremos uma ligação covalente; já no terceiro caso normalmente a substância é formada pela interação de vários átomos de um mesmo elemento químico metálico.

Como a maioria das regras em Química, esta também tem exceções, mas funciona na maioria dos casos. Nas próximas unidade abordaremos detalhadamente cada um desses tipos de ligações químicas.



Atividade de Avaliação da Unidade

Sugerimos que o professor avalie os estudantes de acordo com sua participação nas discussões propostas nesta unidade. Além disso o professor poderá também solicitar aos alunos que respondam às seguintes questões extraídas de Mortimer e Machado (2013):

Q1. Responda às questões e faça o que se pede a seguir:

a) Observando as propriedades das substâncias sólidas utilizadas no experimento da condutividade elétrica, você pode constatar que o açúcar (sacarose) e o cloreto de sódio são solúveis em água. Como você explica o fato de que o cloreto de sódio, em solução aquosa, conduz corrente elétrica e de que o açúcar, nas mesmas condições, não conduz?

- b) Como você explica o fato de que o cloreto de sódio não conduz eletricidade no estado sólido, uma vez que ele é formado por partículas (íons) com cargas positivas e negativas?
- c) O cloreto de sódio fundido (em estado líquido) conduz ou não corrente elétrica? Explique.
- d) Desenhe modelos para o cloreto de sódio no estado sólido e no estado líquido e explique, com base nesses modelos, a ocorrência ou não de condutividade elétrica nesses materiais.

Q2. Faça o que é pedido e responda às questões:

- a) Relacione alguns materiais utilizados para fazer fios condutores de eletricidade.
- b) Qual é a característica comum a esses materiais?
- c) Como você explica a condutividade elétrica desses materiais?

Modelagem



O professor pode dividir a sala em grupos e pedir que os estudantes confeccionem modelos usando materiais alternativos para demonstrar como eles imaginam ser a estrutura de cada um dos grupos de substâncias, de maneira a justificar as observações experimentais. O docente poderá avaliar a criatividade dos estudantes e as explicações ou conceitos envolvidos em cada um dos modelos construídos.

UNIDADE 5 – FORMAÇÃO DAS LIGAÇÕES COVALENTES

O objetivo desta unidade será definir como se dá a formação das ligações covalentes entre os átomos. Para isso utilizaremos os conceitos abordados nas unidades anteriores buscando fazer com que os estudantes compreendam as ligações químicas constituídas através do compartilhamento de elétrons do ponto de vista energético. Vale ressaltar mais uma vez que não utilizaremos em nossas explicações conceitos baseados na regra do octeto e sim trataremos de fundamentos que julgamos mais significativos. Concordamos com Mortimer e Machado (2013) ao afirmarem que a abordagem, que procura explicar a formação das ligações, tendo por base a regra do octeto, é equivocada, pois não trabalha com a ideia de que a ligação química resulta na diminuição da energia do sistema, esse sim responsável pela estabilidade das substâncias formadas. Portanto, além dos exemplos clássicos tratados durante a abordagem das ligações químicas trataremos da formação de alguns compostos que são tidos como exceções à regra do octeto. Compostos estes que nas abordagens tradicionais são vistos apenas a título de exemplo ou através de aproximações distorcidas, como é o caso da conhecida ligação dativa.

Com essa abordagem esperamos que alguns aspectos importantes das ligações químicas como a expansão da camada de valência, as propriedades apresentadas pelas substâncias covalentes, geometria molecular, ligações múltiplas (duplas e triplas) e interações intermoleculares possam ser compreendidos pelos estudantes de forma mais significativa do que tem se observado atualmente.

Texto 1 –Ligações Covalentes. Compartilhamento de elétrons e abaixamento de energia na formação das substâncias.

Como vimos nas unidades anteriores o que nos indicará a maneira com que os átomos irão interagir ou constituir uma ligação química são as propriedades desses elementos. Dentre as propriedades periódicas estudadas temos a eletronegatividade que é definida como a tendência que um determinado átomo tem de atrair elétrons para si.

Através da observação dos valores de eletronegatividade dos átomos que constituirão uma ligação química poderemos prever como a interação eletrostática entre eles acontecerá. Então vamos pensar nas seguintes possibilidades de aproximação entre dois átomos: 1) os dois átomos

Professor!

Recomendamos o uso do vídeo desenvolvido pela USP e disponível no Youtube que traz uma simulação que mostra a formação das ligações covalentes.

O professor pode retirar o áudio do vídeo e ir pausando-o para explicar as etapas do compartilhamento de elétrons entre os átomos.

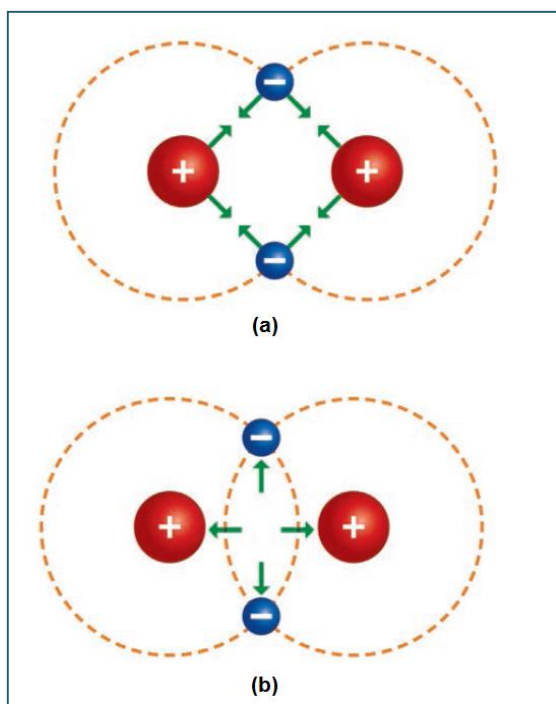
<https://www.youtube.com/watch?v=ThoD-SAczw8>

possuem altos valores de eletronegatividade; 2) um átomo possui alta eletronegatividade e o outro baixa eletronegatividade e 3) os dois átomos possuem baixos valores de eletronegatividade.

Observe que as três situações indicadas podem ocorrer e como resultado teremos interações diferentes entre os átomos. Então, para começar vamos pensar na primeira situação. Imagine a aproximação entre dois átomos de hidrogênio (eletronegatividade = 2,2), assim como tratamos na Unidade 3. Quando dois átomos estão afastados (*situação I – Figura 29*), praticamente não existe interação entre eles. À

medida que se aproximam, passam a atuar forças de atração entre o núcleo de cada um dos átomos e os elétrons do outro. Ao mesmo tempo, atuam forças de repulsão entre os núcleos e também entre os elétrons dos dois átomos (Figura 27).

Figura 27 - Interações entre prótons e elétrons na aproximação de dois átomos de hidrogênio. (a) forças de atração e (b) forças de repulsão



Fonte: Santos e Mól (2013)

A predominância das forças de atração faz com que os átomos de hidrogênio se aproximem cada vez mais, diminuindo a energia do sistema, até alcançarem uma distância na qual a energia é

Professor!



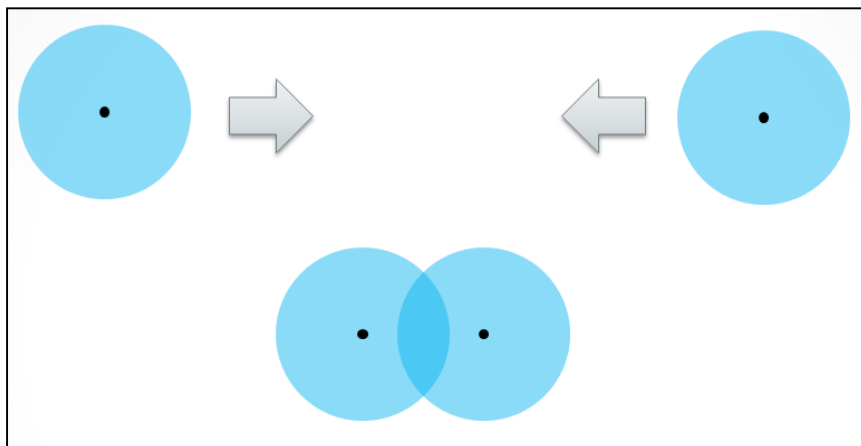
Sugerimos que a abordagem das ligações covalentes seja feita em termos do modelo atômico atual, ou seja, usando o conceito de orbital atômico assim como na TLV.

Acreditamos que o estudo da ligação química através da interação dos orbitais faça com os alunos construam os conceitos de maneira coerente com as definições dadas pela ciência. Além disso, abrimos caminho para o entendimento dos conceitos de hibridização, ressonância e geometria molecular.

mínima (*situação III – Figura 29*). Nessa situação, há um equilíbrio entre as forças de atração e repulsão, e os elétrons de cada um dos átomos são atraídos igualmente pelos dois núcleos. Há, portanto, a formação do que chamamos ligação química. Neste caso, está sendo formada uma **ligação covalente**, pois a interação entre os átomos ocorre através do **compartilhamento de seus elétrons** formando o que chamamos de molécula. Isso significa que os elétrons da camada de valência dos dois átomos agora não fazem parte de um ou do outro átomo, na verdade eles pertencem aos dois átomos.

Em termos da aproximação entre os dois átomos, a interação entre eles através do compartilhamento de elétrons faz com que as forças de atração do sistema aumentem uma vez que ocorre um aumento na densidade de elétrons entre os dois núcleos atômicos. A Figura 28 mostra como ocorre esse reforço na densidade eletrônica entre os núcleos atômicos em termos da aproximação dos orbitais s do átomo de hidrogênio, que como você deve lembrar possuem formas esféricas.

Figura 28 - Representação do aumento de densidade eletrônica pela aproximação dos orbitais s do hidrogênio

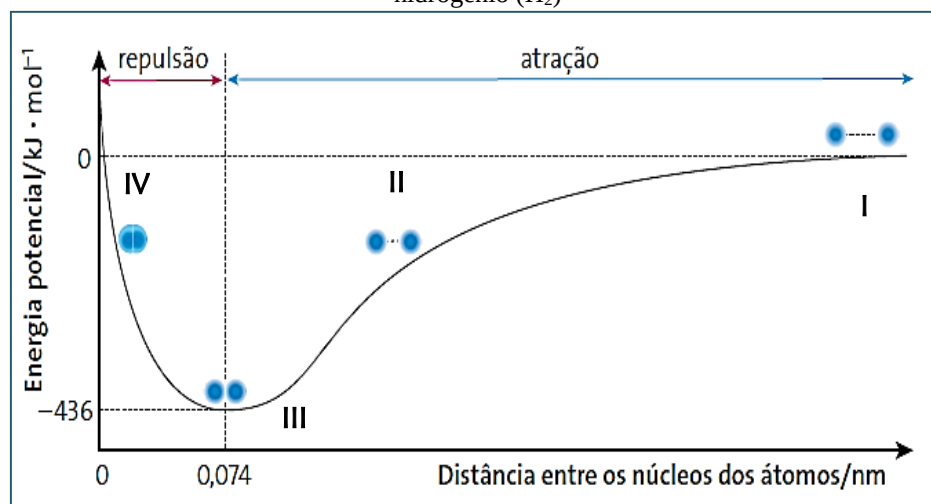


Fonte: autoria própria

Aumentando-se as forças de atração teremos como resultado a diminuição da energia do sistema, fazendo com que a estrutura obtida pela interação entre os átomos agora ligados seja mais estável do que quando eles estavam isolados. O aumento da densidade eletrônica entre os dois átomos é o que chamamos de ligação covalente.

Portanto, para romper uma ligação química, deve-se fornecer energia ao sistema, enquanto sua formação libera energia. Observe na Figura 29 que a *situação III* ocorre a certa distância entre os núcleos dos dois átomos, chamada de comprimento de ligação. Essa distância, para o caso da ligação entre os átomos de hidrogênio, corresponde a 0,074 nm.

Figura 29 - Diagrama da energia potencial em função da distância internuclear para a formação da molécula de hidrogênio (H_2)



Fonte: Fonseca (2013)

Vale ressaltar que uma ligação química sempre envolverá os elétrons mais afastados do núcleo atômico devido a estes elétrons não serem tão fortemente atraídos pelo núcleo como os demais e, portanto, quando ocorre a aproximação de outro átomo eles podem sofrer atração de outro núcleo atômico. Outro ponto importante é que no caso das ligações covalentes não ocorre perda ou ganho de elétron por nenhum dos átomos envolvidos pois os elementos que constituem este tipo de ligação são elementos muito eletronegativos e ambos atraem elétrons para si fortemente, restando então o compartilhamento de seus elétrons.

Para estudarmos as ligações covalentes utilizaremos na maioria dos casos o modelo atômico dos orbitais, assim poderemos explicar um número de casos maior que se pensarmos apenas nos elétrons como partículas. Dessa forma, podemos definir que as ligações químicas acontecerão com

a aproximação e sobreposição desses orbitais. Essa definição tem grandes consequências por exemplo, na geometria das moléculas e nas propriedades das substâncias. Por isso lembrar do conceito de orbital e as formas que eles possuem é importante nesse momento.



Atividade de Avaliação

Como avaliação o professor reproduzir novamente o vídeo indicado neste texto (sem o áudio) e pedir para que os estudantes narrem o que acontece para a formação das ligações covalentes. Outra sugestão é a confecção de textos sínteses pelos estudantes assim o professor poderá avaliar o nível de entendimento dos estudantes com relação aos conceitos trabalhados no texto.

Texto 2 – Qual o número de elétrons que os átomos podem compartilhar?

No texto anterior definimos o que é a ligação covalente acontecerá com a sobreposição dos

Professor!



