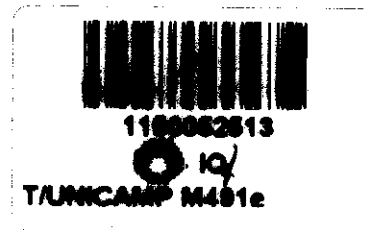




UNIVERSIDADE ESTADUAL DE CAMPINAS
UNICAMP



Instituto de Química

Departamento de Química Inorgânica

**Estrutura Atômica e Ligações Químicas - Uma abordagem
para o Ensino Médio**

Dissertação de Mestrado

Marlene Rios Melo

Orientador: Dr. Pedro Faria dos Santos Filho

Julho/2002

200306601

UNIDADE	ICH
Nº CHAMADA	UNICAMP
	M491e
V	EX
TOMBO BC/	52513
PROC.	124103
C	☐
D	☒
PREÇO	R\$ 11,00
DATA	
Nº CPD	

BIBID 309606

**FICHA CATALOGRÁFICA ELABORADA PELA
BIBLIOTECA DO INSTITUTO DE QUÍMICA
UNICAMP**

CM00180293-1

M491e

Melo, Marlene Rios

Estrutura atômica e ligações químicas – uma abordagem para o ensino médio / Marlene Rios Melo. -- Campinas, SP: [s.n], 2002.

Orientador: Pedro Faria dos Santos Filho.

Dissertação (mestrado) – Universidade Estadual de Campinas, Instituto de Química.

1. Ensino de química. 2. Modelos atômicos. 3. Interações eletrostática. 4. Atração simultânea. I. Santos Filho, Pedro Faria dos. II. Universidade Estadual de Campinas. III. Título.

Dedicatória

Dedico esse trabalho, postumamente, ao meu pai, Manuel Rios Del Rio, cuja vida lhe foi tirada, porém, não me foi tirada sua filosofia de vida, que impregna minha alma e, espero, a de meus descendentes.

“Se, hoje, ainda me faltam forças, devo adquiri-las, mediante um trabalho permanente do meu caráter, mediante uma luta interior, que fortalecerá minha vontade, dando-me energia para o embate de vida ou morte que desejo iniciar, em nome do idealismo. A prosa da vida envolve muita maldade, vilania e estupidez. Quero lutar contra essa vida. Quero encontrar um elemento mais ideal, mais nobre, do que aquilo que se chama vida cotidiana, vida prática. Para começar, conciliarei em mim esses dois elementos contrários. Ao menos, deixarei assim um testemunho de que é possível viver como eu tenho vivido.”

Henryk Sienkiewicz

AGRADECIMENTOS

Ao meu marido, Luiz Antonio, cujo bom humor, companheirismo, amor, paciência e empenho em me afastar dos problemas caseiros, colaboraram profundamente para a concretização desse trabalho.

À minha filha, Samanta, cuja existência me fortalece para alçar vãos maiores, a procura de locais mais seguros para a construção de seu ninho.

Ao meu orientador, Pedro Faria, um ser humano incapaz de classificar as minhas dificuldades como incapacidades, mas apenas como inabilidades facilmente trabalhadas. Tais inabilidades foram minimizadas com suas orientações, paciência e bom humor.

Ao meu amigo, Wilson Sueoka, um jovem conhecedor e praticante dos conceitos de solidariedade e amizade. O Wilson não é só um colega de curso é realmente um amigo para toda vida.

À Bel e André da Secretaria de Pós graduação, essencialmente pelo respeito que sempre demonstraram perante meus questionamentos e tranqüilidade para minimizar minhas aflições oriundas da burocracia escolar.

Aos professores dos cursos de mestrado, por suas orientações. Em especial ao Prof. Aécio Pereira Chagas, por quem tenho imenso respeito e carinho.

Aos colegas do curso de Inorgânica, pelo bom humor, pela alegria, questionamentos e por dividirem suas aflições profissionais fazendo com que não me sentisse sozinha com as minhas angústias.

Finalmente, ao CNPQ e CAPES pelo fornecimento de bolsa sem a qual teria sido muito difícil a minha caminhada e de minha família.

