

UNIVERSIDADE FEDERAL DE CAMPINA GRANDE  
CENTRO DE EDUCAÇÃO E SAÚDE  
UNIDADE ACADÊMICA DE EDUCAÇÃO

**O CONTEÚDO LIGAÇÕES QUÍMICAS NOS  
LIVROS DIDÁTICOS DO ENSINO MÉDIO**

CUITÉ - PB  
2010

ERINÉIA DA SILVA SANTOS

**O CONTEÚDO LIGAÇÕES QUÍMICAS NOS  
LIVROS DIDÁTICOS DO ENSINO MÉDIO**

Monografia apresentada ao Curso de Licenciatura em Química da Universidade Federal de Campina Grande, Centro de Educação e Saúde, como forma de obtenção do grau de Licenciado em Química.

Orientador: Prof. Dr. José Carlos de Freitas Paula

FICHA CATALOGRÁFICA ELABORADA NA FONTE  
Responsabilidade Jesiel Ferreira Gomes – CRB 15 – 256

S237c Santos, Erinéia da Silva.

O conteúdo ligações químicas nos livros didáticos do ensino médio. / Erinéia da Silva Santos. – Cuité: CES, 2010.

66 fl.

Monografia (Curso de Licenciatura em Química) – Centro de Educação e Saúde / UFCG, 2010.

Orientador: Dr. José Carlos de Freitas Paula.

1. Ensino de química. 2. Livro didático - química. 3. Ligações químicas. I. Título.

Biblioteca do CES - UFCG

CDU 54:37

ERINÉIA DA SILVA SANTOS

**O CONTEÚDO LIGAÇÕES QUÍMICAS NOS  
LIVROS DIDÁTICOS DO ENSINO MÉDIO**

Monografia apresentada ao Curso de Licenciatura em Química do CES-UFCG,  
para obtenção do grau de Licenciado em Química.

Aprovada em \_\_\_/\_\_\_/\_\_\_

BANCA EXAMINADORA

---

Prof. Dr. José Carlos de Freitas Paula (Orientador)

---

Prof. Dr. Otávio Luís de Santana

---

Prof. Dr. José Carlos Oliveira Santos

## AGRADECIMENTOS

Primeiramente agradeço a Deus por todas as vitórias alcançadas em vida, pela força de vontade em continuar nessa longa jornada, que mesmo diante de tantas barreiras nunca me deixou desistir, pela sabedoria de escolher o caminho mais coerente mesmo diante de tantas dificuldades e pelas pessoas maravilhosas que cruzaram o meu caminho ao longo desta caminhada.

Agradeço aos meus pais, meus irmãos pelo apoio e pelos conselhos que foram dados durante os momentos de dificuldades.

Agradeço a Aparecida, Lucemar e a Dona Maria, pessoas maravilhosas que vou lembrar ao longo de toda minha vida, me acolheram como filha desde o início do curso, vivenciaram comigo todas as minhas dificuldades e angústias, sempre me incentivando para nunca desistir e sempre felizes com as minhas conquistas, só tenho agradecer a Deus por ter colocado em minha vida essas pessoas que são tão especiais para mim.

As minhas Amigas de infância Mercês, Pretinha e Rafaela que sempre esteve comigo nessa caminhada e ao meu amigo Rodolfo que desde o princípio me incentivou na conquista desse sonho.

As minhas grandes amigas de cálculo Ângela, Poliana e Gracilene, passamos boa parte curso se dedicando a essa disciplina, e foi nessa jornada que nos tornamos grandes amigas e companheiras.

As meus colegas de curso Suylan, Roseane, Mayara, Rodrigo, Fabiano, Diego, Franklin, Milena, Maria das Graças, Maria da Conceição e Liliane pela troca de experiências e os momentos de aprendizagem.

Ao meu grande amigo Diego, que me ajudou durante todo curso e me auxiliou no desenvolvimento desse projeto.

Ao meu orientador professor Dr. José Carlos de Freitas Paula, que com sabedoria e paciência me ajudou a visualizar e a organizar as ideias, que foram fundamentais para a realização desse projeto.

*“Os livros didáticos não são apenas instrumentos pedagógicos: são também produtos de grupos sociais que procuram, por intermédio deles, perpetuar suas identidades, seus valores, suas tradições, suas culturas.”*

*Alain Choppin*

*“Só é digno do pódio quem usa as derrotas para alcançá-las”*

*Augusto Cury*

## RESUMO

Neste trabalho é apresentada uma análise sobre como a natureza da ligação química está sendo apresentada nos livros didáticos de Química no Ensino Médio, já que este conteúdo representa um assunto de fundamental importância, essencial para um melhor entendimento das transformações que ocorrem em nosso mundo. O livro didático é um dos principais recursos mediadores do processo de ensino–aprendizagem, devido à falta de outros instrumentos de ensino. Nessa perspectiva, o objetivo geral desta pesquisa foi realizar uma análise sobre a natureza da ligação química apresentada nos livros de Química recomendados pelo Programa Nacional do Livro Didático para o Ensino Médio (PNLEM) e resgatar as dificuldades conceituais que os alunos apresentam sobre o tema “ligações químicas”. Utilizou-se os seguintes conjuntos de critérios como base de comparação sobre como os livros trabalham tais conceitos: história da química, relação energia/ligação química, abordagem “orbitais atômicos” e “orbitais moleculares”, representação da ligação e contextualização. objetivando um resgate das concepções que os alunos têm sobre a natureza da ligação química, foi aplicado um questionário aos alunos da Escola Estadual Orlando Venâncio dos Santos (pública), localizada na cidade de Cuité-PB. Os resultados revelaram que os livros didáticos de Química apresentam limitações nos critérios investigados, pois se encontram desvinculados da realidade dos alunos, em desacordo, por vezes, com o seu desenvolvimento cognitivo, organizados em capítulos estanques, reforçando a aprendizagem memorística e apresentando vários obstáculos à aprendizagem dos alunos.

Palavras–chaves: Livro Didático, Ligação Química, Ensino de Química.

## ABSTRACT

This paper presents an analysis of how the nature of the chemical bond is being presented in textbooks of high school chemistry, as the contents of chemical bonds represent a matter of fundamental importance and this knowledge is essential to a better understanding of the transformations that occur and our world. The textbook is one of the major mediators of resource teaching - learning process, due to lack of other teaching tools, it is an important instrument of homogenization of concepts, contents and educational methodologies. From this perspective, the general objective of this research was to conduct an analysis on the nature of the Chemical Bond presented in chemistry textbooks recommended by the National Program of Textbooks for Teaching and redeem the conceptual difficulties that students have on the topic links chemical. We used the following sets of criteria as a basis for comparison as these concepts work books: History of chemistry, the energy/chemical bond, OM and AO approach, representation of bond, in context. To make a rescue of the concepts that students have about the nature of chemical bonding, we applied the questionnaire to students at Public School Orlando Venancio dos Santos, located in the town of Cuité-PB. Therefore, the results revealed that all of chemistry textbooks present limitations of the criteria investigated, since they are disconnected from the reality of students, sometimes at odds with their cognitive development, organized into chapters watertight, reinforce learning and provide memory several barriers to student learning.

Key - words: Textbooks, Chemical Bonding, Chemical Education.



## SUMÁRIO

1.

**INTRODUÇÃO**.....Error

! Bookmark not defined.

2.

**OBJETIVOS**.....Erro

r! Bookmark not defined.

2.1. Objetivo Geral..... **Error! Bookmark not defined.**

2.2. Objetivos Específicos.....**Error! Bookmark not defined.**

2.3.

Justificativa.....**Error!**

**Bookmark not defined.**

3.

**FUNDAMENTAÇÃO**

**TEÓRICA**.....Error! Bookmark not defined.

3.1. Ligações químicas..... **Error! Bookmark not defined.**

3.1.2. Regra ou a Teoria do Octeto? ..... **Error! Bookmark not defined.**

3.1.3. A Química no Universo Quântica. .... **Error! Bookmark not defined.**

3.1.4. História da Química e Ligação Química ..... **Error! Bookmark not defined.**

4. **TEORIA DA APRENDIZAGEM E A LIGAÇÃO QUÍMICA**.....Error! Bookmark not defined.

5.

**METODOLOGIA**.....Error

! Bookmark not defined.

5.1. Análise dos Livros Didáticos..... **Error! Bookmark not defined.**

5.1.1. História da Química para o Ensino de Ligações Químicas.**Error! Bookmark not defined.**

5.1.2. Energia e Ligação Química..... **Error! Bookmark not defined.**

5.1.3. A Representação da Formação de Orbitais Moleculares a partir de Orbitais Atômicos.....**Error! Bookmark not defined.**

5.1.4. Representação da Ligação Química. .... **Error! Bookmark not defined.**

5.1.5. Contextualização para a Natureza da Ligação. .... **Error! Bookmark not defined.**

5.2. Instrumento e Sujeitos da Pesquisa. .... **Error! Bookmark not defined.**

**6. RESULTADOS E DISCUSSÕES.....Error!**  
Bookmark not defined.

6.1. Análise dos Livros Didáticos. .... **Error! Bookmark not defined.**

6.1.1. A Utilização da História da Química no Ensino de Ligações Químicas.**Error! Bookmark not defined.**

6.1.2. A Energia e a Ligação Química. .... **Error! Bookmark not defined.**

6.1.3. A Representação ou não da Formação de Orbitais Moleculares a partir de Orbitais Atômicos. .... **Error! Bookmark not defined.**

6.1.4. A Representação da Ligação Química. .... **Error! Bookmark not defined.**

6.1.5. Contextualização para a Natureza da Ligação ..... **Error! Bookmark not defined.**

6.2. Análise dos Questionários ..... **Error! Bookmark not defined.**

**7. CONSIDERAÇÕES  
FINAIS.....Error! Bookmark not defined.**

7.1.

Sugestões.....**Error!**  
**Bookmark not defined.**

**8.**

**REFERÊNCIAS.....Error**  
**! Bookmark not defined.**

**APÊNDICES.....Er**  
**ror! Bookmark not defined.**

Apêndice A – Instrumentos..... **Error! Bookmark not defined.**

## LISTAS DE FIGURAS

Figura 1. (a) Atrações e repulsões entre os elétrons e núcleos na molécula de hidrogênio. (b) distribuição eletrônica na molécula de  $H_2$ . A concentração de densidade eletrônica entre os núcleos leva a força de atração líquida que consistiu a ligação covalente que mantém a molécula unida..... **Error! Bookmark not defined.**

Figura 2. A variação na energia potencial durante a formação da molécula de  $H_2$ .**Error! Bookmark not defined.**

Figura 3. Primeira energia de ionização versus número atômico.**Error! Bookmark not defined.**

Figura 4. As primeiras energias de ionização para os elementos representativos nos primeiros seis períodos..... **Error! Bookmark not defined.**

Figura 5. Eletronegatividade dos elementos..... **Error! Bookmark not defined.**

Figura 6. Distribuição de densidade eletrônicas calculadas para  $F_2$ , HF e LiF.**Error! Bookmark not defined.**

- Figura 7. Ligação covalente: moléculas de hidrogênio, dióxido de carbono, nitrogênio. **Error! Bookmark not defined.**
- Figura 8. Símbolos de Lewis para os elementos de Hidrogênio, Hélio, Nitrogênio, Oxigênio, Cloro, Potássio e Magnésio. .... **Error! Bookmark not defined.**
- Figura 9. Representações de ligações simples, duplas e triplas. **Error! Bookmark not defined.**
- Figura 10. Representação de Lewis para a fórmula da molécula de Flúor. **Error! Bookmark not defined.**
- Figura 11. Categorias de respostas da primeira questão. **Error! Bookmark not defined.**
- Figura 12. Categorias da segunda questão. .... **Error! Bookmark not defined.**
- Figura 13. Categorias de respostas da terceira questão... **Error! Bookmark not defined.**
- Figura 14. Categorias de respostas da quarta questão.... **Error! Bookmark not defined.**
- Figura 15. Categorias de repostas da quinta questões..... **Error! Bookmark not defined.**

## LISTAS DE TABELAS

- Tabela 1. Eletronegatividade e polaridade da ligação da molécula de  $F_2$ , HF, LiF. **Error! Bookmark not defined.**
- Tabela 2. Livros Didáticos Analisados. .... **Error! Bookmark not defined.**

## LISTA DE EQUAÇÃO

Equação 1. Reação de Potencial de Ionização.....	22
Equação 2. Reação de redução e estimativa para a energia da afinidade eletrônica.....	<b>Error! Bookmark not defined.</b>
Equação 3. Reação formação dos íons cloreto e sódio.....	<b>Error! Bookmark not defined.</b>
Equação 4. Reações de formação dos íons do sulfeto de magnésio, sulfeto de potássio e oxido de sódio.....	<b>Error!</b>
	<b>Bookmark not defined.</b>

Equação	5.	Energia	Livre	de
Gibbs.....			<b>Error!</b>	<b>Bookmark</b>
<b>defined.</b>				<b>not</b>

## LISTA DE ABREVIATURAS

AE. Afinidade Eletrônica

ECT. Empresa Brasileira de Correios e Telégrafos

FNDE. Fundo Nacional de Desenvolvimento da Educação

IPT. Instituto de Pesquisas Tecnológica do Estado de São Paulo

LD. Livros Didáticos

Ministério da Educação e Cultura

OA. Orbital Atômico

OM. Orbital Molecular

PNLEM. Programa Nacional do Livro Didático para a Alfabetização de Jovens e Adultos

PNLD. Programa Nacional do Livro Didático

PI. Potencial de Ionização

SEB. Secretaria de Educação Básica

## 1. INTRODUÇÃO

Discutir o ensino de Química implica, necessariamente, em analisar um dos principais recursos mediadores do processo de ensino-aprendizagem, o livro didático (doravante LD), utilizado em muitas escolas como o principal recurso didático isto se deve algumas vezes, à falta de outros instrumentos de ensino e, em outros casos, ao despreparo dos professores em utilizar diferentes estratégias e recursos, como o computador com a internet e programas educativos, revistas, jornais, entre outros. Os livros são, muitas vezes, utilizados pelos professores sem nenhum posicionamento crítico ao seu conteúdo e, apesar do importante avanço ocorrido em algumas obras, precisam ser constantemente avaliados. Não é raro encontrar nos livros-textos de química problemas relacionados a erros conceituais, desatualização dos conteúdos, utilização inadequada de analogias e obstáculos epistemológicos (MENDONÇA, 2004).

O objeto de estudo da química é toda a transformação geradora de novos materiais. Portanto, compreender como esses materiais se transformam é de fundamental importância para que o aluno perceba a natureza desta ciência sobre a intimidade da matéria e que esta avança numa escala cada vez menor, em direção ao mundo nanométrico. Isto pode ser percebido nos mais diferentes materiais sintéticos, como sangue artificial, novos fármacos, novos produtos para a agricultura, nos alimentos, nos lubrificantes, nos combustíveis, nos telefones celulares e fibras sintéticas. Essa percepção sobre a atuação e utilização dos conceitos químicos, aplicados na obtenção de novas tecnologias, contribuem para uma maior eficiência do processo de ensino-aprendizagem dos nossos alunos. Isto se deve ao entendimento de que os átomos se ligam em múltiplas proporções de formas diversas, gerando os mais variados sistemas químicos, tornando assim, mais, significativa a aprendizagem pela compreensão da complexidade dos sistemas moleculares.