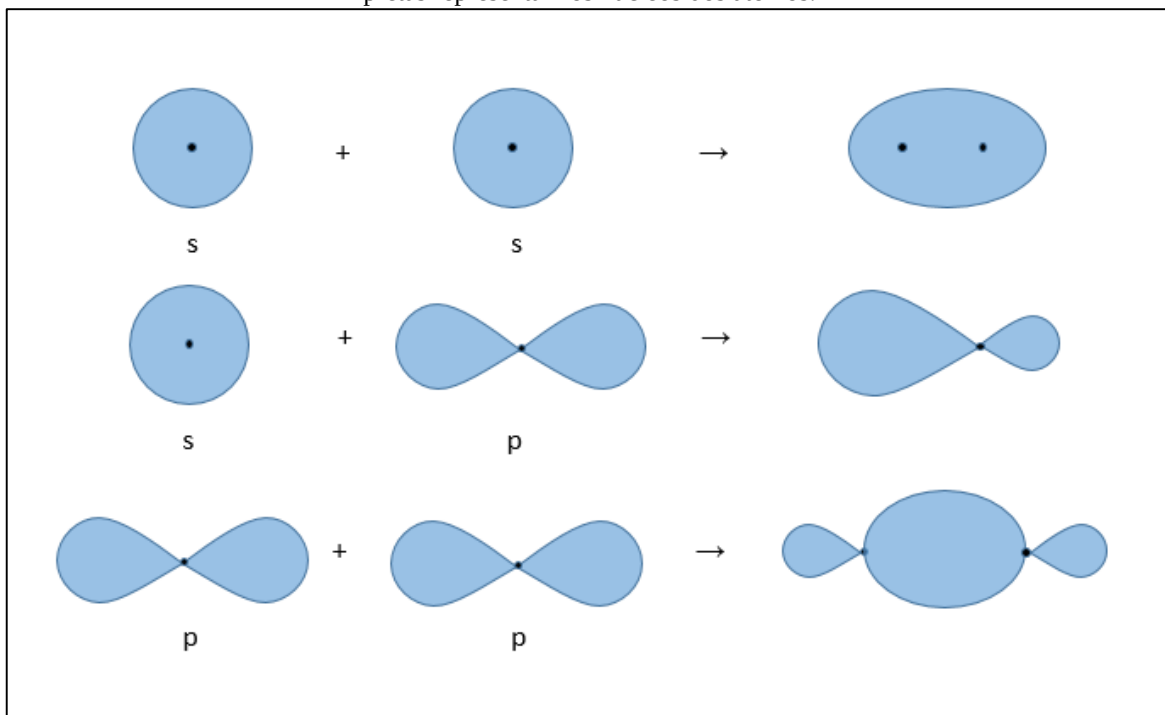
Utilizamos a abordagem baseada na interação entre orbitais. Uma aproximação entre a TLV e a TOM de forma mais próxima do nível de abstração dos estudantes. Apesar de parecer um pouco mais complexo esta abordagem nos parece mais aceitável e significativa.

orbitais atômicos do átomo aumentando a densidade eletrônica entre os núcleos e isso acarretará em um aumento de forças atrativas diminuindo a energia do composto formado. Com base nessa ideia poderemos explicar qual o número de ligações covalentes que um átomo irá formar.

Quando os dois átomos se aproximam e se atraem mutuamente, os orbitais atômicos se somam constituindo a ligação covalente. Nesse momento os elétrons compartilhados por eles não pertence mais aos átomos mas sim à molécula que está sendo formada e então os **orbitais**

atômicos se transformam em **orbitais moleculares**.

Figura 30 - Representação da união entre dois orbitais atômicos s para formar um orbital molecular. As bolinhas pretas representam os núcleos dos átomos.



Fonte: autoria própria

Como vimos anteriormente, em um mesmo orbital podem existir apenas dois elétrons, desde que esses tenham *spins* opostos, obedecendo ao Princípio da Exclusão de Pauli. Então, podemos concluir que o número de ligações covalentes que um átomo poderá fazer vai depender da quantidade de elétrons de sua camada de valência que estiverem sozinhos em um orbital. Dessa forma outro átomo que também tenha elétrons sozinhos (com *spin* oposto) em seus orbitais poderá se aproximar proporcionando a sobreposição desses orbitais.

Os elétrons que ocupam sozinhos um orbital são denominados **elétrons desemparelhados**. Assim podemos concluir que o número de ligações covalentes que um átomo poderá fazer será igual à quantidade de elétrons desemparelhados que ele tiver na sua camada de valência. Vejamos alguns exemplos.

O flúor ($Z=9$) possui nove elétrons que são distribuídos segundo os níveis de energia da seguinte forma: $1s^2 2s^2 2p^5$. De acordo com a regra de Hund poderemos observar que ele possui 1

Na web



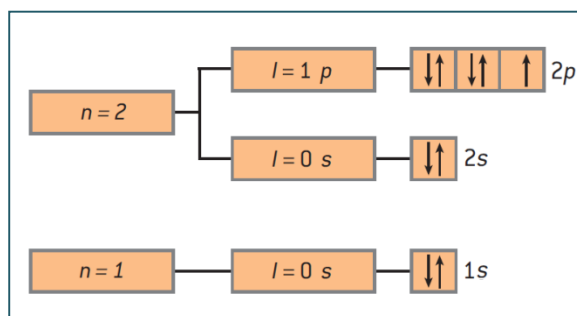
O aplicativo online PTable dá a possibilidade do professor mostrar para os estudantes a distribuição eletrônica em subníveis e também a forma dos orbitais atômicos.

Acesse:

<http://www.ptable.com/?lang=pt#Orbital>

elétron desemparelhado em um de seus orbitais p. Assim concluímos que ele poderá fazer apenas uma ligação compartilhando 1 elétron com outro elemento químico.

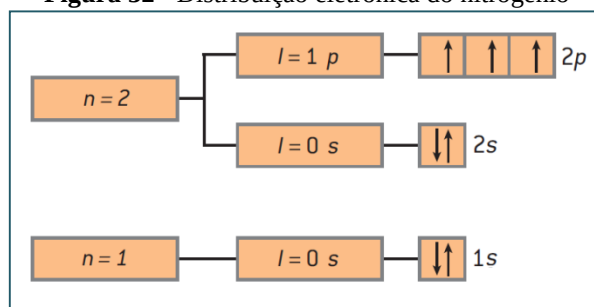
Figura 31 - Distribuição eletrônica do flúor



Fonte: Mortimer e Machado (2013) – adaptado

O nitrogênio ($Z=7$) possui sete elétrons distribuídos segundo os níveis de energia da seguinte forma: $1s^2 2s^2 2p^3$. Vejamos quantas ligações químicas ele poderá fazer:

Figura 32 - Distribuição eletrônica do nitrogênio



Fonte: Mortimer e Machado (2013) – adaptado

Como podemos perceber ele possui 3 elétrons desemparelhados nos orbitais 2p, dando a ele a possibilidade de fazer três ligações. Como falamos nas unidades anteriores, a configuração eletrônica dos elementos químicos podem nos revelar muitas informações sobre a forma com que eles interagem.

Existem alguns elementos químicos que fazem um número maior de ligações que o previsto pela sua distribuição eletrônica. Para que isso

Simulação



É interessante o uso de simulações para que os conceitos abordados não fiquem tão abstratos.

Recomendamos uma simulação do PheT Interactive Simulations onde os alunos podem construir algumas moléculas e visualizá-las em 3D.

https://phet.colorado.edu/sims/build-a-molecule/build-a-molecule_pt_BR.jar

ocorra é necessário que os elétrons que estejam emparelhados no átomo se tornem desemparelhados. Essa possibilidade existe desde que o átomo ganhe energia e seus elétrons saltem para níveis de energia maiores, assim como vimos no modelo de Bohr. Vamos estudar alguns casos que envolvam esse fenômeno no texto a seguir.



Atividade de Avaliação

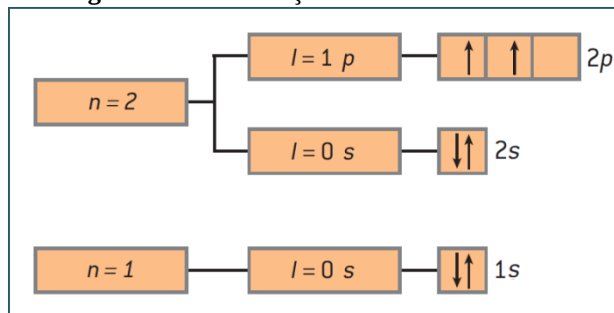
Para avaliar o entendimento dos estudantes sobre os conceitos trabalhados nesse texto peça que eles expliquem a formação das ligações em compostos covalentes partindo da observação de sua configuração eletrônica.

Texto 3 – Fazendo mais ligações que o previsto.

Adaptado de Mortimer e Machado (2013)

O carbono é um elemento químico muito importante pois constitui a matéria de todos os seres vivos. Para se ter uma ideia existe um ramo da química que estuda somente os compostos constituídos de carbono, a química orgânica. Um exemplo de composto de carbono muito conhecido é o metano (CH_4) conhecido como gás natural. No metano e em outros compostos o carbono faz quatro ligações covalentes e adquire estabilidade energética. Vamos ver se essas ligações podem ser justificadas através da distribuição eletrônica do carbono que possui seis elétrons.

Figura 33 - Distribuição eletrônica do Carbono



Fonte: Mortimer e Machado (2013) – adaptado

Podemos verificar que só seria possível a formação de duas ligações com átomos de hidrogênio. Nesse caso, o carbono estaria utilizando dois orbitais p e poderia ser formado o composto CH_2 . Esse composto já foi detectado, mas é muito reativo, ou seja, pouco estável. Sabemos que a menor molécula formada entre carbono e hidrogênio que se apresenta estável é o metano (CH_4). Isso significa que o carbono se apresenta estável quando estabelece ligações covalentes com quatro átomos de hidrogênio, e não com dois, como somos levados a considerar tendo em vista a distribuição eletrônica por subníveis.

Então, como é possível compreender que o CH_4 exista de forma estável?

A diferença de energia entre os orbitais 2s e 2p não é muito grande. Isso nos leva a considerar a possibilidade de que um dos elétrons do orbital 2s seja promovido para um dos orbitais 2p, o qual se encontraria vazio.

Esse procedimento requer que certa quantidade de energia seja fornecida e podemos pensar que essa energia pode ser obtida a partir da formação das ligações carbono-hidrogênio. É exatamente isso que propõe o modelo da mecânica quântica. Assim, o carbono pode formar quatro ligações com quatro átomos de hidrogênio.

Considerando que o orbital 2s do carbono é menor que os orbitais 2p, uma das ligações C-H, aquela feita usando um orbital 2s do carbono, deveria ser menor que as outras três, aquelas feitas com os orbitais p do carbono. Entretanto, verificou-se experimentalmente que as quatro ligações C-H apresentam o mesmo comprimento: $1,1 \times 10^{-11}$ m.

Como podemos explicar esse dado experimental?

O modelo matemático usado propõe a “mistura” de um orbital s com três orbitais p, formando quatro novos orbitais, denominados sp^3 , de mesma energia. A essa “mistura de orbitais” dá-se o nome de **hibridação (ou hibridização)**.

A Figura 34 a seguir mostra representações para a distribuição eletrônica do átomo de carbono no estado fundamental, no estado ativado e no estado no qual os orbitais s e p estão como híbridos sp^3 .

Na web

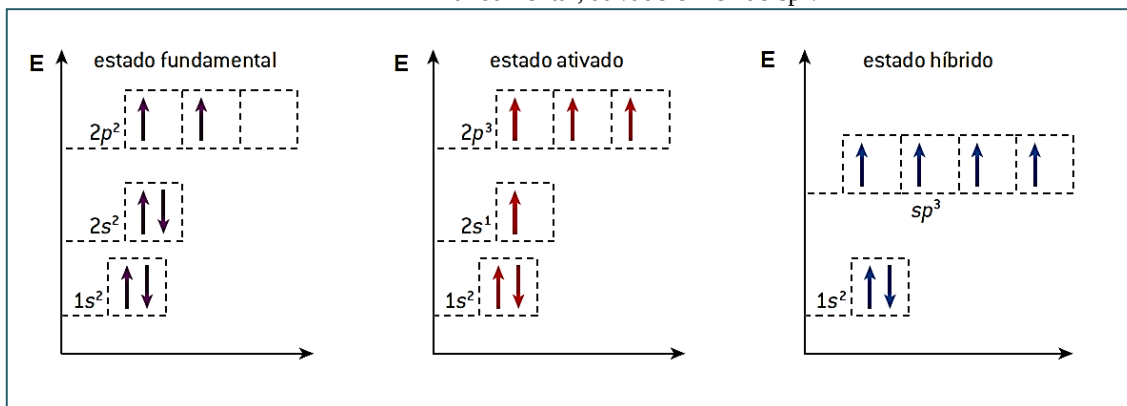


Existe um canal no Youtube que tem vídeos curtos com simulações 3D dos processos de hibridização e formação das ligações do carbono.

Link do canal:

<https://www.youtube.com/watch?v=5fM6ZXijQaY&list=PLYj2K8giMOK2hKzcCrhJZfBoDjEbUXVX>

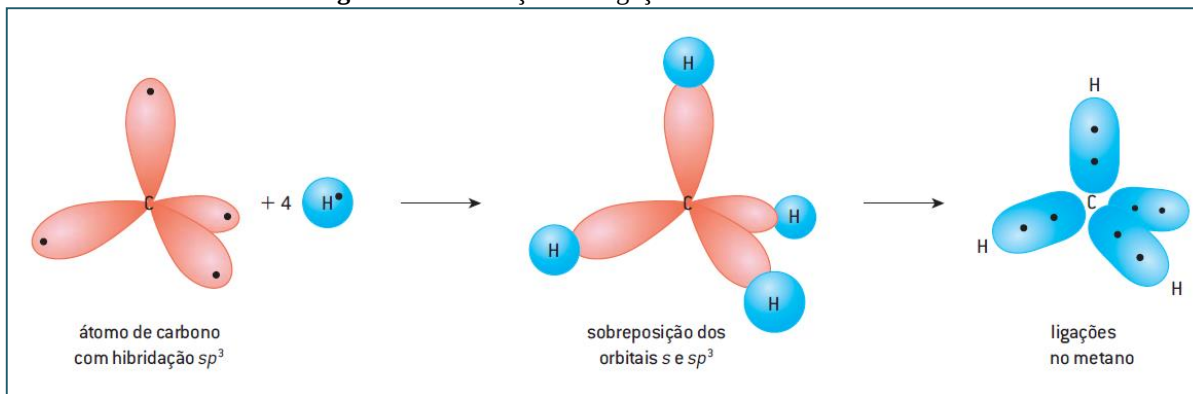
Figura 34 - Diagrama representando a distribuição dos elétrons do átomo de carbono nos subníveis, nos estados fundamental, ativado e híbrido sp^3 .