RESUMO

No ensino de Química praticado em qualquer nível, os tópicos Estrutura Atômica e Ligação Química são de fundamental importância. Apesar disso, a abordagem que os mesmos recebem, tanto nas aulas quanto nos livros didáticos, parece ser inconveniente. Isso é consequência de uma linguagem fragmentada, que envolve muitos conceitos que são inadequadamente conectados. Além disso, o conceito de modelo, fundamental no ensino de química, praticamente não é abordado. Os modelos atômicos são apresentados nos livros didáticos, através de um desenvolvimento histórico inadequado, dando a impressão de que os mesmos são descobertas e não são criações científicas. O modelo do orbital atômico, adotado no ensino médio, vem acompanhado de analogias que o distorcem, e este não é adequadamente conectado à tabela periódica. Esta, por sua vez, acaba sendo decorada e não interpretada, e também não é utilizada para compreender as ligações químicas. Estas ligações são justificadas pela regra do octeto, porém esta regra não justifica o comportamento macroscópico dos compostos iônicos e moleculares.

Diante desta situação, elaboramos um texto direcionado para professores que atuem no ensino médio. Ele traz uma abordagem diferente daquela normalmente utilizada para este tema, onde os problemas ressaltados anteriormente são minimizados.

Este texto apresenta um desenvolvimento histórico que enfatiza a criação de modelos para a matéria, ressaltando o conceito, a importância e os principais cuidados quando da apresentação do modelo atômico. Isto é feito para que o aluno o aceite como uma construção científica, sujeita à alterações. Adota-se o Modelo Atômico de Bohr, assim chamado no ensino médio, para justificar as informações contidas na tabela periódica e a formação das ligações químicas. A tabela periódica, com seus dados de energia de ionização e afinidade eletrônica, é utilizada para justificar a formação de íons, que dão origem ao composto iônico; o arranjo e as propriedades destes compostos são justificadas pela maior atração entre íons de cargas opostas e menor repulsão entre íons de mesma carga, e não pela regra do octeto. O termo ligação iônica é abandonado e substituído por interações eletrostáticas.

Na abordagem da ligação covalente, o termo ligação covalente dativa é abandonado. Além disso, também não se utiliza a regra do octeto para explicar a formação da ligação covalente, mas sim, a maior atração simultânea entre os átomos que compõem a molécula. Os modelos moleculares, elaborados pela construção das estruturas de Lewis, são avaliados pela densidade de carga, recurso não utilizado no ensino médio, e pelo comportamento macroscópico dos compostos covalentes. Já a ligação metálica utiliza-se do modelo do “mar de elétrons” para justificar o comportamento macroscópico das substâncias que apresentam esse tipo de ligação, ou seja, não se utiliza a regra do octeto.

Neste trabalho utiliza-se uma sequência não fragmentada, começando pelo entendimento e valorização adequados do termo modelo, utilizado durante todo o trabalho. O estabelecimento de um modelo atômico simples, embora não seja o mais completo, é o mais prático no processo de aprendizagem. Esse modelo atômico auxilia a compreensão da tabela periódica, que não é decorada mais sim interpretada à medida que o conteúdo exige. Ela serve de apoio para o estabelecimento de modelos iônicos, moleculares e metálicos, que justificam o comportamento macroscópico dos compostos. Ao longo de todo o texto, tenta-se estabelecer uma linha de raciocínio única, para que o aluno compreenda a razão de aprender cada um dos conceitos e modelos apresentados nessa fase de aprendizagem.

Este trabalho foi avaliado por professores que atuam no ensino médio, tanto da rede pública quanto da particular, para que estes indicassem as dificuldades e as vantagens da aplicação desta proposta. Os resultados são animadores e apontam para uma boa aceitação da mesma.

ABSTRACT

ATOMIC STRUCTURE AND CHEMICAL BONDING IN THE HIGH SCHOOL

Atomic Structure and Chemical Bonding are very important topics in any level of chemistry teaching. Despite, the approach they receive in books and during the classes seems to be inconvenient. This is a consequence of a fragmented language, which involves many concepts that are inadequately connected. Furthermore, the concept of "model", which is fundamental in teaching chemistry, is not approached. In most of the books, atomic models are presented using an inadequate historical development, looking like discoveries and not scientific creations. The atomic model adopted in high schools makes use of analogies that distorts it at the same time that the model is not appropriately connected to the periodic table. Finally, most of the time the periodic table is memorized and not interpreted nor used in the understanding of chemical bonds. Normally, they are justified using the octet rule which does not justify the macroscopic behaviour of the ionic and molecular compounds.

Due to this situation, we elaborated a text addressed to secondary school teachers. In comparison with the material used up to date, this text shows a different approach, in which the major problems currently encountered are minimized.