Muitas vezes se valoriza um modelo de ensino formativo, teórico, acrítico, depositário e descontextualizado, conduzindo o aluno a uma formação não-planetária. O LD pode ser encarado como um importante instrumento de apoio ao professor e aos alunos, porém não deve ser utilizado como uma fonte que contém a verdade absoluta. Deve-se destacar que os professores precisam ter em mente que não podem se tornar reféns dessa única fonte de informação, ainda que sua proposta metodológica não se enquadre no modelo de ensino tradicional e conservador citado anteriormente. Assim, é



necessário que o mesmo faça leitura de textos complementares, que podem contribuir para a melhoria na qualidade da informação e na divulgação do conhecimento científico, como é o caso de revistas, suplementos de jornais (impressos e digitais), videocassetes, CD-ROMs, TVs educativas e de divulgação científicas e a rede mundial de computadores (DELIZOICOV, 2007).

O conteúdo “*ligação química*” constitui um dos principais temas para o ensino da química por estar relacionado com diversos outros temas desta componente curricular. A estreita relação do estudo das ligações químicas com outros conteúdos se dá, por exemplo, devido ao fato de um dos focos de interesse químico ser o estudo das propriedades e transformações de substâncias químicas, e este estudo passa pela compreensão de como tais sistemas químicos são formados a partir da união entre átomos e entre átomos e moléculas. Outro aspecto importante, observado neste trabalho sobre o tratamento do conteúdo ligação química, é a desconexão entre este e outros conteúdos, como entalpia, energia livre e espontaneidade de reações. Outro fato importante é que os livros destinados à educação básica não contemplam uma abordagem moderna da ligação química, deixando para o ensino superior a apresentação deste conteúdo sob o aspecto da Mecânica Quântica. Esta abordagem ainda é muito “espinhosa” para alunos e professores da educação básica muitas vezes devido a um preconceito acerca do assunto e uma crença de que a Química Quântica só deve ser abordada em níveis de escolaridade muito superior. Esses professores, portanto, acabam por dar uma abordagem clássica à ligação química, chegando, muitas vezes, a apresentá-la com um caráter estático. A falta de livro didático nas escolas públicas não tem sido um problema a pelo menos cinco anos. Contudo, a metodologia adotada nestes manuais para os conteúdos de Química têm despertado o interesse de vários grupos de pesquisa no Brasil (LOPES, 1992). De acordo com uma análise realizada através de documentos do Governo Federal, existem três programas voltados ao LD que são mantidos pelo Fundo Nacional de Desenvolvimento da Educação (FNDE), na busca por uma melhor qualidade de ensino: o Programa Nacional do Livro Didático (PNLD), o Programa Nacional do Livro para o Ensino Médio (PNLEM) e o Programa Nacional do Livro Didático para a Alfabetização de Jovens e Adultos (PNLA). Esses programas são responsáveis pela compra, distribuição gratuita e utilização dos LDs oferecidos aos alunos de toda rede pública de ensino fundamental e médio. Todos esses programas são mantidos pelo FNDE com recursos financeiros do Orçamento Geral da União, sendo a maior parte da arrecadação do salário-educação. Implantado em 2004, pela Resolução nº 38 do FNDE, o programa de distribuição do LD

foi estendido aos alunos do ensino médio de todo país com a implantação do PNLEM, cujos padrões são semelhantes ao PNLD. O processo se inicia com a inscrição dos livros por parte das editoras e titulares de direitos autorais, havendo um edital que estabelece as regras para a inscrição do LD, que é publicado no diário da união e disponível no sítio do FNDE na internet. Posteriormente, essas obras são apresentadas para verificar se atendem as exigências técnicas e fiscais do edital. É realizada uma triagem/avaliação pelo Instituto de Pesquisas Tecnológicas do Estado de São Paulo (IPT). Os livros aprovados são encaminhados para a Secretaria de Educação Básica (SEB/MEC), responsável pela escolha de especialistas pedagógicos para a análise das obras, conforme critérios divulgados no edital. Os especialistas elaboram as resenhas dos livros aprovados, que passam a compor o guia de livros didáticos/ catálogo. O guia de livros didáticos/catálogo é disponibilizado no sítio do FNDE, e a SEB envia o material impresso para as escolas cadastradas no censo escolar. As secretarias municipais e estaduais de educação ficam encarregados de acompanhar a distribuição do guia. Nas escolas os professores são os responsáveis pela escolha dos títulos através de um processo participativo na comunidade escolar, além de supervisionar a devolução dos formulários. O professor possui duas formas alternativas para a escolha dos livros didáticos. Na primeira delas, utilizando uma senha previamente enviada pelo FNDE às escolas, os professores fazem a escolha *on-line*, em aplicativo específico para esse fim. Na segunda os professores utilizam o formulário impresso, remetido através da Empresa Brasileira de Correios e Telégrafos (ECT). Nesse caso, o FNDE envia às escolas cadastradas no censo, junto ao guia do LD, um formulário de escolha que deve se usado pelos professores para identificação das obras desejadas. A escolha só é processada quando os formulários são preenchidos corretamente. É obrigatória a escolha de dois títulos necessariamente de editoras diferentes. Após a escolha dos livros pelas escolas, o FNDE inicia o processo de negociação com as editoras. A aquisição é realizada por inexigibilidade de licitação, prevista no *caput* do art. 25 da lei 8.666/93, combinada com os artigos 28 e 30 da lei 9.610/98, tendo em vista que as escolhas dos livros são efetivadas pelos professores. A produção dos livros pelas editoras é realizada, sob a supervisão dos técnicos do FNDE.

Os livros deveram ser reutilizados por um período de três anos consecutivos. A distribuição das obras nas escolas é realizada diretamente pelas editoras, realizada por meio de um contrato entre o FNDE e a ECT. Essa etapa do PNLD conta com o acompanhamento de técnicos do FNDE e das Secretarias de Educação. Após o recebimento pelas Secretarias de Educação, os LDs são distribuídos nas escolas.

O FNDE ampliou sua área de atuação e passou a distribuir livros em braile e dicionários de língua portuguesa, com o objetivo de contribuir para a melhoria na qualidade de ensino e na construção da cidadania e o desenvolvimento intelectual e crítico de cada estudante (BRASIL, 2010a). Em 2007 foram adquiridos os livros de história e química, distribuídos para o ano letivo de 2008, ano no qual também foram adquiridos obras de física e geografia, utilizadas em 2009, completando, assim, a universalização do atendimento ao ensino médio (BRASIL, 2010b).

## 2. OBJETIVOS

### 2.1. Objetivo Geral

O objetivo geral deste trabalho é realizar uma análise sobre a abordagem do conteúdo Ligação Química apresentada nos livros de química recomendados pelo Programa Nacional do Livro Didático para o Ensino Médio (PNLEM), no qual consiste em identificar como os conceitos de ligações químicas são formulados e discutidos nesses livros, tendo em vista que esse conteúdo é central na compreensão de outros conteúdos.

### 2.2. Objetivos Específicos

Pretende-se alcançar os seguintes objetivos específicos:

- ❖ Observar se os livros de química adotam uma abordagem clássica ou quântica para a formação e representação da Ligação Química;
- ❖ Verificar como os conceitos de Ligações Químicas abordados nos livros contribuem para a formação científica do aluno;
- ❖ Verificar se os livros didáticos ajudam o aluno a compreender que a natureza da ligação química faz parte das transformações e mudanças tecnológicas.
- ❖ Observar quais as dificuldades que os alunos apresentam sobre o tema ligações químicas.

### **2.3. Justificativa**

Optou-se em analisar Livros Didáticos devido a sua importância como instrumento de homogeneização de conceitos, conteúdos e metodologias educacionais e também por ser um dos recursos didático-pedagógicos mais disponíveis aos professores e alunos de escolas públicas de ensino. O centro da nossa análise é a natureza da Ligação Química, sendo esse conteúdo de extrema importância para construção do conhecimento científico e social do aluno, podendo assim correlacioná-lo com outros conceitos, tais como a formação das reações químicas, compostos orgânicos, equilíbrio químico, conhecimento do modelo cinético molecular. Nessa perspectiva o livro didático deve oferecer aos alunos um conhecimento do contexto, da história em que surgiu e suas interações com os novos conceitos e assim contextualizar com o desenvolvimento e aplicação de novas tecnologias.

### 3. FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

#### 3.1. Ligações químicas

Entender as propriedades da estrutura eletrônica de átomos é essencial para compreender a natureza da ligação química. Pois a racionalização de como os átomos e moléculas interagem entre si ou um com o outro permite compreender as propriedades macroscópicas das substâncias, pois o seu conhecimento é essencial para entender melhor as transformações que ocorrem ao nosso redor. A quebra da ligação química envolve absorção de energia. No entanto, como a formação dos produtos libera energia, o processo global pode ser acompanhado de liberação de energia. e que outras necessitam de energia para interagir e formar novos compostos, é entender a dinâmica da vida em ação.

. Novas sub-áreas de estudos em química como a nanotecnologia surgem como temas contemporâneos que engloba estruturas, materiais e dispositivos que se encontram em dimensões de 1-100 nm. A nanotecnologia é bastante ampla e interdisciplinar, pois é baseada nos mais diversificados tipos de materiais como polímeros, cerâmicas, metais, semicondutores, compósitos e biomateriais. Sua aplicação pode estar nas mais diversas áreas tais como eletrônica, medicina, aeronáutica, biotecnologia, etc. A aplicação do conceito da ligação química para entender o mundo nanométrico é indispensável no mundo contemporâneo, a aplicação do conceito de nanotecnologia é importante do ponto de vista educacional e social para o aluno tendo em vista que os mais diferentes veículos de comunicação como revistas, jornais impressos e televisivos trazem discussões sobre a aplicação dessas novas tecnologias diretamente ou não na vida das pessoas.

A existência de uma correlação entre os índices de ligação e energia de ligação é importante para descrição das interações eletrônicas. Os átomos se ligam uns aos outros com a finalidade de alcançar maior estabilidade, essa estabilidade é atingida quando os átomos se agrupam, através da ligação química, passando para um estado de menor energia. Por exemplo, para a formação simples de uma molécula de hidrogênio é necessário o compartilhamento de elétrons e quando os dois átomos de hidrogênio estão próximos um do outro ocorre uma interação eletrostática entre o elétron de um átomo e o núcleo do outro. Pode-se observar na Figura 1, que os dois núcleos carregados positivamente repelem-se, enquanto que o núcleo e os elétrons atraem-se mutuamente. Para que a molécula de  $H_2$

exista como uma molécula estável é necessária que as forças atrativas excedam as forças repulsivas. Através dos cálculos para a distribuição de densidade eletrônica nas moléculas é possível mostrar as atrações entre os núcleos e os elétrons. Fazem com que a densidade eletrônica se concentre entre os núcleos, dessa maneira os átomos de hidrogênio são mantidos unidos, pois os dois átomos de hidrogênio são eletrostaticamente atraídos pela concentração de cargas negativas entre eles (BROWN, 2005).

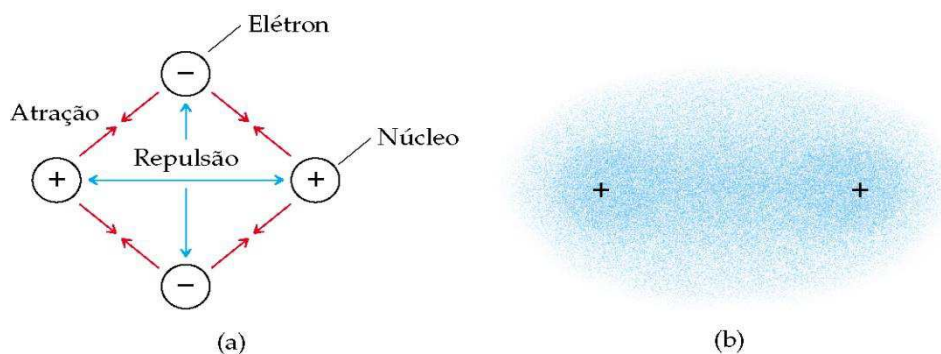


Figura 1. (a) Atrações e repulsões entre os elétrons e núcleos na molécula de hidrogênio. (b) distribuição eletrônica na molécula de  $H_2$ . A concentração de densidade eletrônica entre os núcleos leva a força de atração líquida que consistiu a ligação covalente que mantém a molécula unida.

Observa-se na Figura 2, dois átomos de hidrogênios isolados, cada um com um elétron no estado fundamental (orbital  $1s$ ), aproximando-se um do outro. Nesse caso existem dois termos de energia desfavorável, o de próton-próton e elétron-elétron, e um favorável, de atração entre elétrons e prótons. O sistema (formado pelos átomos de hidrogênio) minimiza a energia. A ligação entre os dois átomos de hidrogênio se formará, quando o sistema puder diminuir sua energia total neste processo (BROWN, 2005).

Os átomos de hidrogênios irão assumir as posições que dão a menor energia possível, quando o sistema minimizar a soma dos termos positivos (forças repulsivas), e o termo de energia negativa (forças atrativas). A distância pela qual a energia é mínima é chamada de distância internuclear de equilíbrio ou comprimento de ligação. A energia total do sistema em função da distância entre os núcleos de hidrogênio é mostrada na Figura 2. Nota-se nesse sistema quatro características importantes segundo (ZUMDAHL, 1995):

- ❖ Os termos de energias envolvidas são a energia potencial que são os resultados das atrações e repulsões entre as partículas carregadas e a energia cinética devido aos movimentos dos elétrons.

- ❖ O ponto de referência zero da energia está definido para os átomos por meio da separação infinita.
- ❖ Em distâncias muito curtas a energia sobe vertiginosamente devido à grande importância das forças de repulsão a estas distâncias.
- ❖ O comprimento de ligação é a distância em que o sistema adquire energia mínima.

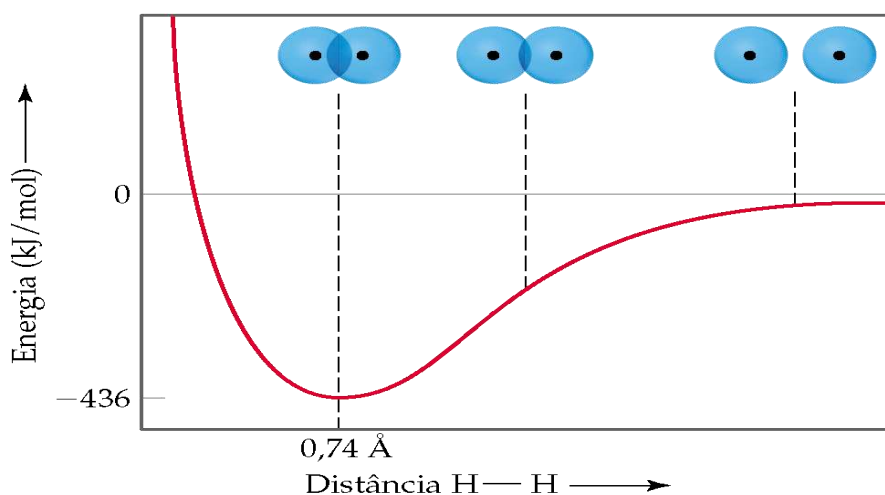


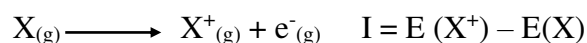
Figura 2. A variação na energia potencial durante a formação da molécula de  $H_2$ .

Na molécula de  $H_2$  os elétrons residem principalmente no espaço entre os dois núcleos, onde são atraídos simultaneamente pelos dois prótons. Na medida em que os átomos aproximam-se as nuvens  $1s$ , contendo os elétrons, começam a se recobrir. Assim os elétrons ao se aproximarem os núcleos se sentem atraídos e o recobrimento aumenta. Esse posicionamento é o que leva a estabilidade da molécula de  $H_2$  em relação aos dois átomos de hidrogênio separados. Esse tipo de ligação que dá origem à molécula de hidrogênio e a várias outras moléculas, no qual os elétrons são compartilhados chama-se de ligação covalente. No caso da ligação iônica os átomos participantes são tão diferentes que um ou mais elétrons são transferidos para formar íons com cargas opostas. Os resultados de ligações de interações eletrostáticas entre os íons resultantes.