Fonte: Mortimer e Machado (2013)

Agora como o carbono possui 4 elétrons desemparelhados ele poderá fazer 4 ligações covalentes. No caso da ligação com os átomos de hidrogênio, o que ocorre é uma sobreposição entre um orbital sp^3 do átomo de carbono e um orbital s do átomo de hidrogênio como mostra a Figura 35.

Figura 35 - Formação das ligações na molécula de metano.



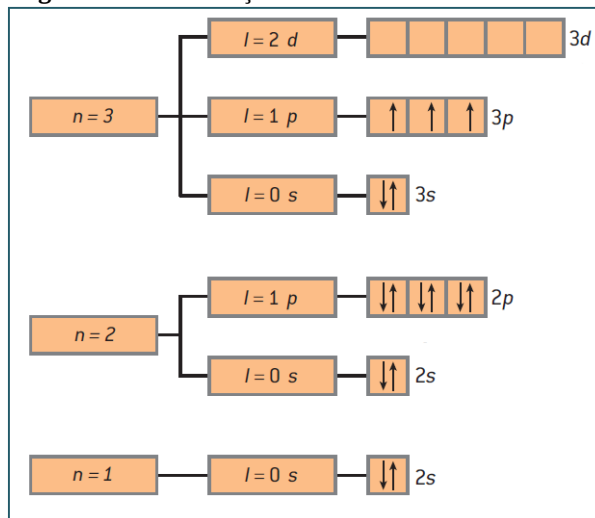
Fonte: Mortimer e Machado (2013)

A partir da ideia de hibridização podemos explicar a formação de diversos tipos de compostos que normalmente não seria possível se observássemos apenas a disposição dos elétrons no átomo em seu estado fundamental.

Outro exemplo de substância onde ocorre a hibridização dos orbitais proporcionando a formação de um número maior de ligações covalentes é o pentacloreto de fósforo (PCl_5), composto usado na cloração de substâncias orgânicas para a produção, por exemplo, de agrotóxicos. Pela

fórmula molecular do composto podemos ver que o fósforo (P) faz cinco ligações com os átomos de cloro (Cl), mas vamos ver a distribuição eletrônica do fósforo ($Z = 15$):

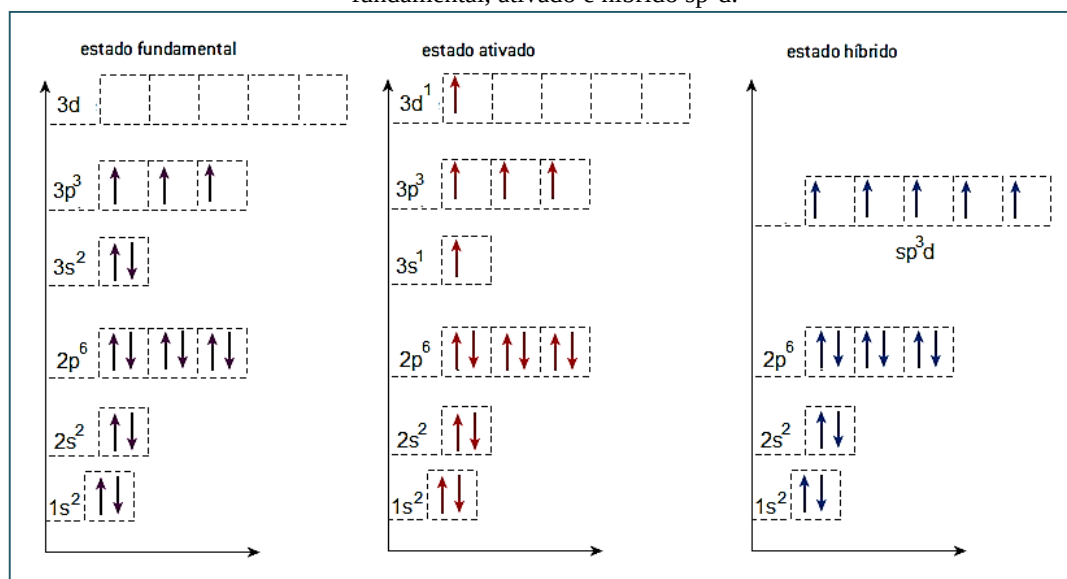
Figura 36 - Distribuição eletrônica do fósforo



Fonte: Mortimer e Machado (2013) – adaptado

Observe que a configuração eletrônica do fósforo sugere que ele faça três ligações, uma vez que existem três elétrons desemparelhados, no entanto, assim como no carbono os elétrons do fósforo podem ser excitados e fazer com que se forme cinco orbitais híbridos.

Figura 37 - Diagrama representando a distribuição dos elétrons do átomo de carbono nos subníveis, nos estados fundamental, ativado e híbrido sp^3d .



Fonte: autoria própria

Observando a Figura 37 notamos que ao receber certa quantidade de energia um elétron do orbital 3s do fósforo salta para o orbital 3d vazio. Assim, os orbitais que possuem elétrons desemparelhados se combinam formando cinco orbitais híbridos sp^3d .

Através do conceito de hibridização podemos explicar os casos de diversas substâncias covalentes nas quais os átomos fazem mais ligações do que o previsto. O importante é destacar que o número de ligações que um átomo irá fazer depende da quantidade de elétrons desemparelhados que ele possui.

Modelagem



O professor sugerimos que você use bexigas (balões) e trabalhe junto com os estudantes modelos que possam representar os orbitais híbridos e puros. Na web você encontra alguns trabalhos sobre o uso de bexigas para representar os orbitais.



Atividade de Avaliação

Sugerimos que o professor utilize a atividade de modelagem descrita acima para avaliar os estudantes. Para isso, peça aos alunos que explique os modelos construídos com os balões.

Texto 4 – Tipos de ligações covalentes. Ligações covalentes polares e apolares.

Extraído e Adaptado de Santos e Mól (2013)

Na ligação covalente não há formação de íons. Isso você já sabe. O que talvez você não saiba é que em muitas substâncias, apesar de os átomos não terem perdido nem ganhado elétrons, as cargas elétricas não são distribuídas de forma homogênea, fazendo com que partes distintas das moléculas fiquem positivas e outras negativas. As moléculas que possuem cargas elétricas deslocadas são denominadas **polares** (têm pequenos polos elétricos positivos e negativos) e as que não possuem são **apolares**. A formação de polos nas moléculas irá depender de dois fatores: a eletronegatividade e a geometria da molécula (organização espacial dos átomos). Para começar

nossa discussão iremos focar na distribuição de cargas devido à eletronegatividade usando exemplo de moléculas com dois átomos.

Em uma ligação covalente entre dois átomos iguais, como na molécula de H_2 , os dois átomos participantes atraem simultaneamente e com a mesma intensidade o par de elétrons ligantes. Nela, temos apenas dois átomos iguais, cujos núcleos exercem a mesma força de atração sobre os elétrons envolvidos na ligação, pois possuem a mesma eletronegatividade. Nesse sentido, esses elétrons são igualmente compartilhados pelos dois átomos e não há formação de polos elétricos entre eles. É denominada **ligação covalente apolar**.

Agora vamos ver um caso em que os átomos apresentam eletronegatividades distintas, o

Professor!

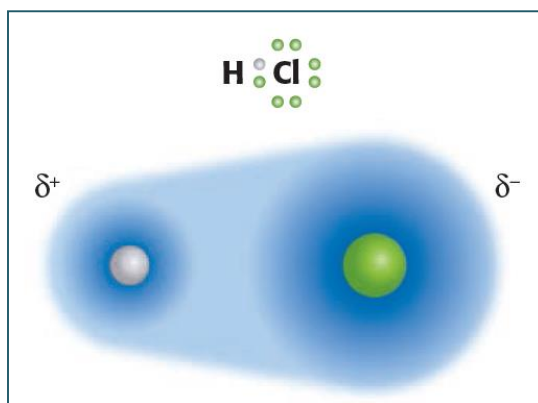


É importante que os estudantes consigam identificar como a diferença de eletronegatividade provoca deformações na densidade eletrônica da molécula.

ácido clorídrico (HCl). De acordo com a tabela de eletronegatividade, os valores do cloro e do hidrogênio são respectivamente 3,16 e 2,20. Isso significa que o átomo de cloro atrai o par de elétrons compartilhado com maior intensidade do que o átomo de hidrogênio. Atraindo os elétrons em sua direção, o átomo de cloro provoca um desequilíbrio de cargas na molécula, criando um acúmulo de

carga negativa do seu lado e, conseqüentemente, acúmulo de carga positiva do lado do átomo de hidrogênio. Surge, então, um polo positivo do lado do átomo de hidrogênio e um negativo do lado do átomo de cloro.

Figura 38 - Representação da molécula de HCl com os dipolos



Fonte: Santos e Mól (2013)

As ligações nas quais ocorrem compartilhamentos desiguais de elétrons entre os átomos ligantes são denominadas **ligações covalentes polares**. O polo obtido na ligação refere-se a uma carga parcial, uma vez que pela letra grega delta: δ .

A polaridade da ligação, ou seja, o grau em que o par de elétrons é compartilhado, depende da diferença de eletronegatividade entre os átomos ligantes. Quanto maior ela for, maior será a polaridade da ligação. Todavia, quando essa diferença é muito grande, a ligação é descrita como iônica, pois nesse caso o elétron acaba sendo totalmente transferido para o átomo mais eletronegativo.

Veja, então, que temos uma ligação iônica quando a diferença de eletronegatividade entre

Simulação



A simulação do link abaixo disponibilizada pelo PhET Interactive Simulations mostra a polaridade nas moléculas. Nela você poderá demonstrar os vetores do momento dipolo e a distorção da densidade eletrônica. Acesse:

https://phet.colorado.edu/sims/molecule-polarity/molecule-polarity_pt_BR.jar

os átomos ligantes é muito grande e temos uma ligação totalmente covalente quando a diferença de eletronegatividade entre os átomos é nula. Podemos dizer que as ligações iônica e covalente são dois modelos extremos e que há diversas situações intermediárias entre esses dois tipos de ligações que apresentam tanto caráter iônico quanto covalente.

O melhor é dizer que a ligação é predominantemente covalente ou predominantemente iônica. A divisão entre esses dois tipos de caráter da ligação – iônico e covalente – pode ser marcada pela diferença de eletronegatividade de aproximadamente 1,7. No entanto isso não pode ser levado como uma regra.

Agora sabemos como identificar moléculas polares e apolares diatômica, mas como será que podemos definir se uma substância constituída de moléculas com mais de dois átomos é polar ou apolar? A resposta para essa pergunta está na geometria molecular, segundo critério usado para definir a polaridade das moléculas. Trabalharemos esse assunto no próximo texto.



Atividade de Avaliação

Professor peça aos estudantes que elaborem um texto síntese de uma página no máximo apontando o que eles compreenderam dos principais pontos discutidos no texto.

Texto 5 – Geometria das moléculas. Definindo moléculas polares e apolares.

Extraído e Adaptado de Santos e Mól (2013)

A forma com que os átomos estão organizados em uma molécula influencia diretamente

Professor!



Optamos por trabalhar a geometria molecular com base no modelo de Repulsão dos Pares de Elétrons por acreditarmos ser mais próximo do nível de abstração dos estudantes. Aconselhamos retomar essa discussão usando a combinação de orbitais no 3º do Ensino Médio.

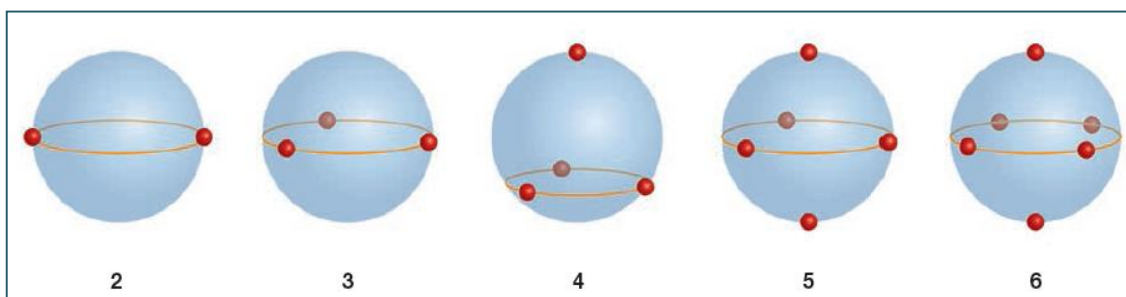
nas propriedades das substâncias covalentes. Existem algumas teorias que nos ajudam a prever como deve ser a distribuição espacial dos átomos em uma molécula. Uma dessas teorias é a teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons na Camada de Valência (RPECV) proposta pelos químicos Ronald J.

Gillespie [1924-], canadense, e Ronald Sydney Nyholm [1917-1971], australiano no ano de 1950.

Segundo essa teoria, os elétrons da camada de valência são distribuídos, aos pares, ao redor do átomo, como se estivessem em uma esfera, afastados o máximo possível para diminuir a repulsão.

A Figura 39 abaixo mostra como de dois a seis pares de elétrons podem ser dispostos em uma superfície esférica, obtendo a menor repulsão eletrostática possível.

Figura 39 - Representação dos possíveis arranjos dos pares de elétrons para diminuir as repulsões entre si (cada bolinha vermelha representa um par de elétrons).



Fonte: Santos e Mól (2013)

Os elétrons de valência que participam da ligação covalente são denominados **ligantes**; os que não participam da ligação são os **não ligantes**. O átomo que se une a outros é denominado **átomo central**. Os que se ligam ao átomo central ficam distribuídos de acordo com a orientação espacial dos elétrons ligantes que estão ao redor do átomo central.