This proposal presents a historical development that emphasizes the creation of models for matter, standing out the concept, the importance and the main cares when showing the atomic model. The purpose of that is the acceptance of the model as a scientific construction which can be modified. The Bohr Atomic Model is used to justify the information on the periodic table and the chemical bonding formation. The periodic table, with its ionization energy and electron affinity data, is used to justify the formation of the ions which constitutes the ionic compounds. The arrangement and properties of these compounds are justified by considering the greater attraction among ions of opposite charges and the smaller repulsive forces among ions of the same charge. The term "ionic bonding" is substituted for "electrostatic interactions".

Dealing with covalent bond, the expression "dative covalent bond" is omitted. Also, the octet rule is not used to explain the formation of covalent bonds; instead, the simultaneous attraction among atoms in molecules is used. The molecular models, supported by Lewis structures, are appraised by charge density and macroscopic behaviour of molecular compounds. On the other hand, the metallic bond is based on the "electron sea model" to justify the macroscopic behaviour of substances that present this type of interaction. Again, the octet rule is not used.

The sequence used in this text is not fragmented. It starts an understanding of the term "model" which is used all over the text. The establishment of a simple model to the atom is a better practice in the learning process. This atomic model gives a good understanding of the periodic table, which is not memorized but interpreted as the text demands. It works as a support for the establishment ionic, molecular and metallic models justifying the macroscopic behaviour of compounds. Along the whole text, the development of a unique reasoning line is prioritized, in such a way that the student understands the reason of learning each of the concepts and models presented in this learning stage.

This work was evaluated by teachers who teach in the secondary public and private schools, in order to indicate the advantages and difficulties of application this proposal. The results are encouraging and point for a good acceptance of this work.

CURRICULUM VITAE

Marlene Rios Melo, 42 anos, brasileira, casada. Bacharel em química pela Faculdade de Filosofia Ciência e Letras de Ribeirão Preto – USP/RP, curso concluído em 1982; Química industrial pela Escola Politécnica – USP/SP, curso concluído em 1983; licenciada em Química pela Faculdade Oswaldo Cruz, curso concluído em 2002. Mestre em química inorgânica, linha de pesquisa em ensino de química com tese defendida em julho de 2002. Atualmente matriculada no doutorado, no Instituto de Química da UNICAMP.

Trabalhou como química industrial nas Indústrias Gessy Lever, divisão Elida-Gibbs, no controle e otimização de métodos analíticos, no período de 1984-1986. Professora de química, na escola pública, no ano de 1988; professora de química industrial, na Escola Técnica Oswaldo Cruz, no período de 1988-1989 e professora de química em curso pré-vestibular, no período de 1989-1999.

Participou da 25ª Reunião da Sociedade Brasileira de Química, com apresentação do painel com tema: “Estrutura Atômica e Ligações Químicas – Uma abordagem para o Ensino Médio”, em Poços de Caldas, Minas Gerais, 2002.

ÍNDICE

01.	Introdução	01
1.1	Fragmentação do conteúdo	02
1.2	Modelo – conceito fundamental	04
1.3	Desenvolvimento histórico inadequado	07
1.4	Modelo particulado da matéria – aceitação do vazio	13
1.5	Modelo – aproximações e analogias	15
1.6	Generalizações inadequadas da tabela periódica	20
1.7	Regra do octeto em ligação Química	24
1.8	Átomo, íon e molécula – a diferenciação é o problema	32
02.	Objetivo	34
03.	Proposta de Abordagem	34
3.1	Modelo – um conceito fundamental	36
3.2	Desenvolvimento histórico	39
3.3	Modelo atômico de Dalton	44
3.4	Modelo atômico de Dalton – Como aplicar no ensino médio/limitações	45
3.5	Modelo atômico Padrão	47
3.6	Modelo atômico Padrão e Tabela Periódica	50
3.7	Qual o modelo mais conveniente para o Ensino Médio?	55
3.8	Os átomos se transformam em íons – Interações eletrostáticas	56
	Formulação e nomenclatura do composto iônico	63
	Modelos para o $(\text{NaCl})_n$ em seus diferentes estados físicos	65
	Comportamento físico dos compostos iônicos	66
	Dureza dos compostos iônicos	67
	Ponto de fusão dos compostos iônicos	67
	Condutibilidade elétrica dos compostos iônicos	70
	Solubilidade dos compostos iônicos	71
	Considerações finais sobre compostos iônicos	71
3.9	Os átomos se unem dando origem a moléculas – Ligação covalente	74
	Estruturas de Lewis	76
	Moléculas do tipo A_2	80
	Moléculas do tipo AX	84
	Moléculas do tipo AX_2	87
	Moléculas do tipo AX_3	99
	Moléculas do tipo AX_4	104
3.10	Ligação metálica	109
	Comportamento macroscópico das substâncias metálicas	111
04.	Resultados e discussão	113
	Questionário 1	114
	Questionário 2	119
05.	Conclusão	123
06.	Bibliografia	125
07.	Bibliografia consultada	126