Existem duas propriedades periódicas que podem nos auxiliar na compreensão da Ligação Química e compreender suas propriedades, a energia Potencial de Ionização (PI) e a Afinidade Eletrônica (AE). O potencial de ionização de um átomo ou íon é a quantidade de energia mínima necessária para a remoção de um ou mais elétrons da camada mais externa de



um átomo no estado gasoso, transformando-o em íons positivo (BROWN, 2005; ATKINS, 2006). O PI pode ser expresso tanto em unidade de elétron-volts (eV) para um átomo isolado, como em joules por mol de átomos ( $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$ ). A primeira energia de ionização ( $I_1$ ), é a energia necessária para remoção de um elétron de um átomo neutro na fase gasosa, (ATKINS, 2006).



Equação 1. Reação de Potencial de ionização.

A segunda energia de ionização ( $I_2$ ), é a energia necessária para remover mais um elétron do cátion resultante da primeira ionização, nesse sentido é necessário fornecer mais energia. Por exemplo, a segunda energia de ionização é consideravelmente maior do que a primeira energia de ionização para os átomos do Grupo 1, isso ocorre devido os átomos do deste grupo, apresentarem configuração eletrônica  $ns^1$  na camada de valência, o primeiro elétron requer pouca energia, comparado ao segundo elétron, isso ocorre porque o segundo elétron irá sair do caroço do gás nobre e como os elétrons apresentam números quânticos principais menores e estão mais fortemente atraídos pelo núcleo, necessitam de mais energia para serem removidos. A segunda energia de ionização é sempre maior que a primeira (cerca do dobro), mas o aumento é mais significativo quando o elétron é removido de uma camada fechada (de quatro a nove vezes maior).

Na tabela periódica, observa-se que a energia de ionização no grupo decresce, aumentando à medida que o número atômico ( $Z$ ) diminui, pois o elétron mais externo ocupa uma camada mais distante do núcleo e, por isso, a ligação com o núcleo é mais fraca, por exemplo, os elementos de Césio ( $Z=55$ ) e sódio ( $Z=11$ ), são átomos da mesma família, no entanto, para removermos um elétron do elemento césio é necessária uma energia mínima, comparado com o átomo de sódio que é preciso uma maior energia para remover um elétron, no caso dos gases nobres a energia de ionização segue a seguinte ordem:  $\text{He} > \text{Ne} > \text{Ar} > \text{Kr} > \text{Xe}$ .

No mesmo período a primeira energia de ionização aumenta à medida que o número atômico cresce (carga nuclear efetiva) da esquerda para a direita, neste caso, a energia de ionização aumenta, devido à atração exercida pelo núcleo do elétron mais externo, diminuindo o raio atômico. Átomos com baixa energia de ionização devem formar cátions

facilmente e devem conduzir eletricidade no estado sólido. Os metais alcalinos apresentam menor energia de ionização em cada período e os gases nobres apresentam maiores energias de ionização.

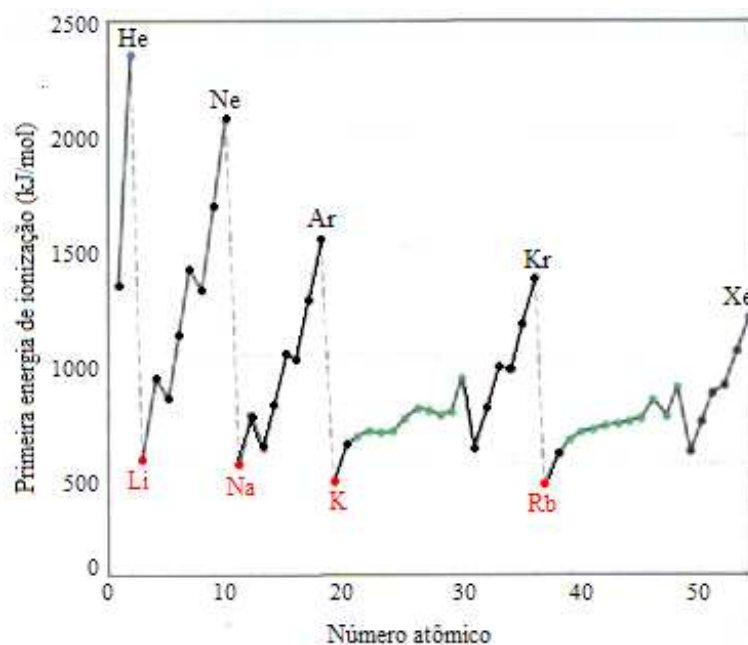


Figura 3. Primeira energia de ionização versus número atômico.

Os pontos vermelhos na Figura 3 marcam o início de um período (metais alcalinos), e os pontos azuis, o fim de um período (gases nobres). Os pontos verdes indicam os elementos situados entre os metais alcalinos e os gases nobres ao longo de cada período da tabela periódica (BROWN, 2005).

No caso dos elementos representativos existe uma maior faixa de valores de energia de ionização, que nos elementos metálicos de transição, pois os elementos de transição aumentam a vagarosamente à medida que se vai da esquerda para a direita em um período, no caso dos metais do bloco f, apresentam uma pequena variação nos valores de  $I_1$ .

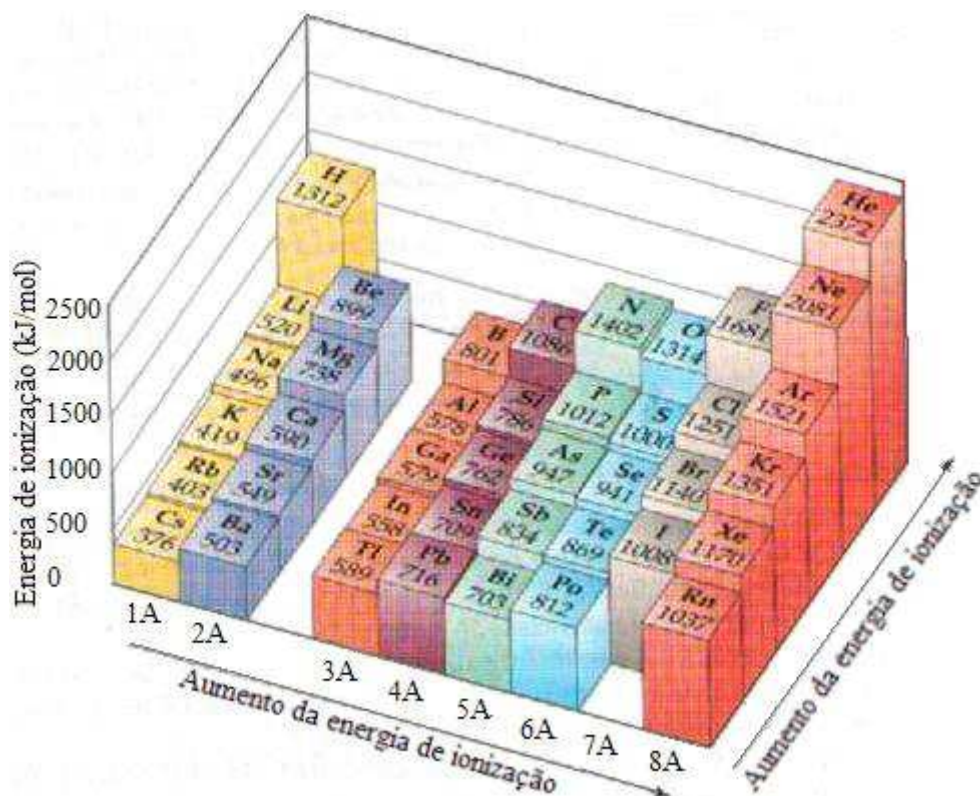


Figura 4. As primeiras energias de ionização para os elementos representativos nos primeiros seis períodos.

A Afinidade Eletrônica (AE) é a energia liberada quando um elétron se liga a um átomo no estado gasoso. No entanto, em uma definição alternativa a “AE” é a variação de energia devida à adição de um elétron em um átomo. Estas definições diferem no sinal da AE. Na primeira uma AE positiva corresponde a liberação de energia, na segunda uma AE positiva indica absorção de energia. Essa energia mede a atração, ou afinidade, de um átomo pelo elétron adicionado. Quando o sinal de AE é negativo significa que está ocorrendo uma liberação de energia durante o processo, neste caso é necessário fornecer energia para fazer com que um elétron se ligue a um átomo, a afinidade eletrônica se torna cada vez mais negativa à medida que se aproxima em direção aos halogênios, isso ocorre por que os halogênios apresentam um elétron a menos para preencher completamente o subnível  $p$ , pois ao ganhar um elétron, o átomo de halogênio forma um íon negativo estável que tem a configuração de um gás nobre. Quando a afinidade eletrônica apresenta valor positivo, significa que o ânion tem energia mais alta do que os átomos e elétrons separados.

A afinidade eletrônica de um elemento X pode ser definida como:



Equação 2. Reação de redução e estimativa para a energia da afinidade eletrônica.

Onde  $E_{(X)}$  é representação da energia do átomo X na fase gás, já  $E_{(X^{-})}$  é a energia do ânion da fase gás.

Na tabela periódica, a afinidade eletrônica são maiores na parte direita, perto do oxigênio, enxofre e halogênios. Os elétrons adicionados nesses átomos ocupam um orbital  $p$  próximo do núcleo, com carga efetiva alta, a forte atração do átomo pelo elétron a ser recebido na sua camada mais externa, torna-se maior a afinidade eletrônica. (ATKINS, 2006).

Chamizo enfatiza associa a tendência de um átomo ganhar ou perder elétrons a uma propriedade periódica fundamental chamada de eletronegatividade ao dizer que “*la electronegatividad es una medida de la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace*”. (CHAMIZO, 1993.p.438).

Os átomos se unem em função da eletronegatividade que eles apresentam, podendo atrair os elétrons com mais ou menos para si. Esta capacidade de atrair elétrons está correlacionada com o potencial de ionização e a afinidade eletrônica dos elementos.

Há varias décadas os químicos se preocupavam em estabelecer escalas numéricas para expressar a eletronegatividade. Entre as várias escalas existentes, a mais conhecida é escala estabelecida pelo químico Linus Pauling em meados do século XX, essa escala foi baseada em dados termodinâmicos. A escala de Pauling mostra os valores de eletronegatividade para muitos elementos, esses valores não apresentam unidades. A escala estabelece um valor máximo de 4,0 correspondentes ao átomo de flúor, e o mínimo de 0,7 que corresponde ao átomo Césio. Os gases nobres como praticamente não se combinam com outros átomos não apresentam valores na tabela de eletronegatividade (BROWN, 2005; CHAMIZO, 1993).

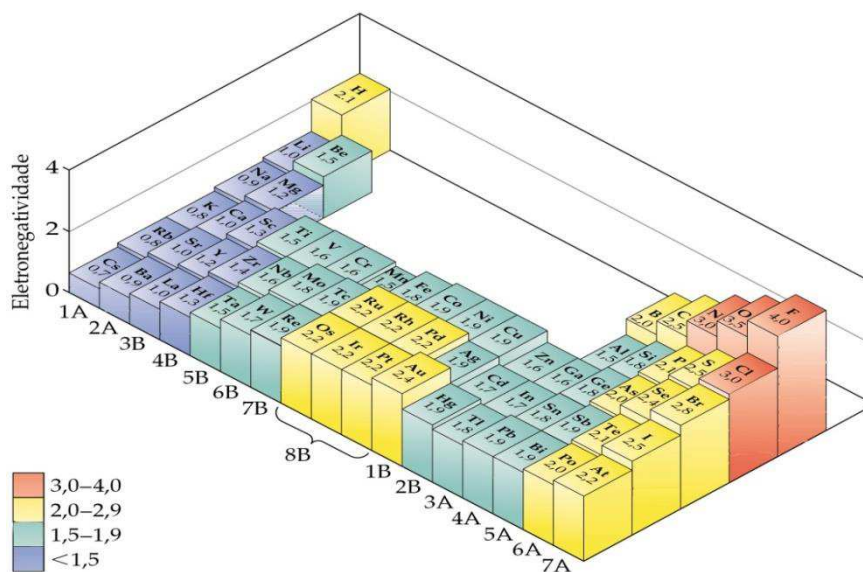


Figura 5. Eletronegatividade dos elementos.

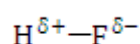
Os valores de eletronegatividade variam na tabela periódica da seguinte maneira: ocorre um aumento contínuo da esquerda para a direita ao longo do período, isto é, esse aumento ocorre do elemento metálico para o menos metálico. Com algumas exceções (especialmente nos metais de transição). No grupo a eletronegatividade o aumento ocorre de baixo para cima. Os não-metais apresentam valores de eletronegatividade maiores que os metais (BROWN, 2005).

A polaridade da ligação química descreve o compartilhamento dos elétrons entre os átomos. Quando os elétrons são igualmente compartilhados entre os átomos, existe nesse caso uma ligação covalente apolar, quando os átomos exercem maior atração pelos elétrons ligantes que o outro e um caso de uma ligação polar. Quando a diferença na habilidade em atrair elétrons é grande o suficiente, uma ligação iônica é formada. A diferença de eletronegatividade entre os dois átomos é utilizada para medir a polaridade da ligação entre eles. Por exemplo, considere essas três substâncias contendo o átomo de flúor:

Tabela 1. Eletronegatividade e polaridade da ligação da molécula de F<sub>2</sub>, HF, LiF.

<b>Composto</b>	<b>F<sub>2</sub></b>	<b>HF</b>	<b>LiF</b>
Diferença de eletronegatividade	4,0 - 4,0= 0	4,0 - 2,1= 1,9	4,0 - 1,0= 3,0
Tipo de ligação	Covalente apolar	Covalente polar	Iônica

Observa-se na tabela que a molécula de F<sub>2</sub>, a eletronegatividade dos átomos são iguais, dessa forma, os elétrons são compartilhados igualmente entre os átomos de flúor e o tipo de ligação formada é uma ligação covalente apolar. Para a molécula de HF, o átomo de flúor tem eletronegatividade maior que a do átomo de hidrogênio, nesse caso é formada uma ligação covalente polar, esse tipo de ligação é formada devido à eletronegatividade serem diferentes. Como o átomo de flúor é mais eletronegativo, ele atrai a densidade eletrônica afastando-se do átomo de hidrogênio que é menos eletronegativo, dessa maneira, parte da densidade eletrônica ao redor do núcleo de hidrogênio é puxada para o núcleo de flúor, deixando assim uma carga parcial positivo para o átomo de hidrogênio e uma carga parcial negativa para o átomo de flúor. Essa distribuição de cargas pode ser representada da seguinte forma:



Os símbolos  $\delta^+$  e  $\delta^-$  representam as cargas parciais positivas e negativas respectivamente. O deslocamento de densidade eletrônica em direção ao átomo mais eletronegativo pode ser vista nos resultados de cálculos de distribuição eletrônica. Para a molécula de LiF, a transferência de cargas eletrônica é praticamente completa, assim a ligação resultante é iônica. Na figura abaixo mostra as distribuições de densidades eletrônicas para as moléculas de F<sub>2</sub>, HF e LiF, no qual, mostra as regiões que apresentam valores de eletronegatividade mais altas, que é representada de vermelho, e as densidade eletrônica relativamente mais baixa representada de azul.