Dessa maneira podemos definir qual deve ser a geometria das moléculas observando os

Na web



O vídeo disponível no link abaixo mostra uma simulação 3D da repulsão de pares eletrônicos.

Acesse:

<https://www.youtube.com/watch?v=C52P3Bx2lyU>

elétrons de valência do átomo central e seus ligantes. As representações de Lewis nos ajudam nessa tarefa. Nessas representações colocamos os elétrons de valência ao redor dos átomos e indicamos o compartilhamento de elétrons, com isso podemos identificar quantos pares de elétrons estão sendo compartilhados e quantos estão livres (não ligantes). Um ponto importante a se destacar sobre as representações de Lewis é que elas indicam apenas o número de elétrons

envolvidos na ligação química, não significando que seja exatamente o elétron marcado que forma a ligação química.

Vamos representar a molécula de água (H_2O) através da estrutura de Lewis para exemplificar como definimos a geometria molecular. Observamos que o átomo de oxigênio possui dois elétrons desemparelhados (Figura 40) podendo portanto fazer duas ligações químicas. Sendo assim cada átomo de hidrogênio irá compartilhar um elétron com o oxigênio.

Simulação

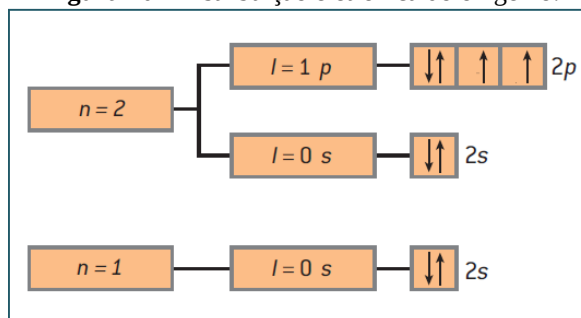


Recomendamos o uso da simulação disponível no link abaixo onde você terá a possibilidade de montar moléculas e definir sua geometria.

Acesse:

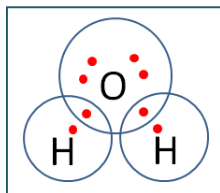
https://phet.colorado.edu/sims/html/molecule-shapes/latest/molecule-shapes_en.html?download

Figura 40 - Distribuição eletrônica do oxigênio.



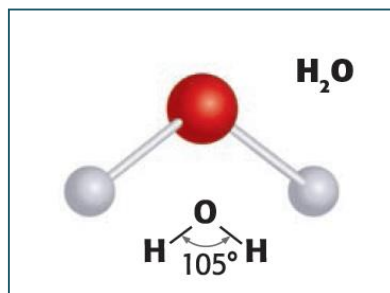
Fonte: Mortimer e Machado (2013) – adaptado

Podemos então representar a molécula de água pela estrutura de Lewis considerando os pares de elétrons de valência dos átomos.

Figura 41 - Representação de Lewis para a molécula de água

Fonte: autoria própria

Como podemos ver na representação existem quatro pares de elétrons ao redor do átomo central que é o oxigênio sendo dois pares ligantes e dois pares não ligantes. Os pares não ligantes influenciam na organização geométrica da molécula devido à repulsão exercida por eles, porém quando definimos o tipo de geometria da molécula não consideramos os elétrons que não estabelecem ligação. Dessa forma, a geometria molecular da água será angular como mostra a Figura 42.

Figura 42 - Representação da geometria molecular da água

Fonte: Google Imagens

O quadro a seguir apresenta as representações de Lewis e a geometria para algumas substâncias.

Nome	Fórmula	Estrutura de Lewis	Geometria
Gás metano	CH ₄	4 pares de elétrons ligantes (C — H)	Tetraédrica
Amônia	NH ₃	3 pares de elétrons ligantes (N — H) 1 par de elétrons não ligantes	Piramidal
Água	H ₂ O	2 pares de elétrons ligantes (O — H) 2 pares de elétrons não ligantes	Angular
Dióxido de carbono	CO ₂	4 pares de elétrons ligantes (C = O)	Linear
Hidreto de boro	BH ₃	3 pares de elétrons ligantes (B — H)	Trigonal plana

Fonte: Santos e Móls (2013)

Os químicos desenvolveram diversas teorias para explicar essa geometria e, atualmente, podem fazer previsões no computador sobre as estruturas espaciais de moléculas. Esse estudo é fundamental, porque as propriedades das substâncias estão relacionadas com a geometria de suas moléculas.

Agora vamos usar esses conceitos para definirmos quando uma molécula será polar ou apolar segundo sua geometria e a eletronegatividade de seus átomos.

Identificando substância polares

Quando uma molécula só possui ligações covalentes apolares, não há formação de polos elétricos permanentes, portanto, ela será apolar. Então, quando a molécula possui ligações covalentes polares, ela será polar, certo? Não necessariamente. Nesse caso, ela poderá ser polar ou apolar. No caso de uma molécula possuir mais de uma ligação polar, as cargas parciais que surgem nas extremidades das ligações distribuem-se nela como um todo. Essa distribuição poderá resultar em um acúmulo de cargas em determinada região da molécula, gerando polos de cargas elétricas. Em outros casos, a distribuição pode ser homogênea, de forma que não resulte no acúmulo de cargas em regiões diferentes e, então, a molécula será apolar.

Como podemos saber se há acúmulo de cargas em moléculas com diferentes ligações polares?

Pode parecer complicado, mas usando conceitos da Física podemos determinar. Vejamos como. No estudo da Física, você deve ter visto que o deslocamento de um corpo no espaço pode ser representado por um vetor – segmento de reta orientado que indica uma grandeza, sua direção e sentido.

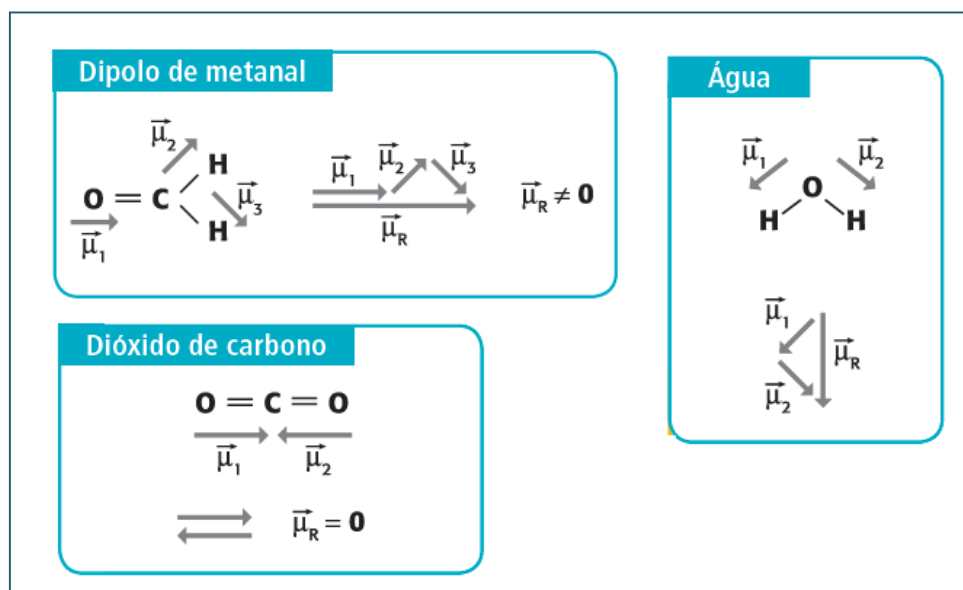
De forma similar, determina-se a distribuição final de cargas em uma molécula: somam-se os vetores que representam cada dipolo (sistema de duas cargas elétricas pontuais, do mesmo valor, mas de sinais opostos, separados por uma pequena distância) da molécula. São os vetores de momento de dipolo, representados por μ_R . Por definição, esses vetores são orientados do polo negativo para o positivo, apesar de, geralmente, os livros representarem no sentido contrário.

Para saber se existe acúmulo de cargas na molécula, se ela tem mais de um dipolo em suas ligações, precisamos determinar o vetor de momento de dipolo resultante da soma de todos os

vetores de momento de dipolo das ligações químicas da molécula. Se o vetor resultante for nulo, não existirá dipolo e, logo, a molécula será apolar.

Vejamos alguns exemplos. Nas moléculas representadas a seguir, para cada ligação é indicado um vetor que representa o dipolo da ligação. A seguir é apresentado o vetor de momento de dipolo resultante da molécula.

Figura 43 - Representação do vetor do momento dipolo.



Fonte: Santos e Mol (2013)

Observe que, no caso da molécula de dióxido de carbono, as ligações entre carbono e oxigênio são polares, uma vez que existe uma diferença de eletronegatividade entre os átomos desses elementos. Então, temos dois vetores de dipolo com a mesma intensidade, mesma direção, mas com sentidos opostos. O resultado da soma desses vetores é nulo, o que significa que, quando somados, os dipolos das ligações não provocam a formação de um dipolo na molécula. Apesar de possuir ligação covalente polar, essa molécula será apolar. Nas moléculas do metanal, o vetor de momento de dipolo resultante não é nulo e, assim, suas moléculas são polares.

O que representa o vetor de momento de dipolo resultante?

Ele indica se as cargas elétricas

distribuídas na molécula resultam em um dipolo. Imagine que as cargas negativas situadas em diferentes pontos da molécula fossem substituídas por uma única carga colocada em uma posição intermediária entre elas – e com o mesmo efeito que teriam se estivessem separadas. Da mesma forma, imagine que as cargas positivas da molécula sejam

substituídas por uma carga positiva situada em uma posição intermediária. O vetor de momento de dipolo resultante indica a existência de um dipolo que produziria o mesmo efeito se as cargas da molécula fossem substituídas por duas únicas cargas imaginárias: a negativa e a positiva.

Em síntese, podemos afirmar que uma molécula apolar é aquela cuja posição média de todas as cargas positivas, chamada centro das cargas positivas, coincide com a posição

média de todas as cargas negativas, o centro das cargas negativas. Quando os centros não coincidem, ou seja, quando há uma separação de cargas, aí temos uma molécula polar.

Simulação



Use a simulação do link abaixo para mostrar aos alunos os vetores do momento dipolo. Com ela você pode mudar até o valor da eletronegatividade dos átomos!

https://phet.colorado.edu/sims/molecule-polarity/molecule-polarity_pt_BR.jar

Texto 6 – Interações intermoleculares e as propriedades dos compostos covalentes.

Extraído e Adaptado de Santos e Mól (2013); Mortimer e Machado (2013)

Professor!



Conduza as discussões deste texto no sentido favorecer que estudantes percebam a influência das interações intermoleculares para justificar as propriedades dos compostos covalentes.

Tivemos oportunidade de discutir como ocorre a formação de moléculas por meio de uma ligação covalente entre átomos. Para discutirmos as propriedades das substâncias formadas por moléculas, é necessário introduzir uma distinção importante. Apesar de as moléculas dessas substâncias serem formadas por ligações covalentes, não é o modelo de ligação covalente que

explica suas propriedades físicas. Se assim fosse, seria de esperar que essas substâncias apresentassem altas temperaturas de fusão e ebulição e fossem insolúveis tanto em solventes polares como apolares, uma vez que em uma ligação covalente os átomos estão fortemente ligados entre si.

Ao contrário, as substâncias moleculares apresentam temperaturas de fusão e ebulição relativamente baixas e são solúveis em solventes polares ou apolares, dependendo da sua natureza. O açúcar (sacarose), por exemplo, pode ser facilmente fundido numa chama de gás de cozinha e é bastante solúvel em água.

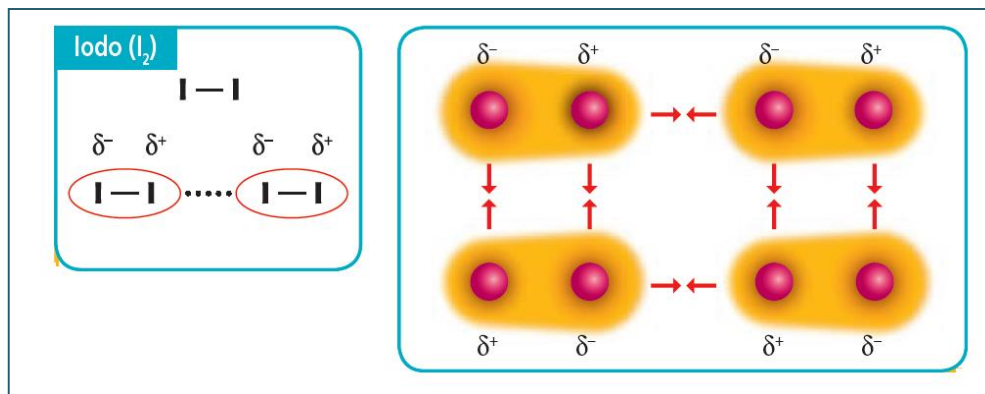
Para compreender a natureza das substâncias moleculares, é preciso ter em mente que não são as ligações covalentes entre os átomos e sim as interações entre as moléculas que determinam suas propriedades físicas, uma vez que são essas interações as responsáveis pela agregação das partículas submicroscópicas (as moléculas) em conjuntos macroscópicos, cujas propriedades podemos investigar.

Assim, para as substâncias moleculares, é preciso introduzir a distinção entre ligações interatômicas, responsáveis pela formação da menor partícula da substância (a molécula), e interações intermoleculares, responsáveis pela agregação dessas partículas em conjuntos macroscópicos (as próprias substâncias moleculares, como as conhecemos e manipulamos).

Interações Dipolo Induzido

Moléculas apolares como as de iodo (I_2), ao se aproximar, induzem a formação de dipolos instantâneos. Como resultado, esses dipolos permitem interações mais fortes entre as moléculas. Esse tipo de interação é chamado dipolo-dipolo induzido ou força de London, em homenagem ao físico norte-americano de origem alemã, Fritz London [1900-1954], que primeiro as descreveu.