ESTRUTURA ATÔMICA E LIGAÇÕES QUÍMICAS NO ENSINO MÉDIO

01. INTRODUÇÃO

A abordagem do tema “Estrutura Atômica e Ligações Químicas”, desenvolvida no Ensino Médio para alunos com idade média de 15 anos, apresenta muitos problemas. Estes podem ser atribuídos ou à maneira como a disciplina Química é estruturada, ou à apresentação nos livros didáticos utilizados. Normalmente, é o livro didático que determina a forma e a época da apresentação de qualquer tema. Ele acaba sendo muito mais um ditador do conteúdo, do que um auxiliar para o professor. As razões para isso podem ser, a falta de conhecimento do professor, sua formação inadequada, as normas da Instituição na qual trabalha, ou ainda, por considerá-lo prático no momento da revisão da matéria e aplicação de exercícios.

Neste trabalho discutiremos os principais problemas encontrados nos livros didáticos, quando da abordagem do tema “Estrutura Atômica e Ligações Químicas”, já que os professores, em sua grande maioria, estruturam suas aulas a partir deles. Os livros didáticos apontados nesse trabalho, são os que estão no mercado, e estes mostram a mesma estrutura de apresentação do conteúdo. Não há propostas inovadoras nesses livros; no máximo muda a imagem do conteúdo mas não o conteúdo, nem tão pouco os conceitos que o apoiam.

As coleções utilizadas no Ensino Médio constam de três livros. No primeiro volume, utilizado no primeiro ano do ensino médio, encontraremos o tema em questão. Existe ainda, a versão volume único, também utilizada neste trabalho. Este volume serve para os três anos do Ensino Médio, e é mais utilizado pelas escolas públicas. É importante ressaltar que, os livros aqui citados, não foram escolhidos em função do autor, mas sim em função do mercado, pois não existe um autor problemático, existe sim uma abordagem problemática, e é problemática a muito tempo.

A discussão de tais problemas não tem como intenção desvalorizar o material didático disponível para o Ensino Médio, mas sim, partindo do que se tem hoje, apontar distorções de conceitos, provocadas por uma abordagem inadequada. O uso de analogias, o excesso de informação e a carência de discussão, bem como idéias

pré-concebidas do aluno sobre o assunto, contribuem para a inadequação da abordagem adotada atualmente. Para produzir um material que apresentasse um diferencial em relação aos disponíveis atualmente, tentamos identificar as dificuldades do aluno, ou seja, por quê o aluno não entende determinados conceitos, ou por quê ele normalmente os interpreta incorretamente.

Após a discussão dos problemas e/ou dificuldades dos alunos, apresentaremos uma proposta de texto para ensino do tema “Estrutura Atômica e Ligações Químicas” no ensino médio, tendo como finalidade minimizar e até solucionar os problemas apontados, através da utilização de uma abordagem diferenciada da que vem sendo adotada. Esse texto será direcionado ao professor do ensino médio, imaginando que ele identifique as dificuldades ou problemas de certas abordagens, e perceba que existem maneiras de contorná-las.

Os principais problemas que serão discutidos nesta introdução são:

- 1.1. Fragmentação do conteúdo
- 1.2. Modelo – conceito fundamental
- 1.3. Desenvolvimento histórico inadequado
- 1.4. Modelo particulado da matéria – a aceitação do vazio
- 1.5. Modelo – aproximações e analogias
- 1.6. Generalizações inadequadas da tabela periódica
- 1.7. Regra do octeto em ligação química
- 1.8. Átomo, íon e molécula – a diferenciação é o problema.

1.1 FRAGMENTAÇÃO DO CONTEÚDO

Tomando como base o tema “Estrutura Atômica e Ligações Químicas” percebe-se que os livros didáticos apresentam, geralmente, a mesma sequência: primeiro um capítulo sobre modelos atômicos, seguido de tabela periódica e, finalmente, ligações químicas. Não se relaciona, de maneira satisfatória, o modelo atômico com o modelo particulado da matéria e suas transformações físicas. Após a apresentação dos vários modelos atômicos, não se encontra uma discussão adequada para a aceitação do vazio entre as partículas, modelo particulado, que compõem a matéria. Da mesma forma, não se percebe a construção de modelos para a matéria com a presença desse

vazio, para justificar, por exemplo, a expansão dos gases, ou ainda, compreender as transformações físicas da matéria.