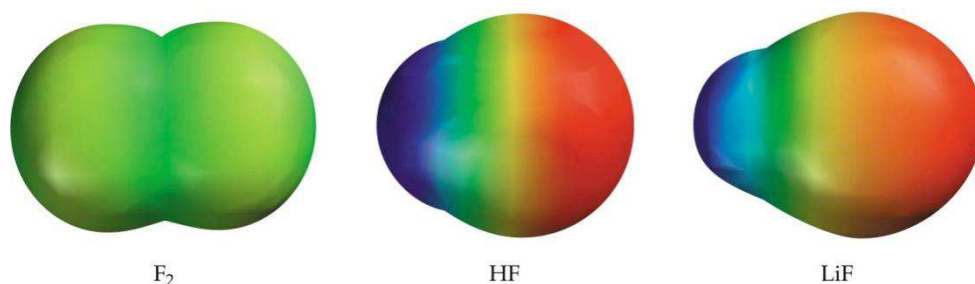
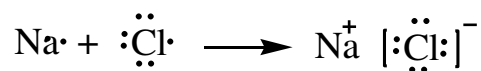


Figura 6. Distribuição de densidade eletrônicas calculadas para  $F_2$ , HF e LiF.

Com a exposição dessas moléculas, pode-se observar que quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os átomos, mais polares serão suas ligações. A diferença de eletronegatividade também nos permite determinar o tipo de ligação que ocorre entre os átomos, seja iônica covalente ou metálica. A ligação iônica é formada quando a eletronegatividade é maior que 1,9, para a formação da ligação covalente e metálica a eletronegatividade, tem que ser menor que 1,9 (CHAMIZO, 1993).

A tendência de um alguns átomo de capturar elétrons, deve-se a sua afinidade eletrônica, e de outros de ceder elétrons, é devido à energia de ionização, em consequência a essa transferência de elétrons de um átomo para outro ocorre à formação de íons. A ligação iônica ocorre pela formação entre os metais e não-metais, particularmente para os metais do bloco *s*, no qual o átomo não-metal tem uma configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre. Na ligação o metal doa um elétron, devido a sua baixa eletronegatividade, formando íons positivo ou cátion, no caso de uma alta eletronegatividade é observado facilmente o ganho de elétrons formando íons negativos ou ânion. A formação de sais ocorre normalmente quando a reação química ocorre entre os metais alcalinos (Li, Na, K) e halogênios (F, Cl), se dissolvidos em solução aquosa, conduzem eletricidade. Isso ocorre devido os sais serem formados por íons. Observa-se, por exemplo, o que provavelmente acontece quando um átomo de sódio quando é posto em presença do átomo de cloro. O átomo de sódio apresenta 11 elétrons obedece à configuração  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ , enquanto que o átomo de cloro apresenta 17 elétrons, segue a seguinte distribuição  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . A afinidade eletrônica do cloro é positiva e a energia de ionização do sódio é pequena, nesse caso, deve ocorre uma transferência de elétrons, o átomo de sódio deve perder seus elétrons da camada mais externa  $3s^1$  para o átomo de cloro, fixando-se no sub-nível 3p. Em virtude dessa transferência de elétron, o cloro transforma-se no íon  $Cl^-$ , enquanto que o átomo de sódio converte-se no íon  $Na^+$ . Como os íons de  $Cl^-$  e de  $Na^+$  têm cargas de sinais opostos, espera-se uma força atrativa entre esses íons, que possa manter unidos um ao outro,

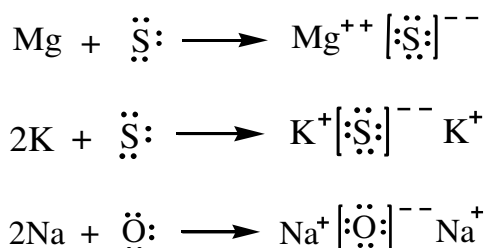
originado o cloreto de sódio. A reação entre ambos os íons pode ser representado pelo seguinte esquema



Equação 3. Reação formação dos íons cloreto e sódio.

A formação do cloreto de sódio é precedida pela transformação dos átomos de cloro e sódio nos respectivos íons. Todavia para que o composto seja estável é necessário que a energia do sistema pelos íons cloreto e de sódio unidos seja menor que a energia total do sistema dos seus respectivos átomos (ROZENBERG, 2002).

Em virtude do que foi dito para o cloreto de sódio pode ser estendido a outros compostos, como por exemplo, a formação do sulfeto de magnésio, sulfeto de potássio e oxido de sódio.



Equação 4. Reações de formação dos íons do sulfeto de magnésio, sulfeto de potássio e oxido de sódio.

A maioria das substâncias químicas presentes no nosso cotidiano como a água, gasolina, sacolas plásticas e parafinas não apresentam características de uma substância iônica. Assim é necessário um novo modelo para a ligação entre os átomos. A união realizada pela transferência de elétrons entre os átomos não permite mais explicar a formação de todas as substâncias. Existem inúmeras substâncias, como CO<sub>2</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>, e muitos dos compostos orgânicos, que não são constituídas por íons, nem a formação das moléculas diatômicas, no qual os dois átomos competem igualmente pelos elétrons como (N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>) e para moléculas de espécies poliatômicas como P<sub>4</sub> e S<sub>8</sub>. A natureza da ligação dos não-metais não forma cátions monoatômicos caracteristicamente, devido a sua alta energias de ionização. Logo após a divulgação das idéias de Kossel sobre



eletrovalência, Lewis deduziu que os átomos poderiam adquirir a configuração eletrônica estável de um gás nobre pelo compartilhamento de elétrons. Assim nenhum átomo teria que perder totalmente seu elétron, nenhum átomo precisa receber sua energia de ionização completa, simplesmente o par de elétrons compartilhados entre os átomos se mantém ligados. Assim, a ligação covalente é proveniente quando o abaixamento de energia é alcançado pelo compartilhamento de elétrons (ATKINS, 2001).

Apenas o compartilhamento de elétrons pode assegurar que os átomos alcancem a quantidade de elétrons necessários em suas ultimas camadas. Cada átomo envolvido compartilha seus elétrons para a formação de um par compartilhado, a partir de, passará a pertencer a ambos os átomos. A ligação covalente ocorre entre os não-metais e não-metais, não-metais e hidrogênio e entre hidrogênio e hidrogênio. Como exemplo foi utilizado a representação de Lewis para a formação da molécula de hidrogênio, nitrogênio e a molécula de dióxido de carbono, para mostrar uma ligação covalente:

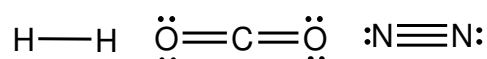


Figura 7. Ligação covalente: moléculas de hidrogênio, dióxido de carbono, nitrogênio.

O átomo de hidrogênio possui apenas uma camada contendo um único elétron, compartilhando um elétron com o outro átomo de hidrogênio, atinge a quantidade necessária para a camada K, que é de dois elétrons. No caso da molécula de dióxido de carbono, observamos que os átomos de carbonos, precisam compartilhar oito elétrons entre si (nas quatro ligações), para que ambos os átomos compartilhem os oito elétrons nas camadas de Valencia. Como a ligações entre os átomos são diferentes, e apresenta diferentes eletronegatividades, conclui-se que a ligação é polar, nesse caso o átomo de oxigênio atrai fortemente os elétrons os elétrons compartilhados. Já no caso da molécula de nitrogênio, as três ligações compartilhadas garantem que os dois átomos de nitrogênio alcancem a quantidade de oito elétrons nas suas camadas mais externas. A ligação que unem esses dois átomos iguais é chamada de apolar, pois nessa ligação os elétrons são compartilhados de maneira igual, nenhum desses átomos tem mais força que o outro para atrair o elétron para si.

A Ligação Metálica é o tipo de ligação que ocorre entre os átomos de metais, sua ligação é formada pelos elétrons livres que ficam entre os cátions dos metais (modelo do *gás eletrônico* ou do *mar de elétrons*), ou seja, os metais são constituídos por seus cátions mergulhados em um *mar de elétrons*, apresentam forte tendência a doarem seus elétrons de última camada. Existem duas características dos metais que podem ser justificadas o tipo de ligação existente entre seus átomos:

- a) Os metais são ótimos condutores de elétricos;
- b) Os metais originam cristais com número de coordenação muito alto: para o cubo centrado na face o número de coordenação é 12. E para o centrado no corpo esse número chega a 14. (ROZENBERG, 2002, p.344).

Com relação à primeira propriedade os metais existem em inúmeros elétrons condutores elétricos, isso ocorre devido ao fato dos elétrons não estarem ligados a determinados núcleos, pois estão relativamente livres para moverem-se através de um cristal. Nesse sentido forma-se então uma rede ordenada de íons positivos mergulhada num mar de elétrons em movimento aleatório. Se aplicarmos um campo elétrico a um metal, orientamos o movimento dos elétrons numa direção preferencial, ou seja, geramos uma corrente elétrica.

Em termos de eletronegatividade e energia de ionização, verifica-se que os metais apresentam energia de ionização baixa e uma pequena eletronegatividade, ao serem colocados uns diante do outro, tendem a transferir mutuamente seus elétrons de valência. Caso os átomos não se encontrem nessas condições, os mesmos ficam vagando de um átomo para o outro como se pertencessem simultaneamente a qualquer um deles.

### **3.1.1. Ligação Química e a Representação de Lewis**

As teorias atuais sobre ligações químicas, foram inspiradas em grande parte na ideia da união por meio de pares de elétrons, proposta por Kossel e Lewis em trabalhos independentes em 1916, logo após o lançamento da teoria de Bohr, no qual, Niels Bohr, em 1913, aperfeiçoou o modelo atômico de Rutherford baseando-se na teoria dos quantas de Planck. Bohr propôs o modelo das órbitas estacionárias em que os elétrons se moveriam em torno de um núcleo em órbitas circulares (COMPANION, 1975). Kossel e Lewis

propuseram que a capacidade de ligação entre os elementos químicos se baseava em atingir oito elétrons na camada de valência, adquirindo assim a configuração de um gás nobre. Uma das teorias mais utilizadas para a descrição das ligações químicas é o modelo de Lewis, essa teoria sugere de forma bem simples mostrar a representação dos elétrons de valência de cada átomo quando se unem para formar a ligação química, conhecidos como os símbolos de Lewis. Na representação da estrutura de Lewis. Pares de elétrons compartilhados seriam representados por (—), que significa um par ligante ou compartilhado, ou seja, toda vez, que olhamos um traço entre os símbolos devemos “enxergar” um par de elétrons e os não-compartilhados são representados pelo símbolo (•), isso significa um elétron não-ligante, arranjado entorno do símbolo do elemento. Dois pontos (••) seriam, um par não-ligante. Por exemplo, observa-se o símbolo de Lewis representando os elétrons de Valência em torno do átomo.



Figura 8. Símbolos de Lewis para os elementos de Hidrogênio, Hélio, Nitrogênio, Oxigênio, Cloro, Potássio e Magnésio.

Cabe ressaltar, que em uma ligação covalente dois átomos podem compartilhar mais de um par elétron, assim, temos ligações de múltiplas. Dois pares de elétrons compartilhados entre os dois átomos constituem uma ligação dupla (=), três pares de elétrons compartilhados, uma ligação tripla ( $\equiv$ ).

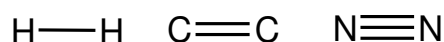


Figura 9. Representações de ligações simples, duplas e triplas.

Segundo Lewis os átomos em uma molécula são unidos pelo compartilhamento de pares de elétrons.

Uma das maneiras mais simples e utilizadas para explicar porque os átomos se ligam para formarem a ligação química nos cursos introdutórios de química no Ensino Fundamental e Médio é através da regra do octeto. No qual segundo essa proposta, Lewis diz que os átomos tendem a ganhar perder ou compartilhar seus elétrons para atingir uma configuração eletrônica estável, semelhantes a dos gases nobres. Nesse caso, os gases nobres têm distribuições eletrônicas muito estáveis, devido a suas altas energia de ionização e

baixas afinidades por elétrons adicionais e deficiência geral de reatividade química. Os gases nobres apresentam oito elétrons existentes na camada mais externa. Assim quando os átomos sofrem reações, os mesmos alcançam os oito elétrons de Valência. Nesse sentido, surge uma norma conhecida como a regra do octeto.

Segundo (BROWN, 2005, p. 253), na regra do octeto, “*os átomos tendem a ganhar perder ou compartilhar elétrons até que eles estejam circundados por oito elétrons de valência*”.

Para a formação da ligação iônica os elétrons seriam doados para completar seu octeto. No caso da formação de uma ligação covalente, os átomos caminham na direção de completar seus octetos pelo compartilhamento de elétrons para adquirirem o número máximo de elétrons de valência que seria oito, com exceção dos elementos do primeiro período (H, He). Por exemplo: a molécula de flúor segue a regra do octeto para a sua formação, cada átomo de flúor está localizado na tabela periódica na família 17, no qual esse átomo tem sete elétrons de valência, para completar o seu octeto é necessário que outro átomo de flúor compartilhe o seu elétron. Como se pode observa na figura abaixo:



Figura 10. Representação de Lewis para a formula da molécula de Flúor.

A regra do octeto explica a valência de alguns elementos do segundo período como, por exemplo: carbono, nitrogênio, oxigênio e flúor obedecem rigorosamente está regra, no entanto átomos. Existem três classes principais de exceções à regra do octeto:

*Moléculas com número ímpar de elétrons; moléculas nas quais um átomo tem menos de um octeto, ou seja, moléculas deficientes em elétrons; moléculas nas quais um átomo tem mais do que um octeto, ou seja, moléculas com expansão de octeto (BROWN. p. 273, 2005).*

A grande maioria das moléculas apresenta o número par de eletrons e ocorre um completo emparelhamento dos elétrons. No caso de moléculas como ClO<sub>2</sub>, NO e NO<sub>2</sub>, apresentam o número ímpar de elétrons, dessa maneira o completo emparelhamento desses elétrons é impossível, pois o octeto desses átomos não pode se completar. As moléculas com menos de um octeto são típicas para compostos dos Grupos 1A, 2A, e 3A, essa também é

uma situação relativamente rara e é mais encontrada em compostos de bário e berílio. O exemplo mais típico é o  $\text{BF}_3$ . A expansão do octeto é a maior classe de exceções, consiste em molécula ou íons que existe mais de oito elétrons na camada de valência de um átomo. Isso ocorre nos átomos do 3º período em diante podem acomodar mais de um octeto. Além do terceiro período, os orbitais  $d$  são baixos o suficiente em energia para participarem de ligações e receberem a densidade eletrônica extra (BROWN, 2005).

Todavia a explicação para estes tipos de sistemas que não obedecem à regra do octeto veio com o surgimento da mecânica quântica e a introdução do conceito de índices de ligação multicêntricos. Nesse modelo os elétrons são redistribuídos em torno dos diferentes centros atômicos permitindo assim, diferentemente do modelo de Lewis, uma descrição mais consistente das ligações químicas, por meio, da densidade eletrônica.

### 3.1.2. Regra ou a Teoria do Octeto?

Em alguns livros de química do ensino médio, utilizam o termo de “regra” e outros o termo “teoria” para explicar como os átomos se ligam para formar a ligação, ou seja, os átomos procuram atingir a estabilidade semelhante de um gás nobre. Segunda essa abordagem procuramos diferenciar os dois termos, para saber qual melhor termo pode ser considerado aceitável para explicar a estabilidade do átomo.

Segundo (AURÉLIO, 2001), Regra é aquilo que regula, dirige, rege ou governa é uma fórmula que indica o modo correto de falar, raciocinar, agir, etc., num dado caso, o que está determinado pela razão, pela lei, ou pelo costume, método, ordem.