Figura 44 - Representação das interações dipolo induzido



Fonte: Santos e Mól (2013)

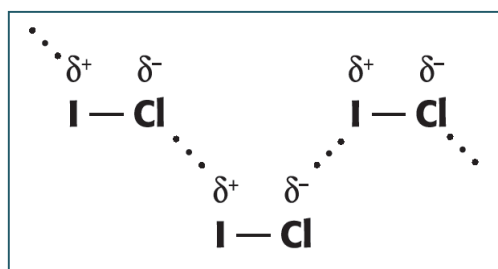
Como as interações intermoleculares do tipo dipolo induzido são fracas normalmente os compostos covalentes apolares apresentarão baixos pontos de ebulição e de fusão. O fato de a intensidade das interações dipolo induzido ser proporcional à massa molar é observável para um número enorme de substâncias. Esse fato determina que o estado de agregação (sólido, líquido ou gasoso) de algumas substâncias moleculares, a uma determinada temperatura, depende de sua massa molar. Além disso, por serem apolares não serão solúveis em água.

Interações Dipolo Permanente

As moléculas polares, em virtude da distribuição de suas cargas elétricas, têm dipolos elétricos permanentes. Essa distribuição de cargas faz com que essas moléculas interajam umas com as outras em consequência da atração eletrostática entre os dipolos opostos. Pode haver ainda a interação entre moléculas de dipolo permanente com moléculas de dipolo induzido.

Dependendo dessas interações, é possível até que uma substância polar possa dissolver uma apolar. Um exemplo é a dissolução do iodo (I_2) em água. Na realidade, as forças de London também ocorrem entre moléculas polares, pois essas forças se aplicam a todas as moléculas. No entanto as interações dipolo-dipolo dependem da existência de polaridade permanente nas moléculas.

Figura 45 - Representação das interações dipolo permanente do Cloreto de Iodo



Fonte: Santos e Mól (2013)

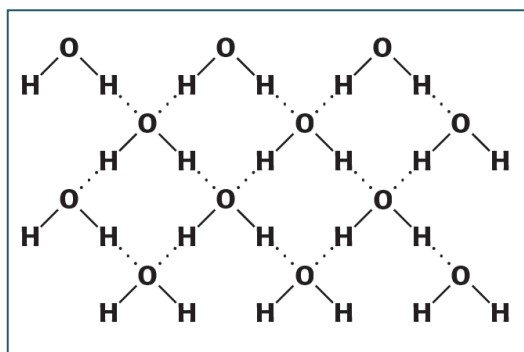
Essas interações são mais fortes que as dipolo induzido e portanto proporcionaram um aumento nos pontos de fusão e ebulição dos compostos polares. Esses compostos também apresentam solubilidade em água devido à possibilidade de interação entre suas moléculas.

Ligações de Hidrogênio

Esse tipo de interação intermolecular ocorre em substâncias que têm átomos de hidrogênio ligados a átomos de flúor, oxigênio ou nitrogênio. Nesses casos, em razão das grandes diferenças de eletronegatividade, essas ligações são muito polarizadas. Como consequência, átomos de hidrogênio ficam com carga parcial positiva e são atraídos por átomos de flúor, oxigênio ou nitrogênio (possuidores de pares de elétrons não ligantes) de moléculas vizinhas.

Essas interações, do tipo dipolo-dipolo permanente, têm um grau de polarização mais acentuado, mantendo as moléculas unidas com maior intensidade.

Figura 46 - Representação das ligações de hidrogênio entre moléculas de água.



Fonte: Santos e Mól (2013)

As propriedades das substâncias, como a temperatura de ebulição, estão relacionadas às forças intermoleculares, assim, por exemplo, em geral, quanto maior a força intermolecular, maior será a temperatura de ebulição. Logo, as substâncias que fazem ligação de hidrogênio possuem maior temperatura de ebulição do que as substâncias polares e das apolares.



Atividade de Avaliação

Sugerimos uma atividade de modelagem para fazer a avaliação dos alunos. Use bolas de isopor e palitos de churrasco para criar modelos de moléculas e peça aos alunos que explique a geometria de cada molécula, se podem considerar a molécula como polar ou apolar e que falem algumas de suas propriedades.

UNIDADE 6 – FORMAÇÃO DAS LIGAÇÕES IÔNICAS

Nesta unidade vamos trabalhar com a formação das ligações iônicas. Para isso continuaremos com o enfoque no abaixamento da energia potencial do sistema como justificativa para a formação das ligações químicas. Com a abordagem que construímos nessa unidade pretendemos dar subsídios para que os estudantes possam compreender o processo de formação dos íons e sua resultante composição de retículos cristalinos que compõem os sólidos iônicos. Um ponto importante a se destacar é que durante a construção dos conceitos, relacionados à compreensão de como as ligações iônicas são formadas, esperamos que os estudantes entendam que o que dá a estabilidade aos compostos iônicos não é o processo de perda ou ganho de elétrons pelos átomos mas sim a somatória das interações eletrostáticas desses íons na rede cristalina.

Durante nossa abordagem trataremos das energias envolvidas na interação entre os íons e como isso pode afetar algumas propriedades dos compostos iônicos como solubilidade, condutividade e sua estrutura. Buscamos proporcionar aos estudantes fazer relações entre os dados experimentais observados e que eles possam atribuir generalizações a outros casos envolvendo sólidos iônicos.

Texto 1 – Formação das substâncias iônicas

Iremos tratar agora da formação das substâncias chamadas de sólidos iônicos. Lembrando dos experimentos realizados na Unidade 2 e todas as discussões feitas nas unidades anteriores perceberemos que um determinado grupo de substâncias testadas apresentaram as seguintes características: 1) não condutoras de corrente elétrica no estado sólido; 2) solúveis em água; 3) quebradiças e 4) condutoras de corrente elétrica quando dissolvidas em água. A partir de agora tentaremos entender como podemos justificar essas propriedades através da compreensão de como são formadas essas substâncias.

Um exemplo de substância considerada por nós como iônica é o cloreto de sódio (NaCl), presente em nosso dia-a-dia e conhecido como sal de cozinha. Sabemos que o cloreto de sódio é formado pela interação

Na web



Para que os alunos visualizem o processo de formação dos íons existe uma animação 3D produzida pela USP que pode ser usada como recurso multimídia.

Link da simulação:

<https://www.youtube.com/watch?v=dnWxabCAGdo>

entre átomos de sódio e de cloro, mas como será que essa interação acontece até formar a substância?

Vamos imaginar que hipoteticamente existam átomos de cloro e sódio isolados a uma distância em que eles não interajam. Quando esses átomos se aproximam começa a existir interações eletrostáticas entre os prótons e os elétrons de ambos os átomos, no entanto devido à sua alta eletronegatividade o átomo de cloro atrai os elétrons do átomo de sódio com maior intensidade do que o sódio atrai os elétrons do cloro. Nesse caso, temos uma situação extrema, em que a diferença de eletronegatividade entre os dois átomos é tão grande que podemos imaginar que os

Professor!



Para que os alunos compreendam as questões energéticas envolvidas no processo de formação dos íons é essencial que estas transformações sejam tratadas tendo como referência as propriedades periódicas dos elementos. Principalmente a Energia de Ionização e a Afinidade Eletrônica.

elétrons da ligação se aproximam tanto do átomo mais eletronegativo (cloro) que passam a fazer, praticamente, parte dele.

Ocorre, dessa maneira, a formação de íons: o ânion cloreto, Cl^- , e o cátion sódio, Na^+ . Como sabemos, todas as transformações que ocorrem na natureza possuem valores de energia associados a elas. Nessa situação o átomo de sódio perde um elétron sendo necessário para isso certa energia, chamada de energia de ionização (EI). Já no caso do cloro, ao receber um elétron ele deve liberar certa quantidade de

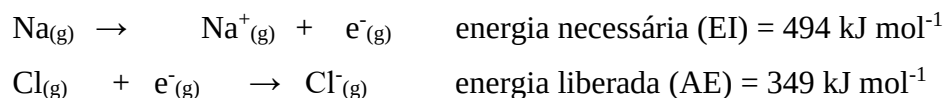
energia, definida pelo valor da afinidade eletrônica (AE).

Vamos escrever então duas equações químicas para representar o processo de perda e ganho de elétrons por esses dois átomos considerando as energias envolvidas no processo.

Professor!



Os estudantes provavelmente já usaram a unidade kJ (quilojoule) nas aulas de ciências, então sugerimos que no tratamento das energias envolvidas no processo de transferência de elétrons em kJ/mol o professor exponha para os alunos que o mol é uma grandeza usada pelos químicos para a quantidade de matéria e será discutida posteriormente. O importante é que os alunos consigam ter a noção numérica das energias envolvidas nos processos.



No entanto, quando calculamos a diferença entre essas duas energias percebemos que a energia final é positiva. Veja: $494 \text{ kJ mol}^{-1} - 349 \text{ kJ mol}^{-1} = 145 \text{ kJ mol}^{-1}$. Temos então um problema para resolver. Se o processo fez com que a energia dos átomos quando está juntos aumentasse como pode então ser formado o sal de cozinha?

Na verdade o que acontece é que a ligação química é constituída após a formação dos íons.

Na web



A formação do retículo cristalino pode ser demonstrada aos estudantes através de vídeos que representam animações da aglomeração dos íons resultando na estrutura de rede nos sólidos iônicos

Um desses vídeos está disponível em:

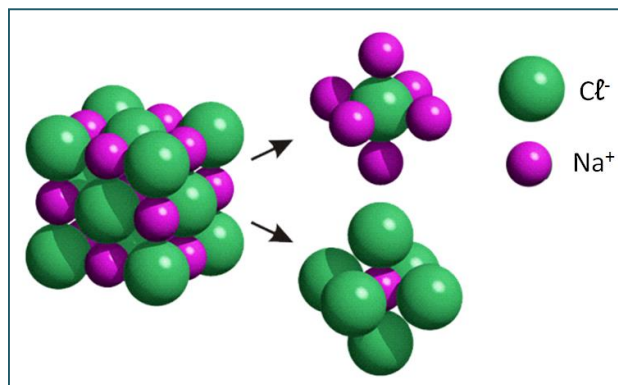
<https://www.youtube.com/watch?v=vUMe5iviJeY>

Por terem cargas opostas, existe uma força de atração, de natureza eletrostática, entre esses íons e como vimos na Unidade 1 as forças de atração fazem com que a energia total do sistema diminua. A energia total liberada pela soma de todas essas atrações que ocorrem é chamada de **energia de rede**. Dessa maneira, como são formados muitos íons de cargas opostas eles irão se atrair mutuamente e cada uma dessas atrações contribuirá para a diminuição da energia total do composto estabilizando-o energeticamente. Essa interação é chamada de **ligação iônica**.

Durante essa atração entre os átomos carregados, os átomos se organizam de maneira que consigam aumentar as forças de atração entre os íons de cargas opostas (fazendo a energia do sistema abaixar) e diminuir as forças de repulsão entre os íons de cargas iguais (o que aumenta a energia do sistema). Como a ligação iônica é baseada em atração eletrostática, um cátion Na^+ deverá interagir com os ânions Cl^- que estiverem à sua volta e vice-versa. No caso do NaCl , cada cátion e ânion interage com outros seis à sua volta. A essa organização dos íons damos no sólido iônico damos o nome de **retículos cristalinos** resultantes dessas interações e a energia de rede faz com que a energia total dos átomos organizados no retículo cristalino seja menor do que quando eles estavam isolados, é isso que justifica a estabilidade dos compostos iônicos.

Desse modo, os compostos iônicos não são formados por moléculas individuais, como acontece nos compostos formados por ligação covalente. Quando escrevemos NaCl para designar o cloreto de sódio, estamos apenas indicando que, nos cristais desse composto, a relação sódio : cloro é de 1 : 1. Essa notação não indica a existência de moléculas individuais de NaCl (MORTIMER; MACHADO, 2013). A Figura 47 mostra a organização do retículo cristalino do NaCl .

Figura 47 - Modelo de estrutura do retículo cristalino do NaCl



Fonte: Google Imagens – Adaptada

Existem sólidos iônicos com diferentes organizações dos íons formando retículos cristalinos de várias formas. O que irá definir qual será a forma de organização dos íons no retículo cristalino é o tamanho dos íons e o valor de sua carga. Esses fatores irão influenciar diretamente nas propriedades dos sólidos iônicos como veremos a seguir.

Texto 2 – Propriedades dos compostos iônicos

Extraído e adaptado de Mortimer e Machado (2013)

Agora que sabemos como os compostos iônicos são formados vamos então justificar algumas de suas propriedades com base nos conceitos estudados.

Professor!



É importante conduzir as discussões e a exposição do conteúdo no sentido de fazer os estudantes perceberem que as propriedades dos compostos iônicos estão relacionadas à sua energia de rede.

As substâncias iônicas têm, normalmente, temperaturas de fusão e ebulição elevadas. Dessa maneira, a maioria delas é sólida a temperatura e pressão ambientes. Várias são solúveis em água, mas essa não é uma característica universal dos sólidos iônicos, pois vários são insolúveis ou pouco

solúveis em água. Por exemplo, vários carbonatos, entre eles o carbonato de cálcio, CaCO_3 . Não conduzem corrente elétrica no estado sólido, mas o fazem em solução aquosa ou quando fundidos.