O modelo atômico, apresentado no capítulo de estrutura atômica, não é relacionado adequadamente com a tabela periódica, apresentada no capítulo seguinte. Além disso, esta é inadequadamente utilizada, para ajudar na compreensão da união de átomos e de íons, discutida no capítulo de ligações químicas. Por exemplo, a formação de íons não é justificada pela energia de ionização, discutida exaustivamente quando da apresentação da tabela periódica, mas sim pela regra do octeto.

A cobrança do conteúdo, através de exercícios, também é feita de maneira fragmentada. Ao final de cada capítulo são apresentados exercícios onde é cobrado o conteúdo correspondente. Raramente é visto um exercício, onde seja solicitada a relação entre o conteúdo de um capítulo, com o conteúdo de outro, ou ainda, exercícios que cobrem relação entre a teoria e os conceitos adquiridos com as observações do cotidiano do aluno, estabelecendo uma ponte importantíssima entre conceito e fenômeno. O conteúdo é ensinado de maneira fragmentada.

Essa apresentação fragmentada também pode ser percebida nas discussões de modelos moleculares e interações moleculares. Discute-se modelos moleculares e cobra-se o assunto. Apresenta-se interações moleculares e faz-se exercícios no sentido de classificar que tipo de interação está ocorrendo. O grande problema é a relação entre o modelo molecular, interação molecular e o comportamento macroscópico, que não é feita com a conexão adequada. Talvez fosse mais proveitoso, logo após a apresentação do modelo molecular para uma substância, por exemplo da água, discutir as interações moleculares resultantes desse modelo. Além disso, pode-se utilizar esses modelos, molecular e de interação, para justificar a tensão superficial, o ponto de ebulição e a expansão durante a solidificação, fazendo isso de maneira continuada e não fragmentada.

Um outro problema muito comum nesse tipo de abordagem, é a utilização de certos conceitos antes mesmo dos alunos terem estudado-os, por exemplo, é comum se falar de átomos, antes da apresentação de modelos atômicos. Ou ainda, discutir

conceitos que não serão utilizados naquele momento, por exemplo, apresentar formação de íons no capítulo estrutura atômica, sendo que esse conceito seria melhor encaixado quando da discussão de ligação iônica; definir isótopos, isóbaros e isótonos, e resolver exercícios ricos em cálculos matemáticos, também no capítulo de estrutura atômica, ao invés de fazê-los por ocasião da apresentação de radioatividade. Resumindo, muitos conceitos são apresentados e o aluno fica sem entender a sua utilidade, a não ser para a resolução de exercícios com uma cobrança específica e não de relação conceitual. O que resta a esse aluno é decorar, já que ele não consegue relacionar.

A experiência em sala de aula demonstra que, como consequência dessa fragmentação, o aluno apresenta dificuldade em estabelecer relações entre o modelo atômico, molecular e o comportamento da matéria. Em outras palavras, ele não sabe utilizar um modelo micro (conceitual e abstrato) para compreender fenômenos macro (real e prático)^{1,2}, visto que relacionar micro com macro, não é uma característica marcante dos livros textos.