Enquanto teoria é conhecimento especulativo, meramente racional, é um conjunto de princípios fundamentais de uma arte ou de uma ciência, doutrina ou sistema fundado nesses princípios.

De acordo com as definições para teoria e regra, observa-se que o melhor termo para explicar como os átomos tendem a se unirem é através da regra, pois a regra do octeto não explica apenas como ela funciona para um grande número de espécies químicas, mas também mostra que existem diversas exceções que são consideradas de validade geral. Mas também porque apresenta uma fundamentação teórica, que realmente tem contribuído para o restabelecimento de sua validade, servindo como base para a compreensão dos conceitos mais complicada como a mecânica quântica. Todavia é necessário entender que a regra do

octeto não deve ser seguida a todo custo, como qualquer outra ela simplesmente é uma regra e não uma lei, existem suas exceções reais como qualquer outra regra, no entanto a natureza da ligação química é muito complicada para se entender apenas seguindo uma regra simples, a ligação é um assunto bastante vasto para a compreensão da natureza macroscópica das substâncias, que não pode apenas se restringir a regra dos gases raros. Todavia os livros-textos de química geral de ensino médio devem orientar professores e alunos que a regra do octeto não se aplica apenas a formação de moléculas simples como, por exemplo, de ligações iônicas ( LiF, NaCl, etc) e covalentes (H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, etc.) e quando os livros falam sobre suas exceções, limitam-se apenas em citá-las. No entanto é importante que alunos e professores dominem a regra, pois assim terão a oportunidade de explorá-la, no que diz respeito à formação de compostos mais complexos como a dimerização, polimerização. A estrutura de Lewis é o modelo clássico, mais utilizado para descrição das ligações químicas, porém, nem todas as ligações são racionalizadas pela teoria de valência de Lewis, além que a estrutura de Lewis não se explica a importância das espécies químicas.

### 3.1.3. A Química no Universo Quântico.

O entendimento atual sobre a estrutura eletrônica dos átomos, veio da análise da luz emitida ou absorvida pelas substâncias. Para que possamos entender melhor a estrutura eletrônica, é necessário compreender mais sobre a luz. A luz que enxergamos a olho nu é chamada de luz visível, que é um tipo de radiação eletromagnética, essa transporta energia pelo espaço. Existem diferentes formas, por exemplo, as ondas de rádio, radiação infravermelha, incandescente e os raios X. Na Antiguidade, alguns filósofos gregos acreditavam que a luz era formada por pequenas partículas, as quais se propagavam em linha reta e com alta velocidade. Antes do desenvolvimento da teoria quântica, esses complicados espectros de linha davam evidências de que o átomo deveria ter uma estrutura bem definida. A radiação de qualquer fonte de luz pode ser estudada para determinar que tipo de comprimento de onda ou frequência. Por exemplo, uma lâmpada incandescente exibe um espectro contínuo de radiação, isto significa que um número infinito de frequências diferentes podem ser emitidas pela lâmpada. Por outro lado, muitas outras fontes de luz emitem apenas em algumas frequências bem definidas denominadas por linhas espectrais. Quando Rutherford descobriu a natureza do átomo, os cientistas pensavam que o átomo

como um sistema solar microscópico no qual os elétrons descreviam uma órbita em torno do núcleo. Para explicar o espectro de linhas do hidrogênio, o físico dinamarquês Niels Bohr, no qual refletindo sobre o trabalho de Rutherford, começou supondo que os elétrons moviam-se em orbitais circulares ao redor do núcleo. Entretanto, de acordo com a física clássica, uma partícula carregada (um elétron), no qual se move em uma trajetória circular perderia energia continuamente pela emissão de radiação eletromagnética. Dessa maneira à medida que o elétron perde energia, ele entra em movimento espiralado em direção ao núcleo, até cair no mesmo. Assumindo que as leis da física clássica não conseguiam descrever todos os aspectos dos átomos. Usando a ideia que as energias eram quantizadas, Bohr propôs um modelo que explicava-se em três postulados:

Assim Bohr admitia que: (1) somente órbitas de certos raios, correspondendo a certas energias definidas, são permitidas para os elétrons em um átomo; (2) um elétron em certa órbita permitida tem certa energia específica e está em um estado de energia ‘permitido’. Um elétron em estado de energia permitido não irradiará energia e, portanto, não se moverá em forma de espiral em direção ao núcleo e (3) a energia só é emitida ou absorvida por um elétron quando ele muda de um estado de energia permitido para o outro. Essa energia é emitida ou absorvida como fóton,  $E = h\nu$  (BROWN, p.192. 2005).

O modelo de Bohr explica o espectro de linha do átomo de hidrogênio, mais ele não consegue explicar o espectro de outros átomos, a não ser de uma maneira muito elementar. A descoberta das propriedades ondulatórias da matéria levantou algumas questões novas e interessantes sobre a física clássica. Por exemplo, considerando uma bola de bilhar descendo uma rampa, podemos determinar através da física clássica sua posição, direção do movimento e velocidade a qualquer instante, com grande exatidão. É impossível determinar exatamente onde o elétron está localizado em um tempo determinado, pois uma onda se estende no espaço e sua localização não é definida de maneira precisa. Assim o físico alemão Werner Heisenberg conclui que a natureza dual da matéria coloca uma limitação fundamental em como podemos determinar precisamente a posição e o momento de qualquer objeto, este é o chamado princípio de Heisenberg ou princípio da incerteza.

A equação de Schrödinger só é resolvida em alguns poucos casos, considerados especiais, como é o caso do átomo de hidrogênio. Nos demais casos tem-se soluções aproximadas, compreendeu-se melhor a relação existente entre as propriedades químicas dos elementos e a sua estrutura eletrônica.

A partir da descrição quanto-mecânica de elétrons em átomos, que leva em conta a dualidade onda-partícula, tornou-se possível a descrição das propriedades microscópicas, em

especial da chamada “estrutura eletrônica”. Neste contexto (o átomo) o elétron passa a ser descrito como uma onda estacionária. A resolução (em geral aproximada) da equação de Schrödinger leva uma série de funções matemáticas chamadas funções de ondas que descrevem o aspecto ondulatório do elétron (COMPANION, 1975). Na mecânica quântica, as energias são calculadas por meio da equação de Schrödinger, no qual a sua representação genérica é do tipo  $H\psi = E\psi$ , sendo H, conhecido como operador hamiltoniano, que indica um tipo de processo/cálculo que será feito para resolver a equação, As funções de onda  $\psi$  contém toda a informação sobre o movimento dos elétrons, e descreve, em termos probabilísticos, as regiões permitidas (para os elétrons), levando ao conteúdo de “orbitais atômicos” e “moleculares” e E representa a energia eletrônica total (cinética e potencial). O diagrama de energia de OM mostra que a formação da ligação química está relacionada à estabilização proporcionada pelo preenchimento do orbital ligante. Quando colocamos elétrons nos orbitais antiligantes, diminuímos essa estabilização.

A partir do desenvolvimento da computação e da criação de programas de Química Computacional foi possível criar software de modelagem molecular baseados em mecânica molecular e em mecânica quântica, programas estes que são capazes de nos mostrar a estrutura tridimensional da molécula baseadas nas propriedades eletrônicas de um determinado sistema de átomos e/ou moléculas, entre outras informações teóricas moleculares, dificilmente encontradas em laboratórios convencionais. No ensino de química, as ferramentas disponíveis possibilitam tanto a demonstração quanto a simulação de vários conceitos e podem facilitar o aprendizado por meio de visualização dinâmica em vários campos.

Existem diversos programas de simulação/cálculo, cuja finalidade é dá suporte teórico e metodológico para a compreensão do universo atômico o que resulta na capacidade de manusear estas entidades. Por exemplo, na Química Quântica um dos pacotes de programas mais utilizado é o Gaussian que é capaz de realizar um completo estudo de sistemas químico analisando propriedades eletrônicas e termodinâmicas, utilizando como suporte para visualização o software Gaussview que tem por finalidade o desenho estrutural molecular. Podemos citar também o HyperChem que assim como o Gaussview possui grande potencial didático na discussão, visualização, compreensão e contextualização sobre o conceito de ligação química principalmente sob o aspecto da Química Quântica (DANIELE, 2008).

A Química Computacional vem sendo desenvolvida e aplicada nos cursos de graduação em química como uma alternativa para a pesquisa em química, sendo já



reconhecida como área de pesquisa. No entanto o nosso objetivo aqui não é abordar a Química Quântica no ensino médio, mas discutir e apresentar aos professores e alunos de ensino médio que existem programas de química computacional que mostra a estrutura tridimensional das moléculas relacionando-as com suas estruturas eletrônicas e características das ligações químicas, aspecto que não é abordado nos livros didático de química.

### 3.1.4. História da Química e Ligação Química

A utilização da história da Química tem uma grande importância dentro da ciência como um meio facilitador de aprendizagem. É através dela que podemos refletir quanto ao progresso que o homem tem feito no decorrer dos séculos, adquirindo experiência, investigando e descobrindo fatos que contribuíram para a compreensão de muitos fenômenos químicos e suas contribuições para o desenvolvimento tecnológico atual. A abordagem da História da Química no estudo dos conceitos químicos é importante para a compreensão de teorias, dessa maneira permite ao aprendente uma visão da construção da ciência, e em particular da Química.

A explicação sobre o surgimento da ideia da ligação química é encontrada na literatura "(BENSAUDE-VINCENT, p.102, 1992), apontando o século XVIII com a ideia da força gravitacional de Newton. Dois estudiosos discutiram as possibilidades de reconciliação entre as afinidades químicas específicas e a força gravitacional de Newton. Na Inglaterra, o teólogo Boscovitch (1785) supõe que as idéias de Newton só podem ser aplicadas apenas a grandes distâncias, pois a força é atribuída à distância, seja repulsiva ou atrativa. Boscovitch considera que "*todos os corpos químicos torna quimérico o projecto de tornar a química uma ciência dedutiva e predictiva como na astronomia*" "(BENSAUDE-VINCENT, p.102, 1992). Na França, Buffon (1765) atribuiu que as especificidades das reações químicas, não podiam ser desprezadas como na astronomia.

Além disso, na perspectiva de Buffon a química ainda não tinha se tornado uma ciência para ser comparada com a astronomia e que toda essa transformação passa pela tabela das afinidades. Nessa perspectiva a tabela da afinidade só poderia ser comparada com os dados empíricos da astronomia, já que passam pelos domínios de Kepler e Newton, que estabeleceram as suas leis.

No século XVIII, iniciaram-se rigorosas investigações de estudiosos dos intercâmbios acadêmicos e universitários para tornar a afinidade objeto direto de uma ciência.

Em 1776, Guyton de Morveau indicado por Buffon, mede a força mecânica necessária para separar as placas de diferentes metais do banho em de mercúrio onde as mesmas flutuam. Dessa maneira, Guyton tenta quantificar a afinidade, atribuindo a relação entre os dois corpos uma medida independente das operações químicas. Em 1777, Carl Wenzel propõe ligar o valor numérico da afinidade à velocidade da reação, ele determina a perda de peso de cilindros metálicos imersos num banho ácido após uma hora. Em seguida, Wenzel, Bergman e Kirwan utilizam quantidades respectivas de diferentes ácidos para neutralizar uma mesma quantidade de bases ou inversamente. Em 1792 e 1802, Richter, antigo aluno de Kant, como forma de matematização da química, publica um novo tipo de tabela que definia de modo sistemático as relações que chama de “estequiometria” estabelecendo a neutralização de ácidos e bases mutuamente. Esses termos tornaram-se populares não nas tabelas das afinidades, mas na química analítica.

As afinidades constituem o campo empírico que deve ser organizado de modo dedutivo, assim esses campo é explorado de modo metódico e exaustivo pelos “fazedores de tabela”.

Em 1775 a 1783, o químico sueco Torbern Bergman publicou seus estudos sobre as reações químicas possíveis, em uma tabela, essas tabelas classificam milhares de reações químicas. Contendo 49 colunas (27 ácidos, 8 bases, 14 metais e outros). Elas apresentam um duplo registro: as reações por “via úmida”, em solução, e “por via seca”, no qual se utiliza o fogo. O trabalho de Bergman é seguido pelo trabalho da nomenclatura de Linné, no qual negociou longamente com Guyton de Morveau. Seguido pela simbolização das reações químicas, no qual a sua compreensão é entendida em termos de associação e dissociação dos constituintes que se mantém unidos, esses constituintes já eram representados nas tabelas de Geoffroy, por símbolos inspirados na alquimia. Os estudos sobre as reações químicas de Bergman rejeitam concepções da afinidade inspiradas em Newton. Os corpos químicos não são mais deduzidos por uma força, mas agora pelas suas propriedades químicas, na qual dependem das relações entre os corpos e a sua identidade é definida pela soma total das suas relações possíveis, na qual um dia seria deduzida.

Assim no século XVIII, a reação que se destinava a criação de novos produtos, tornou-se a química dos sais, um instrumento de identificação aos produtos, ácidos, sais, bases, assim qualquer reação passa a ser interessante, mas Bergman encontra problemas, o

que seja de fato uma reação interessante. Mais tarde Bergman retorna falando sobre “atrações electivas”. “A afinidade, ou atrações electivas, traduz uma tendência para a união segundo uma lógica do tudo ou nada: o mais forte ganha”( BENSAUDE-VINCENT, p.105, 1992). Examinando o conjunto de reações, Bergman encontra diversas “anomalias”, tem que multiplicar as grandezas entre as afinidades “verdadeiramente químicas” e os fatores físicos que lhe opõem, que impede que a substituição se complete.” (BENSAUDE-VINCENT, p.105, 1992). Assim surge a mudança de paradigma, Berthollet, antigo colaborador de Lavoisier, vai transformar em regras essas “anomalias”. Mais tarde Berthollet dará razão a Venel que a força de atração newtoniana não pode explicar a diferença entre as combinações química e mistura.

Dessa maneira o aluno pode perceber sua importância na compreensão da realidade e encontrar utilidade e aplicações dos conceitos aprendidos na sala de aula e conseqüentemente se aproximarem do papel de aluno pesquisador, desmistificando a figura do cientista como sendo um gênio com uma mente super dotada a exemplo de Einstein, Newton, Lavoisier, entre outros. É importante que o aluno compreenda que os conteúdos estudados na disciplina de química são construídos pelo conhecimento socialmente produzido com seus avanços, erros e conflitos, passando por momentos de “desespero” e que foram sujeitos a análises e aprovações (FARIAS, 2005).

A inclusão destes aspectos humanísticos na ciência pode tornar as aulas de química mais interessante, curiosas, mostrando os caminhos e as transformações pelo qual o conhecimento científico tem passado.

#### 4. TEORIA DA APRENDIZAGEM E A LIGAÇÃO QUÍMICA

A teoria de Ausubel e Novak está centrada na aprendizagem significativa, um processo do qual uma nova informação interage em comum à estrutura de conhecimento específico existente na estrutura cognitiva do indivíduo, que Ausubel chama de conceito “subsunçor”. Esta é uma palavra que tenta traduzir o termo inglês “subsumer”.

A estrutura cognitiva representa o conteúdo total de idéias de certo indivíduo e sua organização em qualquer modalidade do conhecimento. Novak argumenta que a facilitação dessa aprendizagem significativa se dá por meio de duas estratégias instrucionais, o mapeamento conceitual e o Vê epistemológico de Gowin (MOREIRA, 1999. p169).

O conteúdo a ser aprendido pelo indivíduo representa um fator principal no processo de aprendizagem, assim o fator que mais influencia no processo de aprendizagem está relacionado àquilo que o aluno já sabe (MOREIRA, 1999). Isto deve ser constatado e o ensino deve ser modificado de maneira a propiciar aos seus alunos a construção de estruturas mentais, como meios, que pode construir e reconstruir outros conhecimentos e assim torna a educação eficaz.