Todas essas propriedades estão relacionadas à alta energia requerida para deslocar os íons de suas posições muito estáveis no retículo cristalino e a mobilidade que os íons (partículas carregadas) adquirem em solução ou no estado líquido. A força de uma ligação iônica depende da carga e do tamanho dos íons. O cloreto de sódio (NaCl), em que os íons têm carga $+1$ e -1 , funde-se a $801\text{ }^\circ\text{C}$, enquanto o óxido de magnésio, MgO , em que os íons têm carga $+2$ (Mg^{2+}) e -2 (O^{2-}), funde-se a $2\ 852\text{ }^\circ\text{C}$. Isso pode ser explicado pelo fato de que, quanto maior a carga, maior será a atração eletrostática entre os íons. Na Unidade 1 discutimos que a força resultante da interação entre partículas carregadas é diretamente proporcional às cargas envolvidas e inversamente proporcional ao quadrado da distância entre as partículas carregadas, ou seja:

$$F \propto \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$

A solubilidade em água é favorecida quando a energia gasta na quebra do retículo é

Na web



O processo de dissolução do Cloreto de Sódio em água pode ser demonstrado aos estudantes através de um vídeo que traz uma animação 3D. Disponível em:

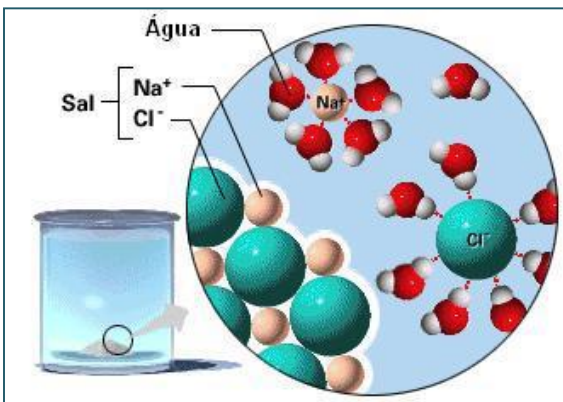
https://www.youtube.com/watch?v=QB7O_2UjcSk

compensada pela energia liberada na solvatação dos íons pelas moléculas de água, de modo que o sistema final (íons solvatados pela água) tem energia apenas ligeiramente diferente do sistema inicial (retículo cristalino). Esse processo de solvatação está ilustrado na Figura 48. Nos casos em que a energia do retículo cristalino é muito grande em comparação à energia liberada pela atração entre as moléculas de água e os íons, não ocorre a dissolução, o que explica por

que muitos compostos iônicos são insolúveis em água.

A não condutividade no estado sólido explica-se pelo fato de os íons estarem presos em posições relativamente fixas no retículo cristalino, não apresentando mobilidade.

Figura 48 - Representação da solvatação dos íons Na^+ e Cl^- em água. Resultado da dissolução do Cloreto de Sódio (NaCl).



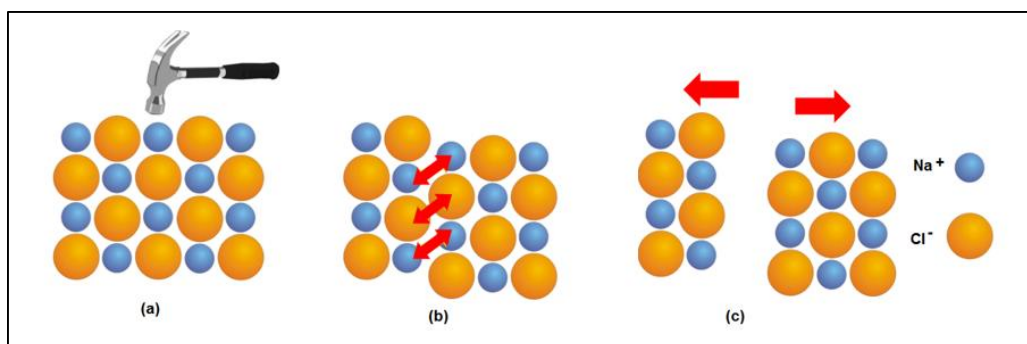
Fonte: Google Imagens

Desde que o arranjo ordenado do estado sólido tenha sido destruído, pela fusão ou dissolução do composto, os íons podem se mover livremente. Os íons carregados em movimento passam a ser responsáveis pela condutividade das substâncias iônicas fundidas ou em solução.

A explicação para a observação de que os sólidos iônicos são quebradiços, assim como pudemos observar na Unidade 2 se deve também à organização em que os íons estão dispostos no retículo cristalino. Como falamos anteriormente no retículo cristalino os íons se organizam de forma a diminuir as forças de repulsão entre as cargas iguais, porém ao exercermos uma força sobre essa estrutura, como no caso de uma martelada, faremos com que essa organização se desfça e surjam repulsões entre os íons de cargas com sinais iguais, observe a Figura 49.

Na Figura 49 observamos que devido à força aplicada no retículo os íons de se movimentam e se aproximam de outros com cargas iguais, dessa maneira, por conta das repulsões que se iniciam o retículo cristalino se separa resultando na formação de retículos menores.

Figura 49 - Representação da modificação causada na estrutura do retículo cristalino do NaCl após a ação de uma força como uma martelada.



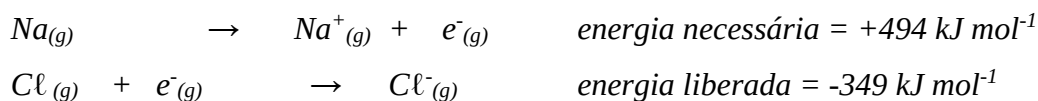
Fonte: autoria própria



Atividade de Avaliação da Unidade

Sugerimos a aplicação das seguintes questões como avaliação da Unidade 6:

Q1 - Dentre as etapas de formação do Cloreto de Sódio (NaCl), a partir de seus elementos no estado fundamental gasoso, tem-se a perda de um elétron da camada de valência no átomo de sódio (Na), ao passo que o átomo de cloro (Cl) recebe um elétron, como mostram as equações abaixo:



Observando-se estes valores temos, nesta etapa do processo, um saldo energético de $+145 \text{ kJ mol}^{-1}$, o que indicaria que a formação deste composto não devesse ser energeticamente favorável. No entanto, experimentalmente, o que se observa é que a formação deste composto é extremamente favorável energeticamente.

Com base nessas informações, como podemos explicar o fato de a formação do NaCl ser energeticamente favorável? Indique quais são as propriedades periódicas que se referem aos valores de energia descritos nas equações apresentadas acima.

Q2 – Nesta unidade vimos como ocorre a formação dos compostos iônicos e como esse processo está diretamente relacionado com as propriedades dessas substâncias. Dentre os pontos principais discutidos falamos da importância do retículo cristalino, sua estrutura e energia na estabilidade dos sólidos iônicos. Com base nessas informações analise a tabela a seguir, que mostra a energia de rede de vários compostos iônicos e responda o que se pede.

Composto	Energia de Rede (kJ/mol)
LiF	1030
LiCl	834
LiI	730
NaF	910
NaCl	788
NaBr	732
KF	808
CsCl	600

- a) Qual dos compostos relacionados na tabela deve ser mais solúvel em água? Justifique sua resposta.
- b) Das substâncias presentes na tabela o fluoreto de lítio (LiF) é o menos solúvel em água. Como podemos justificar essa observação?
- c) Explique por que os compostos iônicos não conduzem corrente elétrica no estado sólido mas quando estão dissolvidos em água são capazes de conduzir eletricidade.

Modelagem



O professor você também poderá desenvolver uma atividade de modelagem pedindo aos alunos que construam modelos que possam explicar a formação das ligações covalentes e as propriedades dos compostos iônicos.

UNIDADE 7 – FORMAÇÃO DAS LIGAÇÕES METÁLICAS

Nesta unidade abordaremos a formação dos compostos metálicos. Para isso utilizaremos o modelo conhecido como nuvem de elétrons tentando fazer com que os estudantes percebam como a interação entre os átomos metálicos ocorrem e quais são os reflexos dessa forma de interação nas propriedades das substâncias metálicas.

Esperamos que ao fim desta unidade o aluno seja capaz de entender que nas ligações metálicas os átomos envolvidos possuem eletronegatividade baixa e portanto, seus elétrons de valência deve apresentar certo grau de liberdade, então a ligação metálica pode ser entendida como um compartilhamento eletrônico não direcional, diferentemente do visto nas ligações covalentes. Além disso, pretendemos construir a ideia de que os átomos nos metais se empacotam e também formam estruturas semelhantes à dos sólidos iônicos, porém sem a formação de íons com cargas opostas o que dá aos metais maleabilidade. Com base nesses pressupostos buscamos construir o conceito de ligações metálicas de maneira significativa aos estudantes.

Texto 1 – Ligações metálicas. Como são formadas?

Extraído e adaptado de Mortimer e Machado (2013)

Cerca de 3/4 dos elementos do sistema periódico são classificados como metais. Podem ser encontrados dois tipos de materiais metálicos: aqueles que são formados por átomos de um mesmo elemento químico (por exemplo, o ouro) e aqueles formados por mais de um elemento. Neste último caso, o material recebe o nome de liga metálica (por exemplo, o latão, que é uma liga de cobre e zinco).

Vimos que a ligação covalente é proveniente da atração que os núcleos dos átomos exercem sobre o par de elétrons da ligação. Nos metais, os átomos são unidos não aos pares, mas pela atração mútua entre um grande número de núcleos e um grande número de elétrons.

Tomemos como exemplo um cristal de lítio metálico. Na sua rede cristalina, cada átomo de lítio encontra-se rodeado por oito vizinhos mais próximos. Esse átomo, entretanto, possui apenas um elétron no último nível. Os elétrons do último nível são responsáveis pela formação das ligações químicas, os chamados elétrons de valência.

Professor!

Retome o conceito de energia de ionização e tente levar os alunos a perceberem que esta propriedade faz com que os elétrons nos metais tenham certo grau de liberdade.

Assim, com apenas um elétron de valência, não é possível ao átomo de lítio formar ligações por meio de pares eletrônicos com os oito átomos vizinhos. No caso do lítio e de outros elementos metálicos os elétrons da camada mais externa possuem certo grau de liberdade devido aos baixos valores de eletronegatividade apresentado por eles e seus grandes raios.

A quantidade de energia necessária para arrancar elétrons de átomos de metais é relativamente baixa se comparada com a necessária para arrancar elétrons de átomos dos não metais, conforme se constata na tabela abaixo.

Tabela 1 - Energia de ionização de átomos de alguns elementos químicos.

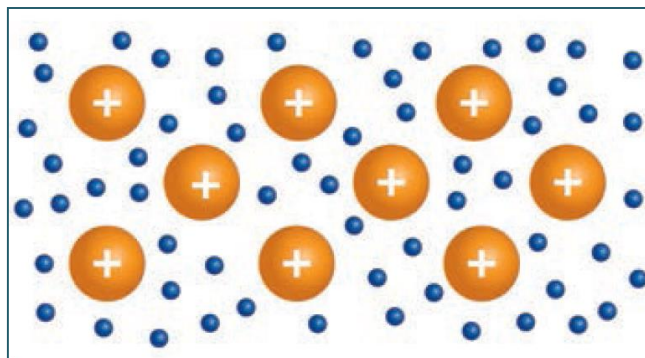
Não metais	Energia de ionização	Metais	Energia de ionização
F	1680 kJ.mol ⁻¹	Cu	785 kJ.mol ⁻¹
Ar	1520 kJ.mol ⁻¹	Fe	759 kJ.mol ⁻¹
Cl	1255 kJ.mol ⁻¹	Al	577 kJ.mol ⁻¹
S	1000 kJ.mol ⁻¹	Na	494 kJ.mol ⁻¹

Fonte: Santos e Mól (2013)

Dessa maneira, a camada de valência do lítio, com apenas um elétron, está bastante vazia, de modo que o elétron de valência de um determinado átomo de lítio tem ao seu redor oito núcleos e uma completa liberdade para mover-se nas camadas de valência de todos esses átomos. Para qualquer lugar que o elétron se mova, encontra-se sempre entre dois núcleos positivos. Sob essa circunstância, não é surpreendente que um elétron possa se mover facilmente de um lugar para outro. Cada elétron de valência está virtualmente livre para percorrer o cristal.

Essas considerações levaram os químicos a propor, para um metal, um modelo de ligação química onde os íons positivos, distribuídos na rede cristalina, estariam imersos numa “núvem” de elétrons, que não se encontram firmemente ligados a nenhum núcleo (Figura 50).

Figura 50 - Representação do modelo de ligações metálicas. As bolas azuis representam os elétrons livres e as laranjas os cátions da rede cristalina.



Fonte: Santos e Mól (2013)

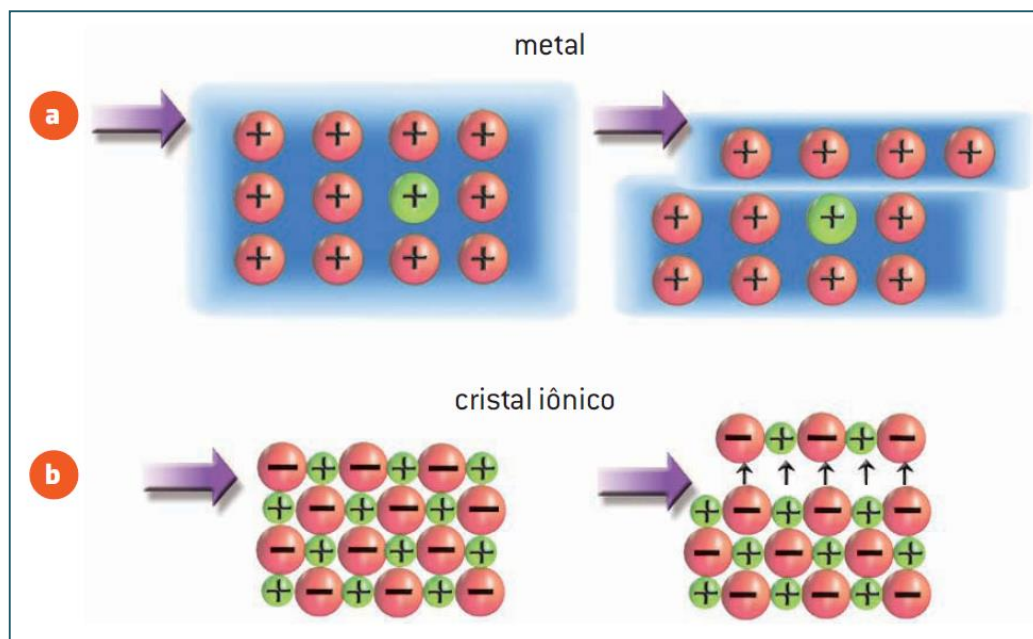
A ideia de uma “nuvem” de elétrons mais ou menos uniforme resulta em uma diferença importante entre ligação metálica e ligação covalente. Nas ligações covalentes, os elétrons estão localizados de maneira a fixar a posição dos átomos. Dizemos que as ligações possuem caráter direcional – os elétrons tendem a permanecer concentrados em determinadas regiões do espaço. Ao contrário, os elétrons de valência num metal estão dispersos quase uniformemente por meio do cristal, de modo que a ligação metálica não exerce a mesma influência direcional da ligação covalente.