Ao contrário, quando os conteúdos a serem aprendidos na escola não forem integrados a conceitos já existentes na estrutura cognitiva do aluno, forem puramente trabalhadas de forma que não há nenhum compromisso afetivo para relacionar os novos conteúdos aos conhecimentos prévios sem atribuição de significado. Ausubel caracteriza esse tipo de aprendizagem mecânica. Nesse caso, a nova informação é armazenada isoladamente de forma que o aluno é apenas “treinado” para a simples memorização de fórmulas, leis e conceitos sem ocorrer nenhuma interação entre a nova informação e a já existente na estrutura cognitiva do aluno. (MOREIRA, 1999, p. 152).

Assim os alunos são simplesmente treinados para a memorização de conceitos, definindo-os com frases prontas, sem saber explicar o seu significado, sendo habilitado a não pensar, planejar, desenvolver e avaliar um ensino tradicional e comportamentalista de aprendizagem.

Para que a aprendizagem significativa ocorra é preciso entender um processo de modificação do conhecimento. Em vez de comportamento em um sentido externo e observável e reconhecer a importância que os processos mentais têm nesse desenvolvimento, é necessário que as novas idéias sejam incorporadas de maneira

substantiva (não lateral), não sendo contraditória ao que o aluno já sabe, não utilizando apenas exemplos, uma imagem, um símbolo, um conceito, uma proposição já com seus significados. É necessário que o material a ser aprendido esteja relacionado à estrutura cognitiva do aprendiz, seja suficientemente não arbitrário em si, nessa perspectiva para que o novo conteúdo seja aprendido significativamente é necessário que o aprendiz tenha em sua estrutura cognitiva os subsunçores adequados. (MOREIRA, 1999, p.154).

Para que a aprendizagem se torne significativa é necessário que o conteúdo a ser aprendido no contexto escolar esteja sendo potencialmente significativo, ou seja, se existe um significado lógico da natureza do conteúdo, pois cada aluno faz uma “filtração” dos conteúdos que tem significado ou não a si próprio. Segundo Ausubel o conteúdo adquirido tem que estar claro e preciso e deve haver competência em transferi-lo a situações novas, o fato de o aluno conseguir definir conceitos e utilizar desses conceitos para resolução de problemas simples ou complexos não significa que o aluno obteve uma aprendizagem significativa. Segundo Moreira

*“Ausubel argumenta que uma longa experiência em fazer exames faz com que os estudantes se habituem a memorizar não só proposições e fórmulas, mas também causas, exemplos, explicações e maneiras de resolver ‘problemas típicos’” (MOREIRA, 1999, p. 154).*

Moreira descreve a seguir a visão de Ausubel como o instrumento avaliativo pode ser considerado e contribuir para aprendizagem significativa do aluno.

*“... ao procurar evidência de compreensão significativa, a melhor maneira de evitar a ‘simulação da aprendizagem significativa’ é formular questões e problemas de uma maneira nova e não familiar, que requerida máxima transformação do conhecimento adquirido. Testes de compreensão, por exemplo, devem no mínimo, ser fraseados de maneira diferente e apresentados em um contexto de alguma forma diferente daquele originalmente encontrado no material instrucional” (MOREIRA, 1999, p.154).*

A aprendizagem de conceitos é também de certa forma uma aprendizagem de símbolos, porém são genéricos ou categóricos, representam propriedades essenciais dos objetos ou eventos. Na aprendizagem proposicional envolve aprender ideias em forma de proposições, ou seja, aprender os significados das palavras e conceitos que compõe a proposição e não aprender apenas o significado de conceitos (MOREIRA, 1999, p.155).

Para explicar o processo de aquisição e organização de informação na estrutura cognitiva, Ausubel propõe a teoria assimilação, a assimilação é um processo que ocorre quando um conceito ou proposição é ligado a um conceito mais inclusivo A, já existente na estrutura cognitiva com determinado grau de clareza, estabilidade e diferenciação.

Nesse caso, a nova e a velha informação acabam se modificando pela interação, resultando em A' a'; desta interação o indivíduo adquire não só a nova informação como também A passa a ter novos significados. Ambos se modificam.

Logo após aprendizagem significativa ocorre o que Ausubel chama de assimilação obliteradora, no qual, consiste não ser mais possível a dissociação de conceitos, reduzindo-se apenas A' o novo conceito subsunção. Essa tendência de guarda essa informação na estrutura cognitiva, ao longo do tempo, é apenas as ideias que realmente foi aprendido de maneira significativa. Existem outros níveis importantes, dentro da teoria ausubeliana, são os de aprendizagem subordinada, superordenada e combinatória. O primeiro nível ocorre quando um novo material é incorporado à estrutura cognitiva preexistente.

A aprendizagem superordenada ocorre quando uma série de conceitos já existentes na estrutura cognitiva surge um novo conceito muito mais amplo, que engloba os conceitos preexistentes ocorrendo uma reorganização cognitiva.

Já na estrutura combinatória existe ocorre quando proposições e/ou conceitos são adquiridos sem que exista uma relação de subordinação ou de superordenação com determinados conceitos especificamente relevantes, mas sim com um fundo conceitual mais amplo que o indivíduo já adquiriu.

## 5. METODOLOGIA

### 5.1. Análise dos Livros Didáticos.

A escolha de livros didáticos para a nossa análise consistiu no fato de ser o material mais utilizado em escolas públicas de Ensino Médio tanto por professores como por alunos e pela fácil disponibilidade dos mesmos. Para facilitar a identificação desses livros, utilizamos as iniciais dos autores como siglas. Os quatro livros de química analisados estão apresentados na Tabela 2, com as iniciais dos autores como siglas, seus respectivos nomes, edição e editora (CANZIAN, 2010).

Tabela 2. Livros Didáticos Analisados.

<b>Siglas</b>	<b>Título</b>	<b>Autor(es)</b>	<b>Volume Analisado</b>	<b>Editora</b>
<b>CP</b>	Química Geral e Inorgânica	Ciscato e Pereira	2º edição	Ática
<b>GM</b>	Química e Sociedade	Gerson Mól et al	1ª edição	Nova geração
<b>RF</b>	Química Geral	Ricardo Feltre	7º edição	Moderna
<b>TC</b>	Química na Abordagem do Cotidiano	Tito e Canto	5º edição	Moderna Plus

A partir da análise da literatura sobre a natureza da ligação química, a análise dos livros didáticos seguiu os seguintes conjuntos de critérios como base de comparação como os livros trabalham os seguintes conceitos:

- História da química;
- Relação energia/ligação química;
- Abordagem OM. e AO;

- Representação da ligação;
- Contextualização;

### **5.1.1. História da Química para o Ensino de Ligações Químicas.**

A história e a filosofia da ciência apresentam diversas dimensões e vem sendo introduzidas nos materiais didáticos utilizados em sala de aula. Entre esses estão o livro didático que tem como principal instrumento de ensino, no qual serve como guia para os professores para elaboração de suas aulas e o único meio no qual os estudantes tem acesso ao conhecimento científico. A abordagem da História da Química para explicar a evolução das ideias científicas é de fundamental importância para que o aluno possa compreender as teorias, assim explicando o caráter transitório e de não neutralidade do conhecimento científico.

Observamos o tratamento histórico sobre o conceito de Ligação Química, a evolução conceitual, os personagens envolvidos e se os livros apontam para a “descoberta” deste conceito no início do século XX.

### **5.1.2. Energia e Ligação Química.**

A estabilidade de uma molécula está relacionada com a força da ligação covalente existente entre os átomos. Essa força de ligação é medida pela variação de entalpia nas reações nas quais as ligações são quebradas. A variação de entalpia  $\Delta H$ , para a quebra de uma ligação em particular em um mol de substância gasosa. A entalpia de ligação é sempre uma grandeza positiva, pois sempre é necessário fornecer energia para romper ligações químicas. Já no caso quando uma ligação é formada entre dois átomos gasosos ou fragmentos moleculares sempre ocorrem liberação de energia. Quanto maior a entalpia de ligação, mais forte é a ligação. Com os valores médios de entalpia, pode-se estimar as entalpias de reações nas quais as ligações são quebradas e novas são formadas. Com este procedimento pode-se estimar rapidamente se uma determinada reação será endotérmica



( $\Delta H > 0$ ) ou exotérmica ( $\Delta H < 0$ ), para que ocorra a quebra de ligação em um sistema molecular o sistema absorve certa quantidade de energia, que chamamos de Energia de Ativação e a partir daí o processo pode ocorrer espontaneamente rompendo as “velhas” ligações e formando “novos” enlaces entre os átomos. Neste processo, podemos discutir as características das ligações do sistema inicial, as ligações do sistema de transição ou excitado e por seguinte as ligações do novo sistema. A espontaneidade de cada reação depende de outros fatores como a entropia e temperatura, e pode ser melhor estimada através da Energia Livre de Gibbs através da equação

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Equação 5. Energia Livre de Gibbs.

Onde  $\Delta G$  representa a Energia Livre de Gibbs para o sistema em estudo;  $\Delta H$  é a variação da entalpia do sistema e  $\Delta S$  representa a variação na Entropia do sistema. Esses conceitos estão relacionados, na sua origem, com a ligação química do sistema em estudo e pretende analisar como esta abordagem é feita nos livros didáticos.

### **5.1.3. A Representação da Formação de Orbitais Moleculares a partir de Orbitais Atômicos.**

Apesar do modelo da estrutura de Lewis ser bastante útil no estudo das ligações químicas. Essas estruturas não nos dão uma ideia tridimensional das moléculas e para se ter uma imagem mais adequada da forma da molécula é necessário compreender como os elétrons estão distribuídos no espaço. É importante conhecer o arranjo molecular, pois quando se discute questões mais complexas, como questões relacionadas à energia, geometrias e aspectos de natureza espectroscópica, geralmente não podem ser representado pelos modelos clássicos, assim torna-se necessário compreender e utilizar teorias quânticas que enfocam a ligação em termos da combinação de orbitais. Essa abordagem estabelece o ensino do modelo quântico para o átomo, a partir de então a formação da ligação se dá pela combinação dos orbitais que estão interagindo. Nesta abordagem, o ensino do modelo

quântico para o átomo considera que quando os dois átomos se ligam, o compartilhamento se dá pela combinação dos orbitais que estão interagindo entre si. O ensino sobre a história da evolução dos modelos atômicos ocorre até o modelo quântico, discute-se sobre sub-níveis de energia e distribuição eletrônica mas, em geral não há conexão entre este conteúdo e a formação de sistemas moleculares (TOMA, 1997).

#### **5.1.4. Representação da Ligação Química.**

Na Química, assim como em todas as ciências, são empregados imagens para conseguir explicar um fenômeno microscópico. A utilização dessas imagens representa uma maneira diferente de apresentar um objeto, processo ou ideia que é produzido com propósito de facilitar a visualização e a compreensão de um fenômeno não observável. Nos livros didáticos as imagens exercem as funções motivadoras, informativa e até reforçadora de ideias que podem facilitar a compreensão do conhecimento científico.

Nos livros de química, as qualidades das imagens podem ser ainda mais significativas se forem considerados os diferentes níveis de compreensão de seu conhecimento: o fenomenológico que é construído mediante as informações proveniente dos sentidos; o representacional, no qual representam a maior quantidade de modelos encontrados por símbolos, fórmulas, equações e gráficos e por ultimo o nível teórico-conceitual que se dá pela manipulação mental de entidades abstratas como os elementos, moléculas, concentrações, ligações químicas e reações químicas (LEMES, 2010).

O uso dessas imagens são desenvolvidos freqüentemente com o objetivo de auxiliar os alunos na compreensão de ideias aceitas cientificamente, assim essas possibilidades são transmitidas aos alunos para diminuir as dificuldades do entendimento dos fenômenos químicos.

Os livros didáticos de química apresentam a maior quantidade de modelos segundo (LEMES, 2010), referentes a símbolos, equações químicas (nível representacional) e os modelos matemáticos referentes a formulas e equações. É necessário que os professores estejam atentos para a esses recurso de compreensão que os livros oferecem, pois podem trazer distorções acerca de sua importância para a construção do conhecimento científico utilizado em sala de aula.

### **5.1.5. Contextualização para a Natureza da Ligação.**

A escola, enquanto parte da sociedade é um local por excelência para o desenvolvimento do processo, de transmissão-assimilação do conhecimento organizado e para o desenvolvimento do pensamento crítico do aluno. Todavia, o ensino da disciplina de química na maioria das escolas de ensino médio está totalmente desvinculado do cotidiano e da realidade local na qual os alunos estão inseridos. Neste sentido, o ensino da disciplina de química, condiciona os alunos para a simples resolução de questões de vestibulares ou mesmo a pura memorização de formulas, conceitos, equações matemáticas e nomenclatura de compostos. Passando a ser um verdadeiro treinamento, exercitação de tarefas sem significados, cujo resultado é a padronização e até mesmo restringir a capacidade de pensar do aluno.

Segundo as orientações dos Parâmetros Curriculares para o Ensino Médio (PCNEM), na área de matemática, ciências e suas tecnologias (BRASIL, 1999b), verificam-se a necessidade de se articular o conhecimento científico com valores educativos, éticos e humanísticos que permitem ir além do simples aprendizado dos fatos, leis e teorias. Os PCNEM propõem duas expectativas para o ensino de química, a primeira é que a escola deve considerar a vivência individual dos alunos, suas histórias pessoais, tradições culturais, com relação aos fatores e fenômenos do cotidiano e as informações veiculadas pela mídia. A outra é considerar a sociedade como interação do mundo, evidenciando como os saberes científicos consideram a sociedade em sua interação como mundo. Assim os ensinamentos dos conteúdos de química devem possibilitar aos alunos a compreensão das transformações químicas que ocorrem no mundo físico de forma abrangente e integrada. Para que os alunos possam julgar, com fundamentos, as informações adquiridas na sociedade tecnológica e a partir daí puderem tomar decisões fundamentais nos conhecimentos científicos, favorecendo a autonomia no exercício da cidadania.

Segundo os PCN+, contextualizar a disciplina de química não é apenas promover uma ligação artificial entre o conhecimento químico e cotidiano do aluno, se referindo a citar exemplos como ilustrações ao final ou durante o desenvolvimento de algum conteúdo, mas contextualizar é propor a partir de situações de problemas reais a busca para o conhecimento necessário para entendê-las e procurar solucioná-las. Cabe ressaltar que a simples transmissão da informação não é o suficiente para que os alunos elaborem de forma

significativa seu conhecimento. O conhecimento científico deve ser caracterizado como um produto da vida social do aluno, como construção histórica, relacionada ao desenvolvimento tecnológico. A partir daí o aluno pode adquirir competências e habilidades para a construção do conhecimento. Os livros didáticos são importantes mecanismos na homogeneização dos conceitos, conteúdos e metodologias, e também exerce um importante aspecto político, cultural, na medida em que reproduz os valores da sociedade em relação a sua visão da História da ciência, da interpretação dos fatos e do próprio processo de transmissão do conhecimento.

## **5.2. Instrumento e Sujeitos da Pesquisa.**

Realizamos um resgate das concepções de um grupo de 33 alunos da 3ª série do Ensino Médio regular, do turno vespertino da Escola Estadual Orlando Venâncio dos Santos, situada na cidade de Cuité-PB. O interesse foi analisar o que os alunos compreendem acerca da natureza da ligação química, foi utilizado como instrumento de pesquisa um questionário contendo cinco questões abertas.