Texto 2 – Propriedades das substâncias metálicas

Extraído e adaptado de Mortimer e Machado (2013)

O modelo proposto para a ligação metálica nos ajuda a compreender várias propriedades apresentadas pelas substâncias metálicas. As ligações metálicas são caracterizadas pelo fato de que têm a mesma intensidade qualquer que seja a direção; sendo assim, não é surpreendente que muitos metais possam ser facilmente deformados sem que se destrua sua estrutura cristalina. Sob a influência de uma tensão, uma pancada, por exemplo, um plano de átomos pode deslizar sobre outro. Apesar disso, os elétrons ainda mantêm as ligações entre os planos. Isso explica as propriedades de maleabilidade e ductibilidade dos metais.

Figura 51 - a) Deslocamento forçado dos átomos num metal. b) Deslocamento dos átomos em um cristal iônico.



Fonte: Mortimer e Machado (2013)

Os metais conduzem bem a eletricidade e o calor porque seus elétrons de valência estão livres para se mover no sólido. O aquecimento de uma ponta de um fio de cobre, por exemplo,

Na web



As propriedades dos metais são ilustradas neste vídeo curto que mostra o comportamento dos átomos e elétrons dos metais durante algumas transformações. Disponível em:
<https://www.youtube.com/watch?v=ZFndCpEU6E>

aumenta a energia dos elétrons daquela região do fio. Como os elétrons têm liberdade de movimento, vão transmitindo essa perturbação para outros elétrons do metal, até que todo o metal fique aquecido. Além disso, o aquecimento do metal aumenta a vibração dos átomos e essa vibração também é transmitida na forma de onda. A condutividade elétrica é explicada de maneira semelhante. O comportamento ondulatório dos elétrons e a existência de uma banda de

condução nos metais fazem com que a energia elétrica, que pode ser interpretada como uma onda eletromagnética,

seja transmitida ao longo, por exemplo, de um fio metálico.

As temperaturas de fusão dos metais variam desde valores baixos (o mercúrio é um metal líquido à temperatura ambiente) até valores muito altos (o tungstênio tem temperatura de fusão de aproximadamente 3680 °C, sendo, por isso, usado na fabricação de materiais que devem resistir a

altas temperaturas, como filamentos de lâmpadas e ferramentas de corte). Os metais não são solúveis em solventes polares ou apolares, mas podem reagir com ácidos fortes, como os ácidos clorídrico, sulfúrico e nítrico.

O arranjo cristalino dos metais é, em geral, bastante compacto. Isso explica por que os metais, geralmente, são muito densos quando comparados às substâncias moleculares, iônicas e covalentes. Como a densidade depende também da massa do átomo, os metais constituídos por átomos mais leves são bem menos densos que aqueles constituídos por átomos pesados. A densidade do alumínio (massa atômica = 27 u), a 20 °C, por exemplo, é 2,7 g.cm³. Já a densidade da platina (massa atômica = 195 u), à mesma temperatura, é 21,5 g.cm³.



Atividade de Avaliação da Unidade

Além da avaliação contínua feita observando a participação dos estudantes durante o desenvolvimento das aulas, sugerimos como avaliação desta atividade sugerimos que o professor peça aos alunos para elaborar um relatório abordando a reciclagem dos metais, relacionando as características desses materiais do ponto de vista químico que contribuem para seu reaproveitamento. Além disso, pode ser solicitado aos estudantes que falem de aspectos ambientais, econômicos e sociais da reciclagem de metais.

CAPÍTULO 6

ALGUMAS CONSIDERAÇÕES

Com base em todas as discussões feitas neste trabalho, percebeu-se que a maneira com que o ensino das Ligações Químicas é feito atualmente, tem se mostrado ineficiente para que os estudantes possam compreender a natureza da interação entre os átomos na formação das substâncias. Nesse sentido, torna-se a evidente a necessidade de reformulação da forma com que esses (e outros) conceitos da Química sejam abordados na educação básica.

Buscando-se possibilidades para que o ensino das Ligações Químicas seja de fato significativo para os estudantes, entende-se que sua abordagem no nível médio de ensino deve levar em consideração os aspectos energéticos que fazem com que os átomos dos elementos químicos interajam, formando os compostos. No entanto, as abordagens do conceito de Ligações Químicas que consideram aspectos energéticos não são discutidas no ensino médio, sendo substituídos por procedimentos ritualísticos e até dogmáticos como o uso da “regra do octeto”.

Uma possível justificativa para a não utilização de teorias que lancem mão de aspectos energéticos para a formação dos compostos, talvez esteja na ideia de que tais abordagens podem ser complexas para serem tratadas no nível médio de ensino. Porém, acredita-se que os estudantes possam ser capazes de compreender as ligações segundo teorias mais elaboradas, promovendo de fato a produção do conhecimento científico.

Através das pesquisas realizadas aqui percebeu-se que atualmente, os professores não têm à disposição muitos modelos para a abordagem do conceito de ligações por meio da energia, aplicáveis ao Ensino Médio. Portanto, este trabalho buscou desenvolver uma proposta didática com subsídios didáticos, teóricos e metodológicos para as ligações entre os átomos voltada para o ensino médio.

Em consonância com nosso problema de pesquisa buscamos traçar e sistematizar caminhos para que o professor do ensino médio possa trabalhar os conceitos de Ligações Químicas segundo pressupostos que realmente aproximem o aprendizado dos estudantes de uma concepção científica. Dessa maneira, podemos concluir que é possível a elaboração de uma proposta didática sobre o conceito de ligações químicas sob o ponto de vista da energia.

Como este trabalho se desenvolve no âmbito das atividades de um mestrado profissional em ensino de ciências, tornam-se importantes proposições que visem melhorar de alguma forma a

qualidade do ensino de Química tanto do ponto de vista da aprendizagem por parte dos estudantes. Nesse sentido, a proposta de trabalho explicitada através das explanações anteriores, trata-se de um instrumento utilizável por professores do Ensino Médio para a abordagem do conceito de ligações químicas. Abordagem essa que julgamos ser mais significativa e mais próxima dos conceitos cientificamente aceitos. Entende-se que a proposição deste modelo didático, que envolve, conceitos, metodologias, instrumentos, discussões e elaboração de estratégias para o ensino das ligações químicas, constitua-se como um produto educacional participativo, no sentido de que os moldes em que ele foi desenvolvido são maleáveis e abertos a adaptações de acordo com a realidade escolar em que ele pode ser aplicado.

Conforme as discussões e apontamentos supracitados sobre a dificuldade dos professores em terem referenciais que proporcionem um novo modelo para se explicar as ligações químicas, espera-se que a proposta didática trazida neste trabalho colabore para que se iniciem mudanças no ensino de química atual. Assim como se demonstrou no desenvolvimento da proposta didática, é importante que o professor utilize diversos recursos e metodologias durante a abordagem de conceitos químicos uma vez que esses podem ter um nível de abstração elevado. Destaca-se também a importância das atividades experimentais investigativas, sejam elas demonstrativas ou dirigidas, desde que contextualizadas com os objetivos da aprendizagem e não somente com o intuito de comprovar determinada teoria.

No que se refere à forma com que as abordagens da proposta didática foram desenvolvidas, entende-se que as exposições oferecem ferramentas e subsídios aos professores do Ensino Médio. Dessa forma, optou-se não por construir “receitas” prontas e sim proporcionar aos docentes “ingredientes” que possibilitem uma discussão em termos das ligações químicas de forma mais ampla. Julga-se que o entendimento das ligações químicas pelo viés descrito neste trabalho pode proporcionar aos estudantes extrapolar os limites do conteúdo de ligações e enxergar aspectos de outros conceitos embasados pelo entendimento de como os átomos se ligam.

Por fim, após todas as explanações, proposições e discussões trazidas neste trabalho pode-se concluir que esta proposta é um passo rumo ao rompimento do paradigma, ou dogma que se constitui com o uso da “regra do octeto” no ensino das ligações químicas. Espera-se que com essa proposta outras possam surgir contribuindo para que o ensino das ligações químicas possa ser visto de outras maneiras e através de outros caminhos na educação básica. Essas são nossas expectativas e nossa contribuição.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, P.; JONES, L. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 3ª ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

AUTH, M. Conceitos Unificadores e o Ensino de Ciências. *Revista Espaço na Escola*, p.67. Editora Unijui, Ano 10, Nº 38, Out./Dez. 2000.

BRAATHEN, P. C. Aprendizagem mecânica e aprendizagem significativa no processo de ensino-aprendizagem de Química. *Revista Eixo*, n. 1, v. 1, 2012.

BRASIL. Ministério da Educação e Cultura - Secretaria de Educação Média e Tecnológica. *PCN + Ensino Médio: Orientações Educacionais Complementares aos Parâmetros Curriculares Nacionais*. Brasília: MEC/SEMTEC, 2002.

_____. Ministério da Educação. *Orientações curriculares para o ensino médio: ciências da natureza, matemática e suas tecnologias*. Brasília: MEC/SEB, 2006.

CANDIDO, K. F.; MATA, V. C. C.; COSTA, L. S. O.; MARQUES, L. P. *Análise da abordagem contextual no conteúdo de Ligações Químicas em livros didáticos aceitos pelo PNLD-2012*. In: Anais do XVI Encontro Nacional de Ensino de Química (XVI ENEQ). Salvador, 2012.

CARVALHO, N. B.; JUSTI, R. S. Papel da analogia do “mar de elétrons” na compreensão do modelo de ligação metálica. *Enseñanza de las Ciencias*, ed. 24 extra, p. 1-4, 2005.

CHASSOT, A. *A Educação no Ensino de Química*. Ijuí: Ed. Unijuí. 1990.

_____. *Para que(m) é útil o ensino? Alternativas para um ensino (de Química) mais crítico*. Canoas: Ed. da Ulbra, 1995.

DAMIS, O. T. Unidade Didática: uma técnica para a organização do ensino e da aprendizagem. In: VEIGA, I. P. A. (Org.). *Técnicas de ensino: novos tempos, novas configurações*. Campinas: Papirus, 2006.

DEL PINO, modelar: uma competência necessária para a apreensão da realidade química. *Revista Signos*, ano 34, n. 2, 2013.

DUARTE H. A. Ligações Químicas: ligação iônica, covalente e metálica. Cadernos temáticos. *Revista Química Nova na Escola*, 4, 2001.

FERNANDEZ, C.; MARCONDES, M. E. R. Concepções dos estudantes sobre Ligação Química. *Revista Química Nova na Escola*, 24(2), 2006.

FERREIRA, P.F.M. *Modelagem e suas contribuições para o ensino de ciências: uma análise no estudo de equilíbrio químico*. 165p. Dissertação (Mestrado em Educação) - Faculdade de Educação, Universidade Federal de Minas Gerais, Belo Horizonte. 2006.

FERREIRA, P. F. M.; JUSTI, R. Modelagem e o “Fazer Ciência”. *Revista Química Nova na Escola*, n. 28, 2008.

FONSECA, M. R. M. *Química*. 1.ed. São Paulo: Ática, 2013.

GILBERT, J. K.; BOULTER, C. J.; ELMER, R. *Positioning models in science education and in design and technology education*. In GILBERT, J. K.; BOULTER, C. J. (eds.), *Developing Models in Science Education*. (pp. 3-18) Dordrecht: Kluwer, 2000.

JUSTI, R.; GILBERT, J.K. Modelling, teachers’ view on the nature of modelling, and implications for the education of modellers. *International Journal of Science Education*, 24, 369-387, 2002.

LEE, J. D. *Química inorgânica não tão concisa*. Tradução da 5ª ed. inglesa. São Paulo: Ed. Edgard Blücher, 1999.

LIMA, M. E. C. C. Formação continuada de professores de química. *Química Nova*, n.4, 1996.

LIMA, J. F. L.; PINA, M. S. L.; BARBOSA, R. M. N.; JÓFILI, Z. M. S. A contextualização no ensino de cinética química. *Revista Química Nova na Escola*, n. 11, 2000.

LOPES, A. R. C. Conhecimento Escolar em Química - Processo de Mediação Didática da Ciência. *Química Nova*, 20(5), 1997.

MALDANER, O. A. *A formação inicial e continuada de professores de Química*. Ijuí: Ed. UNIJUÍ, 2000.

_____. A pesquisa como perspectiva de formação continuada do professor de química. *Química Nova*, 22(2), 1997.

MELO, M. R.; LIMA NETO, E. G. Dificuldades de Ensino e Aprendizagem dos Modelos Atômicos em Química. *Revista Química Nova na Escola*, 35(2), 2013.

MILAGRES, V.; JUSTI, R. Modelos de Ensino de Equilíbrio Químico – Algumas Considerações sobre o que tem sido Apresentado em Livros Didáticos no Ensino Médio. *Revista Química Nova na Escola*, 13(7), 2001.

MINAS GERAIS - Secretaria de Estado de Educação. *Proposta Curricular CBC Química – Ensino Médio*. Belo Horizonte, 2007.

MORAES, Roque. Análise de conteúdo. *Revista Educação*, Porto Alegre, v. 22, n. 37, 1999.

MORTIMER, E. F. *Linguagem e formação de conceitos no ensino de ciências*. Belo Horizonte: UFMG, 2000.

MORTIMER, E. F.; MACHADO, A. H. *Química (Ensino médio)*. São Paulo: Scipione, 2013.