## 6. RESULTADOS E DISCUSSÕES

A partir da análise da literatura sobre a natureza da ligação química, as análises dos livros didáticos seguiram os seguintes conjuntos de critérios já mencionados no capítulo 4 deste trabalho.

### 6.1. Análise dos Livros Didáticos.

#### 6.1.1. A Utilização da História da Química no Ensino de Ligações Químicas.

No nosso caso o estudo das ligações químicas, como citado anteriormente foi encontrado na literatura (BENSAUDE-VINCENT, 1992.), relatos de que as primeiras discussões sobre este tema ocorrem ainda no século XVII com a utilização da teoria da gravitação de Newton. Diferentemente do que é apresentado nos livros analisados como podemos observar nos livros CP e RF, a apresentação de uma história da química muito resumida e pontual, referindo-se apenas a um recorte da biografia de um cientista relacionado ao conceito em estudo. A apresentação desse aspecto histórico faz alguns relatos da participação de outros personagens ao longo do texto, mas nos passa a impressão de que se trata de uma descoberta “geniosa” e quase casual por não apresentar uma gênese do conceito, uma relação com outras idéias. Podemos observar está característica em CP:

*“Dalton afirmava que a matéria não era continua, e sim formada de pequenas partículas, que guardavam em si as propriedades dos materiais. Avogrado admitia a existência de grupos de partículas interligadas formando muitos dos materiais” (Ciscato e Pereira, p.100).*

Já em GM podemos observar ao longo do desenvolvimento dos conceitos que os autores se aproximam da literatura de referência, mostrando a participação dos cientistas na busca de uma explicação para o desenvolvimento do conceito de ligação química, conforme podemos observar:

*“ Uma das primeiras tentativas de explicar como os átomos se unem para formar as substâncias foi apresentada por Torbern Olof Bergman (1735-1784), cientista suíço, e Marcelin Berthelot (1827-1907), químico Francês. Eles relacionaram a tendência de os átomos se ligarem com as forças gravitacionais, ou seja, com a atração provocada pelas massas dos átomos. Por essa lógica, os átomos maiores exerceriam maior atração do que os menores, efetuando ligações mais estáveis” (Gerson Mól et al, p.192).*

Ficando nítido que os autores do GM estão preocupados em mostrar aos professores e aos alunos que a ideia da ligação química surge com a ideia da força gravitacional de Newton, defendida e estudada por Bergman e também os autores da obra desmistifica de que a ciência é produzida por descobertas fortuitas. Assim o livro GM, possibilita um melhor entendimento da evolução do trabalho científico, mostrando a interação e também a comunicação entre os cientistas para o desenvolvimento teórico da ligação química.

Com relação ao TC, não foi encontrado nenhuma passagem do texto que evidencie a história da química. Apenas encontramos alguns recortes com uma pequena biografia do cientista.

No entanto foi observado que a maioria dos livros analisados oculta fatos importantes para o desenvolvimento da natureza da ligação, mostrando apenas os chamados vencedores, não se importando que a história da química abordados nos livros didáticos é de fundamental importância para que o aluno compreenda que a ciência é um processo, que foi elaborada através dos erros e acertos dos cientistas e não como um produto acabado e definido como é inserido em boa parte dos LDs. Dessa forma, o aluno poderá melhorar a sua compreensão conceitual e a sua percepção para a construção do conhecimento científico.

### 6.1.2. A Energia e a Ligação Química.

Com relação à energia e ligação química, foi encontrado na literatura que os átomos quando se aproxima uns dos outros com a finalidade de alcançar maior estabilidade, essa é alcançada quando os átomos se agrupam, através das ligações químicas, passando para um estado de menor energia, do que seus átomos isolados. Diferentemente do que é apresentado nos livros CP e RF, pois não encontramos no desenvolvimento do assunto a origem da

ligação química relacionado com a energia. A natureza da ligação é abordada com a tendência que os átomos têm para ganharem ou perderem seus elétrons da camada de valência para completar o seu octeto. Assim os átomos se tornam energeticamente estáveis ao adquirir a configuração eletrônica igual à dos gases nobre, com oito elétrons em sua camada de valência com exceção aos átomos de Hidrogênio e Hélio. Já no caso dos livros GM e TC, observamos que a natureza da ligação química se deve ao abaixamento de energia do sistema. No entanto apenas o TC, representa uma figura do diagrama de energia relacionando a formação da ligação química ao abaixamento da energia potencial do sistema, esse sim, poderia ser considerado a explicação mais aceitável.

#### 6.1.3. A Representação ou não da Formação de Orbitais Moleculares a partir de Orbitais Atômicos.

Com relação a esse critério observamos que nenhuma das obras analisadas relacionam a natureza da ligação química envolvida com a formação de Orbitais Moleculares a partir de Orbitais Atômicos, dessa forma os livros didáticos não se aproximam de uma noção de probabilidade quântica da ligação para a formação da ligação química.

#### 6.1.4. A Representação da Ligação Química.

Neste critério, observamos que os autores das diferentes obras analisadas, tentam provavelmente minimizar as dificuldades de compreensão a nível microscópico da natureza da ligação química para os alunos, utilizando representações de diversas maneiras como a utilização de símbolos: pontos, varetas, asteriscos, utilização de círculos separados ou juntos, núcleos e camadas, além de cores diferentes para representar o elétron na sua última camada, todavia essas representações nos livros textos podem levar os alunos a interpretações errôneas, caso esses modelos sejam usados sem explicação, pois os alunos podem compreender que os elétrons apresentam naturezas diferentes. Todos os livros analisados utilizam a estrutura de Lewis para representar a ligação química, no entanto os

CP e GM, mesmo apresentando uma noção clássica para representar a ligação, são os únicos livros analisados que apresentam uma noção de aproximação de um caráter de probabilidade para a ligação química numa abordagem quântica. No entanto o CP, na sua representação o autor não deixa claro que o sombreamento entre os núcleos dos átomos representa o movimentando dos elétrons ao redor e entre os núcleos, diferentemente de GM.

Apesar da reconhecida importância da função de modelos, especialmente referente à representação em nível teórico-conceitual para a compreensão dos fenômenos químicos, é necessário determinar em que momento deve-se introduzir uma determinada idéia, a nível de explicação e os professores devem ter em mente que é necessário conhecer as concepções alternativas dos seus alunos para assim encontrar uma maneira adequada de iniciar o conceito de ligações.

#### 6.1.5. Contextualização para a Natureza da Ligação.

Observamos nesse último critério que a utilização da contextualização segundo os PCN+ é característica em GM, os autores dessa obra se referem às informações de caráter científico relacionadas ao cotidiano, isto é, procuram estabelecer conexões entre o conhecimento químico e suas possibilidades de aplicação na vida prática. Os autores trazem para os estudantes problemas ambientais, sociais e industriais ligados ao conteúdo de Ligações Químicas. A partir deles é dada uma visão geral do problema, por meio de atividades, conceitos químicos e do uso da linguagem científica proporcionando ao aluno uma nova leitura do problema fazendo com que se posicione, buscando uma tomada de decisão. Dessa maneira, GM utiliza contextos da vida dos estudantes para despertar o interesse dos alunos para construir atividades que facilitem o processo de ensino-aprendizagem, fugindo os conteúdos separados.

Nos demais livros analisados, observamos que os autores procuram contextualizar o conhecimento químico utilizando exemplos, no qual permite uma relação entre os conceitos abordados e fatos do cotidiano.



## 6.2. Análise dos Questionários

As respostas foram descritas quantitativamente, a partir de apresentações percentuais de variáveis categoriais. Com esse tipo de estudo descritivo, buscamos compreender quais são as concepções que os alunos apresentam sobre a natureza das Ligações Químicas.

Quando perguntamos aos alunos qual era o conceito de ligações químicas e a sua importância (Apêndice A), tínhamos como objetivo entender se os alunos compreendem a natureza da ligação química e se os mesmos compreendem a importância da ligação química na sociedade atual.

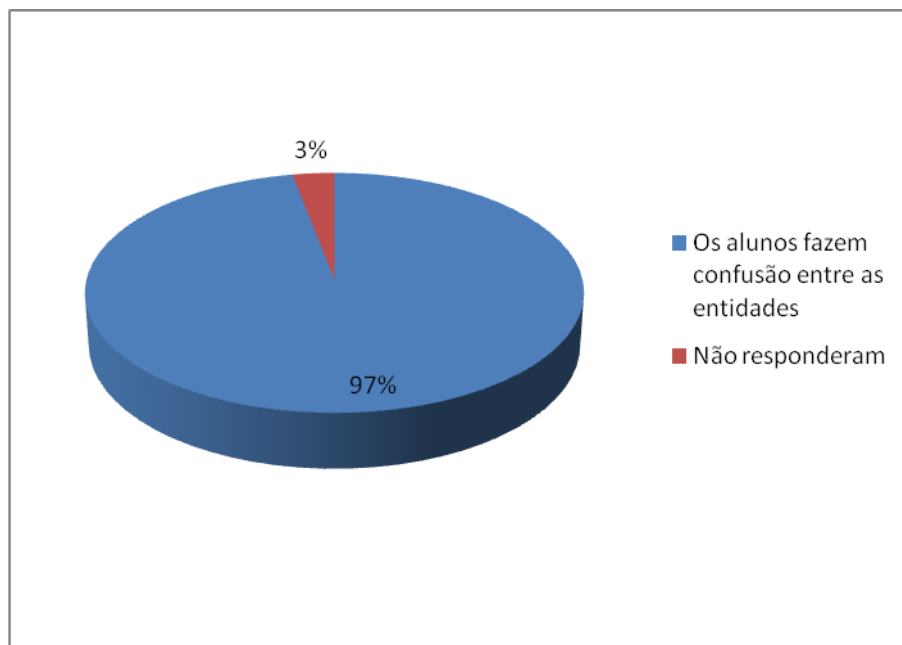


Figura 11. Categorias de respostas da primeira questão.

Diante das respostas apresentadas pelos alunos (figura 11), observamos que 97% dos entrevistados não conseguem atribuir a formação da ligação química a uma interação de natureza eletrônica que ocorre entre os núcleos (carregados positivamente) e os elétrons (carregados negativamente) de átomos vizinhos. Nas suas respostas os alunos fazem confusões entre elementos, átomos, moléculas e substâncias para a formação da ligação química. O mais preocupante é que nenhum aluno mencionou sobre ligações iônicas, covalente ou mesmo a regra do octeto, isso evidencia que os alunos não apresentam nenhuma concepção sobre ligações. Quando pedimos para os alunos explicarem qual a

importância da ligação química percebemos que os alunos não conseguem relacionar a ligação química como um assunto de fundamental importância e que seu conhecimento é essencial para um melhor entendimento das transformações que ocorrem em nosso mundo.

Os Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN) sugerem que os alunos devem compreender as transformações químicas resultantes da quebra e formação da ligação química. Enquanto que 3% dos alunos não conseguem responder à questão.

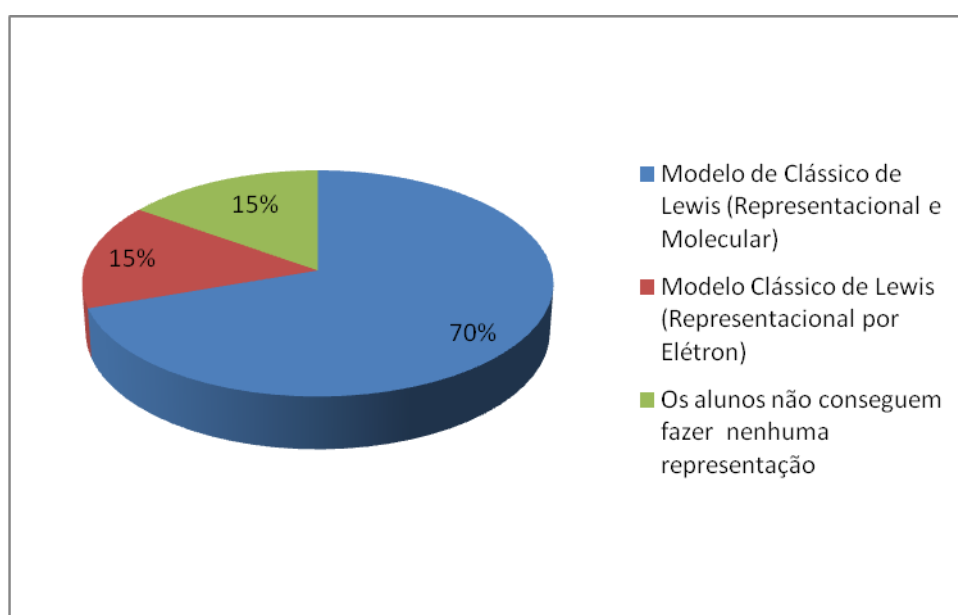


Figura 12. Categorias da segunda questão.

A segunda questão tínhamos como objetivo observar se os alunos conseguem representar a molécula de água a partir de algum modelo. Observando os percentuais (figura 12), que 70% dos alunos entrevistados representam a molécula de água utilizando o modelo representacional de Lewis, utilizando apenas varetas para ligar os átomos de hidrogênio ao átomo de oxigênio. Nenhum desses representou os elétrons não-ligantes dos átomos de oxigênio, outros alunos utilizaram como alternativa representa a molécula de água pela fórmula molecular. Apenas 15% fazem uma menção aos elétrons, os alunos utilizam símbolos diferentes para representa cada elétron dos elementos, e com um círculo envolto para fazer as ligações. Enquanto que essa questão caracterizou-se como elevada dificuldade para a maioria dos entrevistados, cerca de 15%. Nenhum aluno entrevistado apresenta um modelo quântico para a ligação.

Podemos observar que o processo de ensino-aprendizagem está baseado na memorização, repetições mecânicas sem compreensão dos conceitos envolvidos podem atribuir essas dificuldades. Observamos que todos os livros analisados utilizam símbolos e cores diferentes como recurso para facilitar a aprendizagem dos alunos.

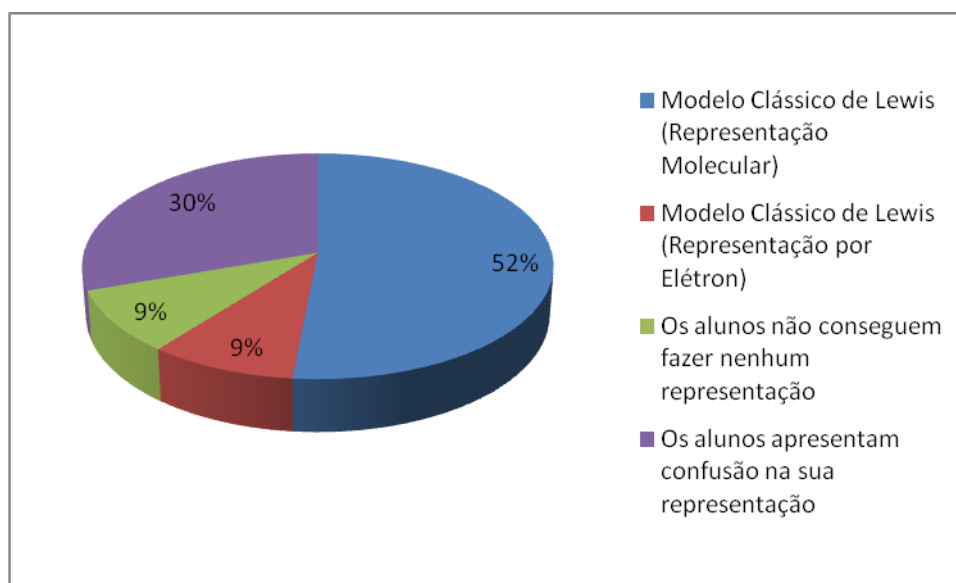


Figura 13. Categorias de respostas da terceira questão.