MORTIMER, E. F.; MACHADO, A. H.; ROMANELLI, R.I. A proposta curricular de Química do estado de minas gerais: fundamentos e pressuposto. *Química Nova*, 23(2), 2000. p.274

MORTIMER, E. F.; MOL, G.; DUARTE, L. P. Regra do octeto e teoria da Ligação Química no Ensino Médio: Dogma ou Ciência? *Química Nova*, 17(3), 1994.

MOZZER, N. B. *O entendimento conceitual do processo de dissolução a partir da elaboração de modelos sob a perspectiva da teoria de campos conceituais* 249p. Tese (Doutorado em Educação e Ciências) - Faculdade de Educação, Universidade Federal de Minas Gerais, Belo Horizonte. 2013.

NERSESSIAN, N. J. *Model-based reasoning in conceptual change*. In: MAGNANI, L.; NERSESSIAN, N. J.; THAGARD, P. (Eds.). *Model-based reasoning in scientific discovery*. New York: Kluwer/Plenum, 1999. p. 5-22

OLIVEIRA, L. A. A. (coord.) *Material didático elaborado para o Curso de Especialização para o quadro do Magistério da Secretaria de Educação do Estado de São Paulo (SEESP), oferecido pela Rede São Paulo de Formação Docente - UNESP*. São Paulo: Ed. UNESP, 2012.

PARIZ, E.; MACHADO, P. F. L. *Martelando materiais e ressignificando o ensino de ligações químicas*. In: Anais do VIII Encontro de Pesquisa em Educação em Ciências (VIII ENPEC). Campinas, 2011.

PARIZ, E. *Ligação Metálica: uma proposta de material didático de apoio ao professor em sala de aula*. 161p. (Dissertação: Mestrado). Universidade Federal de Brasília. UNB, 2007.

PEREIRA JÚNIOR, C. A.; AZEVEDO, N. R.; SOARES, M. H. F. B. *Proposta de ensino de Ligações Químicas como alternativa a regra do octeto no Ensino Médio: diminuindo os obstáculos para aprendizagem do conceito*. In: Anais do XV Encontro Nacional de Ensino de Química (XV ENEQ). Brasília, 2010.

POZO, J. I.; CRESPO, M. A. G. *A aprendizagem e o ensino de ciências – do conhecimento cotidiano ao conhecimento científico*. 5. ed. Porto Alegre: Artmed, 2006.

SANTOS, W. L. P.; MÓL, G. S. (coords) *Química cidadã*. 2. ed. São Paulo: AJS, 2013

SILVEIRA JÚNIOR, C.; LIMA, M. E. C. C.; MACHADO, A. H. *Abordagem de ligações químicas em livros didáticos de ciências aprovados no PNLD 2011*. In: Anais do VIII Encontro de Pesquisa em Educação em Ciências (VIII ENPEC). Campinas, 2011

SOUZA, L. H. P.; GOUVÊA, G. Oficinas pedagógicas de ciências: os movimentos pedagógicos predominantes na formação continuada de professores. *Ciência & Educação*, v. 12, n. 3, p. 303-313, 2006.

TARDIF, M. Saberes profissionais dos professores e conhecimentos universitários: elementos para uma epistemologia da prática profissional dos professores e suas consequências em relação à formação para o magistério. *Revista Brasileira de Educação*, 13, 2000.

_____. *Saberes docentes e formação profissional*. 4. ed. Rio de Janeiro: Vozes, 2002.

TAYLOR, S.; BOGDAN, R. *Troductión a los métodos cualitativos de investigación*. Buenos Aires: Paidós, 1986.

TEIXEIRA JÚNIOR, J. G. *Formação Docente: Conhecimento do Conteúdo Específico – se eu não entendo, como posso explicar*. 132p. (Dissertação: Mestrado). Universidade Federal de Uberlândia, Uberlândia/MG, 2007.

TOMA, H. E. Ligação Química: abordagem clássica ou quântica? *Revista Química Nova na Escola*, 6, 1997.

TRIPP, D. Pesquisa-ação: uma introdução metodológica. *Revista Educação e Pesquisa*, São Paulo, v. 31, n. 3, p. 443-466, set./dez. 2005.

VEIGA, I. P. A. (org.) *Novas tramas para as técnicas de ensino e estudo*. Campinas: Papirus, 2013

VIANNA, D. M.; CARVALHO, A. M. P. Formação permanente: a necessidade da interação entre a ciência dos cientistas e a ciência da sala de aula. *Ciência & Educação*, v.06, n1, p.29-42, 2000

ANEXOS

ANEXO 1 – MODELO DO TERMO DE CONSENTIMENTO LIVRE E ESCLARECIDO ASSINADO PELOS PARTICIPANTES DA PESQUISA

TERMO DE CONSENTIMENTO LIVRE E ESCLARECIDO MODELO

Você está sendo convidado (a) para participar da pesquisa intitulada “Uma proposta de curso de formação continuada para professores de Química da Educação Básica: O conceito de Ligações Químicas” sob a responsabilidade dos pesquisadores *Professor Doutor Deividi Marcio Marques e Professor Mestrando Renato Pereira Silva*. Nesta pesquisa nós estamos buscando desenvolver uma proposta de um curso de formação continuada para professores da Educação Básica, em especial professores de Química, para a (des)construção do conceito de ligações químicas.

Na sua participação você fará parte de um curso de formação continuada onde para nossa coleta dos dados, inicialmente, solicitaremos que você responda a um questionário que, em nossas análises, buscarão compreender as possíveis contribuições do desenvolvimento de nossas atividades para a abordagem do tema *Ligações Químicas* de forma mais significativa para os estudantes. Em nenhum momento você será identificado. Os resultados da pesquisa serão publicados e ainda assim a sua identidade será preservada. Você não terá nenhum gasto e ganho financeiro por participar na pesquisa e será emitido certificado de participação.

Após a entrega dos questionários, os pesquisadores irão elaborar um curso de formação continuada que conteremos, também, com sua participação.

Os riscos consistem em, *uma possibilidade remota, de você ser identificado no questionário inicial ou final. A fim de evitar este risco, os pesquisadores os orientarão a não reportar quaisquer informações pessoais como nome, e-mail, endereço residencial ou profissional. O mesmo será exigido durante o curso. Caso isso ocorra, você poderá continuar no curso, no entanto, seus dados não serão considerados para nossas análises a fim de preservar sua integridade da forma mais ampla possível. Os benefícios serão trazer mais ferramentas que de fato o professor possa utilizar para abordar o tema ligações químicas..*

Você é livre para deixar de participar da pesquisa a qualquer momento sem nenhum prejuízo ou coação. Uma via original deste Termo de Consentimento Livre e Esclarecido ficará com você.

Qualquer dúvida a respeito da pesquisa, você poderá entrar em contato com: **Deividi Marcio Marques e/ou Renato Pereira Silva**

Uberlândia, dede 20.....

Prof. Deividi Marcio Marques

Prof. Renato Pereira Silva

Eu aceito participar do projeto citado acima, voluntariamente, após ter sido devidamente esclarecido.

Participante da pesquisa

ANEXO 2 – QUESTIONÁRIOS APLICADOS AOS PROFESSORES DE QUÍMICA DA EDUCAÇÃO BÁSICA

A
=

QUESTIONÁRIO

1. Qual sua formação e quanto tempo de docência na Educação Básica você possui?

Graduação com habilitação em Química.
13 anos de docência.

2. Como e por quais motivos as ligações entre os átomos ocorrem?

As ligações ocorrem por transferência de elétrons, compartilhamento de elétrons.
As ligações ocorrem para que os átomos envolvidos se tornem estáveis.

3. De que forma você ensina/explica o conteúdo de Ligações Químicas? Quais suas principais dificuldades?

Aula expositiva, costumo usar vídeos que demonstrem e/ou ilustrem as ligações. Tenho dificuldade em ensinar "ligação metálica", "mar de elétrons". Os alunos sempre me olham com cara de interrogação.

4. O Pentacloreto de Fósforo (PCl_5) é utilizado, principalmente como um reagente de cloração de compostos orgânicos. Ele é formado pelo elemento químico fósforo (P), que está situado no grupo 15 do 3º período da tabela periódica e possui número atômico 15 e pelo Cloro (Cl) que se localiza no grupo 17 do 3º período da tabela periódica e possui número atômico 17. Sabendo dessas informações, como você explica a ligação entre estes átomos para formar o composto PCl_5 ?

Se não estiver enquadrado a "camada de valência" do fósforo sofre "expansão" e comporta um número maior de elétrons.

BQUESTIONÁRIO

1. Qual sua formação e quanto tempo de docência na Educação Básica você possui?

Desde 1989 → Sem Licenciatura até 1991
após esse período Com Licenciatura plena
em Química e após 1996 com especialização
em Química.

2. Como e por quais motivos as ligações entre os átomos ocorrem?

Para estabilização dos átomos. Uma vez
não concordar com esse termo ligação pois
demonstra-se haver uma ligação, sendo
na verdade atração entre eles, devido as
forças de atração existente entre os átomos.

3. De que forma você ensina/explica o conteúdo de Ligações Químicas? Quais suas principais dificuldades?

Explico começando pela ligação covalente.
Antes retrato bem as propriedades periódicas
de forma que o aluno consiga perceber
atração entre eles, devido a diferença
de eletronegatividade, afinidade eletrônica
e potencial de ionização.

• Não utilizo nenhum recurso

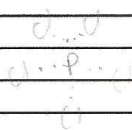
• Encontro dificuldade pelo fato de saber
da não existência da regra do octeto
e ainda continuar ensinando.

• Um conteúdo que se encontra totalmente
incorreto no livro didático.

• ligação dativa ???

4. O Pentacloreto de Fósforo (PCl_5) é utilizado, principalmente como um reagente de cloração de compostos orgânicos. Ele é formado pelo elemento químico fósforo (P), que está situado no grupo 15 do 3º período da tabela periódica e possui número atômico 15 e pelo Cloro (Cl) que se localiza no grupo 17 do 3º período da tabela periódica e possui número atômico 17. Sabendo dessas informações, como você explica a ligação entre estes átomos para formar o composto PCl_5 ?

= segue a regra do octeto



Casos como o NO ; CO

QUESTIONÁRIO

1. Qual sua formação e quanto tempo de docência na Educação Básica você possui?

licenciado em Química

Tempo na docência → 3 anos e 7 meses;

2. Como e por quais motivos as ligações entre os átomos ocorrem?

As ligações entre os átomos ocorrem através de
interação entre suas nuvens eletrônicas o que elida-
ticamente chamamos de ligações iônicas, covalen-
te (molecular) e metálica. O motivo para liga-
ções é a necessidade que o átomo tem de adquirir
a estabilidade e configuração de elementos como
os gases nobres (último estado completo com oito
ou dois elétrons (hélio)).

3. De que forma você ensina/explica o conteúdo de Ligações Químicas? Quais suas principais dificuldades?

Metodologias como pequenos experimentos e testes, vídeos
que ~~sejam~~ chamem atenção para pontos de parti-
cipar as propriedades das substâncias resultantes
destas ligações, assim subsidiado pela divisão dida-
tica de três tipos diferentes de ligações.

A maior dificuldade é a falta de um modelo par-
tebral para o ensino de ligações, pois sempre
acaba no famoso "regra do octeto".

4. O Pentacloreto de Fósforo (PCl_5) é utilizado, principalmente como um reagente de cloração de compostos orgânicos. Ele é formado pelo elemento químico fósforo (P), que está situado no grupo 15 do 3º período da tabela periódica e possui número atômico 15 e pelo Cloro (Cl) que se localiza no grupo 17 do 3º período da tabela periódica e possui número atômico 17. Sabendo dessas informações, como você explica a ligação entre estes átomos para formar o composto PCl_5 ?

O fósforo possui três níveis energéticos e cinco elétrons na última camada. O cloro também possui três níveis e 7 elétrons na última camada. O elemento mais facilmente oxidado seria o PCl_3 . No entanto a existência do PCl_5 se dá pela ligação coordenada (ou dativa)

QUESTIONÁRIO

1. Qual sua formação e quanto tempo de docência na Educação Básica você possui?

Fui formado em Lic. em Química
no ano de 2005 e mestrado em Química
em 2011 e trabalho como professor de Química
desde do ano de 2002.

2. Como e por quais motivos as ligações entre os átomos ocorrem?

Os átomos ligam-se entre si para que
desponham adquirir estabilidade, que
é 8 ou 2 elétrons na sua camada de
valência. Que é conhecida como "regra
do octeto" apesar que esta regra apresenta
exceções.

3. De que forma você ensina/explica o conteúdo de Ligações Químicas? Quais suas principais dificuldades?

O conteúdo de Ligações Químicas é abor-
dado de uma maneira tradicional
e materiais utilizados são apenas qua-
dros e giz e livro didático, são explicados
em sala os seguintes tópicos: 1) Que é ligação
Química. 2) Porque os átomos se ligam. 3) Regra
do octeto 4) ligação iônica, 5) ligação covalente,
onde são explicados fórmula molecular, fórmula
estrutural e fórmula eletrônica e estrutura de Lewis
6) ligação coordenada 7) ligação metálica

As principais dificuldades no ensino é explicar
ligação coordenada e ligação metálica, atrair
a atenção dos alunos p/ aprendizado
de ligações Químicas que são difíceis p/ alunos
assimilarem.

4. O Pentacloreto de Fósforo (PCl_5) é utilizado, principalmente como um reagente de cloração de compostos orgânicos. Ele é formado pelo elemento químico fósforo (P), que está situado no grupo 15 do 3º período da tabela periódica e possui número atômico 15 e pelo Cloro (Cl) que se localiza no grupo 17 do 3º período da tabela periódica e possui número atômico 17. Sabendo dessas informações, como você explica a ligação entre estes átomos para formar o composto PCl_5 ?

É um assunto que é uma exceção a regra do octeto mas que não tem aprofundado muito no ensino médio. Mas o que acontece na estrutura do PCl_5 é que o átomo de fósforo sofre uma hibridização, fazendo com que o fósforo faça 5 ligações. Também podemos comentar que o cloro aproxima do elétron livre do átomo de fósforo para adquirir estabilidade.