Na terceira questão tínhamos como objetivo observar se os alunos seriam capazes de elaborar desenhos ou esquemas e através dos mesmos explicar a natureza microscópica da formação da molécula de hidrogênio.

Observamos (figura 13), que 52% dos alunos entrevistados representam de maneira molecular a molécula de hidrogênio e 9% utiliza a representação clássica de Lewis fazendo menção dos elétrons, mais nenhum aluno que apresenta os elétrons explicou que os “traçinhos” utilizados por eles para ligar os átomos de hidrogênio a outro átomo. E que 9%, não conseguem fazer nenhum tipo de representação, enquanto que 30% representam e explicam a formação ligação de maneira equivocada. Constatamos nessa questão que os alunos apresentam falta de domínio para a elaboração de formulas estruturais de Lewis, consequência como podemos observar na questão um, no qual os alunos apresentam dificuldades em distinguir os diferentes tipos de substâncias.

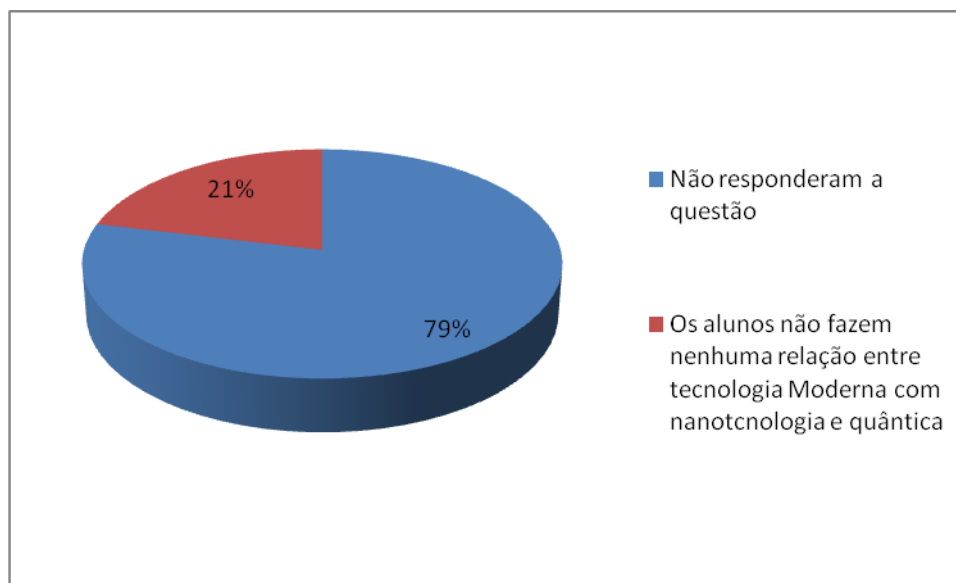


Figura 14. Categorias de respostas da quarta questão.

Observamos pelos resultados (figura 14), que os entrevistados não apresentam nenhuma concepção do que seja nanotecnologia e quântica, isso deve-se a falta de introdução de conceitos fundamentais sobre nanotecnologia e suas aplicações no cotidiano dos alunos, bem como sobre alguns conceitos químicos básicos tais como átomos, moléculas e propriedades de materiais. Também verifica-se que há grandes deficiências dos livros didáticos em relação a abordagem sobre esses temas. Todavia é importante salientar que os temas contemporâneos são de aplicação direta do cotidiano dos alunos, como é o caso da nanotecnologia, é extremamente relevante do ponto de vista educacional e social.

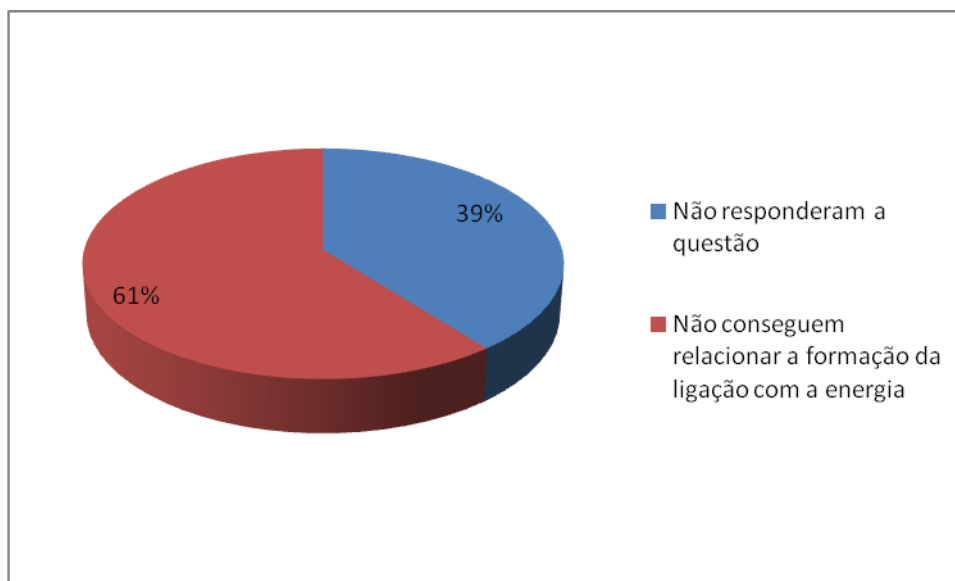


Figura 15. Categorias de repostas da quinta questão.

Na última questão tínhamos como objetivo verificar se os alunos entrevistados compreendem que a energia envolvida nas transformações químicas está relacionada com a formação/rompimento das ligações químicas (figura 15). Percebemos que 39% dos entrevistados não conseguiram responder essa questão. Enquanto que 61% que responderam a questão, não conseguiram relacionar energia e ligação química, os alunos responderam a questão explicando a definição de ambas, os mesmos confundem energia com calor e eletroquímica, essas concepções dos alunos é uma consequência de como os conteúdos estão sendo seqüenciados. Já que existe uma fragmentação, linearidade dos conteúdos de química observados na maioria dos livros analisados, sem nenhuma relação entre eles, isso tem como consequência que os alunos não conseguem fazer nenhuma relação entre os conteúdos e os professores não contribui para essa distorção.

## 7. CONSIDERAÇÕES FINAIS

As análises mostraram alguns pontos que merecem ser cuidadosamente refletidos, pois apresentaram lacunas e limitações ao longo do conteúdo estudado. Observamos que na maioria dos livros de química analisados, que os autores apresentam o conceito de Ligações Químicas com uma abordagem limitada dos critérios avaliados para a natureza da ligação química.

A falta da história da química para a introdução do conteúdo é uma das características mais observadas ao longo das análises. A história da química e da ciência exerce grande influência na aprendizagem de nossos alunos, ajudando-os a construir conceitos e adquirir conhecimento químico, assim otimizando o ensino de química no Ensino Médio das escolas públicas.

A descontextualização para a abordagem do conteúdo de ligações pode ser um dos principais fatores que prejudicam o desenvolvimento para o processo de ensino-aprendizagem. abordar o conteúdo ligações químicas de forma contextualizada retira do aluno a posição de espectador passivo proporcionando a aprendizagem significativa, exigindo do mesmo um posicionamento crítico quanto à sua solução.

As representações de modelos apresentados nos livros de química para representar as ligações, podem levar a interpretações errôneas por parte dos estudantes, e prejudicar o processo de ensino-aprendizagem, pois todos os livros analisados usam diferentes modelos para explicar a formação das ligações químicas, seja iônicas ou covalentes.

Diante da pesquisa que fizemos com os alunos da terceira série da rede pública de ensino podemos concluir que o desempenho dos alunos se mostrou insatisfatório em todos os pontos. Ficou evidente nas repostas do questionário, que os alunos não apresentam nenhum domínio e compreensão sobre o conceito de ligações químicas. Dessa maneira, percebemos que o ensino de química, conforme prática vigente da escola tem sido reduzido à transmissão de informações dos conceitos, de forma puramente teórica, como algo que se deve a simples memorização de fórmulas e leis, que não se aplica a diferentes aspectos da vida cotidiana.

Segundo o PCN+ (Brasil, 2002, p. 87) “a Química pode ser um instrumento da formação humana que amplia os horizontes culturais e a autonomia no exercício da cidadania”. Por isso, o ensino de Química não pode ser reduzido a condicionar nossos

estudantes para a resolução de questões de vestibulares. O ensino de Química deve tornar o educado apto a entender as implicações que a produção e o uso das substâncias químicas têm em sua vida e na sociedade na qual ele está inserido.

Vale salientar que assunto de ligações químicas representa um tópico de difícil compreensão para os alunos da educação básica, por ser bastante abstrato. Mais é indispensável para o aluno compreender os outros conteúdos químicos como também entender que as ligações químicas representam um assunto de fundamental importância e que o seu conhecimento é essencial para entender as transformações que ocorrem no mundo contemporâneo. Dessa maneira, cabe aos professores de química da educação básica estar didaticamente preparados para ensinar tais conteúdos aos alunos, no qual, seja capaz de desenvolver a aprendizagem significativa dos mesmos. O aprendizado de ligações não deve ficar limitado apenas ao compartilhamento ou doação de elétrons, deve haver uma exploração dos tipos de ligações químicas com a abordagem de aspectos tridimensionais e das propriedades dos materiais.

Portanto, os resultados revelaram que a todos os livros didáticos de química apresentam limitações nos critérios investigados, pois se encontram desvinculados da realidade dos alunos, em desacordo por vezes, com o seu desenvolvimento cognitivo, organizados em capítulos estanques, que reforçam a aprendizagem memorista e apresentam vários obstáculos à aprendizagem dos alunos.

Diante da análise dos Livros Didáticos, observamos dos critérios adotados para análise o GM, apresenta o maior número de critérios avaliados. Sendo o livro que recomendo para ser adotado no Ensino Médio.

### **7.1. Sugestões**

- ✓ Os professores necessitam romper com a fragmentação e linearidade dos conceitos químicos abordados pela maioria dos livros didáticos.
- ✓ É necessário que os professores de ensino médio, administrem sua própria formação continuada.

- ✓ Os professores devem diversificar suas bibliografia de apoio e buscar ferramentas alternativas.
- ✓ Estimular a interação entre licenciados de química, professores da educação básica e professores universitários.
- ✓ Construir materiais didáticos de baixo custo que facilite a visualização tridimensional das moléculas, orbitais atômicos e moleculares, ligações químicas.
- ✓ Utilização de recursos computacionais no ensino do conceito de ligação química.



## 8. REFERÊNCIAS

ATKINS, PAULA J. **Físico-Química**, v.3, LTC, Rio de Janeiro, 2002.

BENSAUDE-VINCENT, B; STENGERS, I. **História da Química**. Ed. Instituto Piaget, 1992.

BRASIL. Ministério da Educação (MEC), Secretaria de Educação Média e Tecnológica (Semtec). **PCN+ Ensino Médio**: orientações educacionais complementares dos Parâmetros Curriculares Nacionais – Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias. Brasília: MEC/Semtec, 2002.

BROWN, T; et al. **Química a Ciência Central**. 9º ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

CANZIAN, R; MAXIMIANO, F. O Princípio de Le Chatelier O Que Tem Sido Apresentado em Livros Didáticos?. **Química Nova na Escola**, v. 32, n. 2, p. 107-119, Maio, 2004.

CISCATO, C; PEREIRA, L. **Química Geral e Inorgânica**. V.1. 1. ed.- São Paulo: Editora Ática, 2009.

COMPANION, A. **Ligação Química**. Tradutor: Luiz Carlos Guimarães. São Paulo, Edgard Blücher, 1975.

CHAMIZO, J; GARRITZ, A. **Química**. Ed. Addison Wesley, 1993.

DELIZOICOV, D; ANGOTTI, J; FERNANBUCO, M. **Ensino de Ciências: Fundamentos e Métodos**. 2º Ed. São Paulo: Cortez, 2007.

FARIAS, R. **Para Gosta de Ler a História da Química**.Campinas, SP: Editora Átomo, 2005.

FERREIRA, A. M. de H; Miniaurélio Século XXI Escolar: **O Minidicionário da Língua Portuguesa**.; coordenação de edição, Margarida dos Anjos, Marina Baird Ferreira; lexicografia, Margarida dos Anjos [et al]. 4º ed., rev.ampliada. - Rio de Janeiro: Nova Fronteira, 2001.

FELTRE, Ricardo. **Química Geral**. V.1. 7. ed.- São Paulo: Editora Moderna, 2009.

LEMES, A; SOUZA, K; CARDOSO, A. Representação. Representações para o Processo de Dissolução em Livros Didático de Química: O Caso do PNLEM. **Química Nova na Escola**, Vol. 32, n. 3, p. 184-190, 2010.

LOPES, A. Livros didáticos: Obstáculos ao Aprendizado da Ciência Química: Obstáculos Animistas e Realistas. **Química Nova na Escola**, 15, 254, 1992.

MENDONÇA, R. et al. O Conceito de Oxidação-Redução nos Livros Didático de Química Orgânica do Ensino Médio. **Química Nova na Escola**, n. 20, p. 45-48, 2004.

MOREIRA, M. **Teoria de aprendizagem**/Marco Antonio Moreira. - São Paulo: EPU, 1999.

PERUZZO. F; CANTO. E. **Química na Abordagem do Cotidiano**. V.1. 5. ed.- São Paulo: Editora Moderna, 2009.

RAUPP, D; MARTINS, T. A Evolução da Química Computacional e sua Contribuição para a Educação Química. **Revista Liberato Novo Hamburgo**, Vol. 9, n. 12, p. 12-22, Jul/Dez. 2010.

ROZEMBERG, I. **Química Geral**. São Paulo: Edgard Blücher, 2002.

SANTOS, W; MÓL, G (COORS). **Química e sociedade**. Vol. Único. São Paulo: Nova Geração, 2005.

TOMA, Henrique. Ligações Químicas: Abordagem Clássica ou Quântica? **Química Nova na Escola**, n. 6, p.8-12, 1997.

ZUMDAHL, Stevem S. **Chemical Principles**. Second Edition, volume único, Printed, USA, 1995.

<http://www.portal.mec.gov.br>. Acesso em 11 out. 2010.

BRASIL. Apresentação do PNLEM. Disponível em: <[http://portal.mec.gov.br/index.php?option=com\\_content&view=article&id=12373%3Aplnd-e-pnlem-saiba-mais&catid=311%3Aplnem&Itemid=582](http://portal.mec.gov.br/index.php?option=com_content&view=article&id=12373%3Aplnd-e-pnlem-saiba-mais&catid=311%3Aplnem&Itemid=582)>. Acesso em: 11 out. 2010a.

BRASIL. Programas de livros didáticos: Histórico. Disponível em: <[http://www.fnede.gov.br/home/index.jsp?arquivo=livro\\_didatico.html#guia](http://www.fnede.gov.br/home/index.jsp?arquivo=livro_didatico.html#guia)>. Acesso em: 11 out. 201

**APÊNDICES**

## Apêndice A – Instrumentos

**Escola:** \_\_\_\_\_

**Data:** \_\_\_/\_\_\_/ 2010.

**Algumas perguntas**

1. O que é ligação química para você? Qual é a sua importância?
2. A água é a parte essencial de todas as formas de vida dos reinos vegetal e animal e encontra-se por toda parte na crosta terrestre e na atmosfera. Dizemos que a molécula da água é formada por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Faça uma representação dessa molécula mostrando a ligação que os átomos fazem para a formação dessa molécula?
3. Represente através de desenhos ou esquemas a ligação química da molécula de  $H_2$  e explique?
4. O que a ligação química tem haver com nanotecnologia e quântica?
5. Qual a relação que você faz entre energia e ligação química?