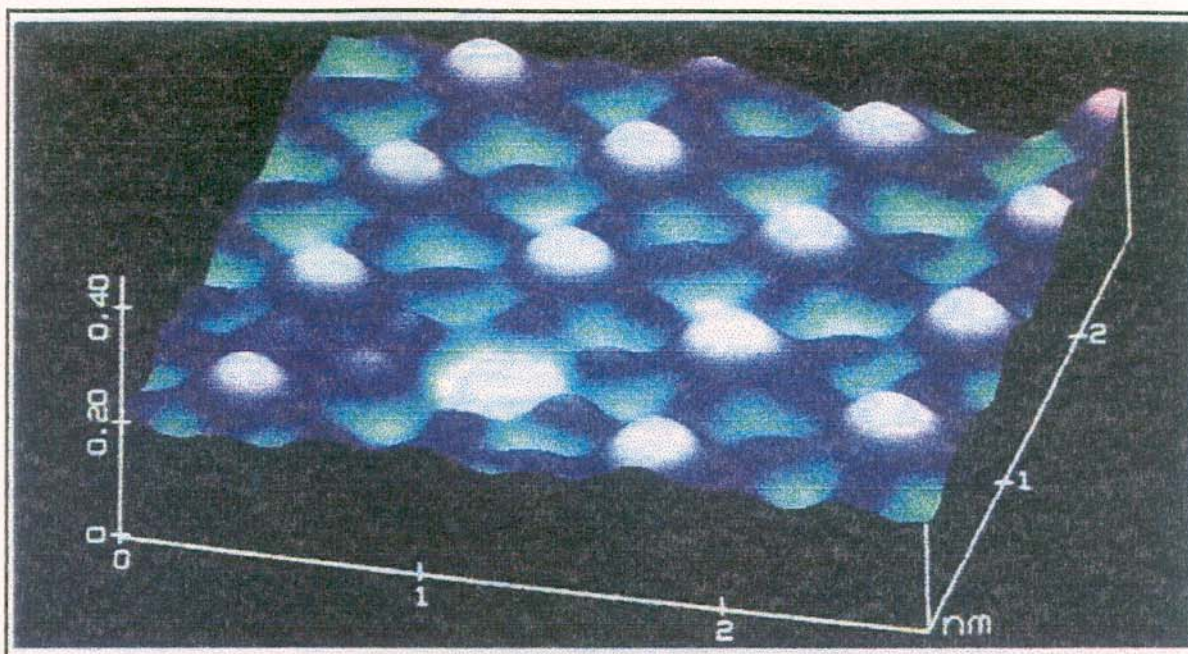
1.2 MODELO – conceito fundamental

Além da fragmentação do conteúdo, podemos citar ainda, como justificativa para compreender as dificuldades de relacionamento entre modelo atômico e comportamento da matéria, a forma como o termo **modelo** é abordado. Um exemplo disto é a definição:

*“modelo, de um modo bem simples, consiste na maneira como imaginamos que é algo a que não temos acesso”.*³

Essa definição é seguida da apresentação da figura 1. O autor³ tenta atribuir a esta figura uma visualização do átomo, como se de fato tal reprodução fosse a do átomo. Na verdade, a figura representa manifestações da matéria quando submetida a um campo magnético.

Fig. 01 – São vistos ao microscópio de tunelamento, átomos de iodo retidos sobre platina.³



A associação dessa figura com o conceito de modelo, faz com que o aluno acabe aceitando o modelo atômico como real, e não como uma construção científica sujeita a alterações, evidenciando o caráter dinâmico da ciência.

Percebe-se uma abordagem inadequada, quando feita, para o termo **modelo** no ensino médio, na qual não fica claro que modelo é uma criação da mente humana, matematicamente apoiada e cientificamente justificada. O átomo não é visível, as partículas que o compõem (prótons, neutrons e elétrons) têm sua existência comprovada através de experimentos, mas como essas partículas se arranjam no átomo, isso é um modelo, construído através da observação do comportamento da matéria.

Maskill e Pedrosa de Jesus¹ comentam: “É preciso entender que o átomo não foi descoberto, mas que sua teoria foi construída”. Eles aproveitam e citam, para melhor elucidação, Pimentel e Spratley⁴: “As partículas que mencionamos não podem ser vistas. Os químicos falam de átomos e moléculas como se eles os tivessem inventado (e inventaram). Raramente se menciona que átomos e moléculas são apenas

modelos, criados e imaginados para serem similares às experiências realizadas nos laboratórios”.

No estudo feito com alunos de 15 anos do, equivalente ao nosso, Ensino Médio em Portugal, levantou-se as concepções e questões apresentadas pelos alunos durante o estudo de modelos atômicos. As questões mais relevantes foram¹:

- *Como as pessoas sabem que o átomo existe se elas não podem vê-lo ou senti-lo?*
- *Como o átomo foi descoberto?*
- *Sendo os átomos tão pequenos, como foi possível para os físicos descobri-los e estudá-los?*

Nesse ponto percebemos a não compreensão do que é modelo atômico; o aluno entende que o átomo foi “descoberto” e então estudado, quando na verdade o átomo não foi descoberto, mas sua teoria foi construída.

No Ensino Médio, não existe uma preocupação com a discussão do termo modelo. No máximo percebe-se uma abordagem, não profunda, quando da apresentação de modelos atômicos, dando-se ao aluno a sensação, de que toda a teoria posterior é imutável e definitiva. Tal discussão é fundamental, visto que a Química está baseada em modelos, não somente os atômicos, mas também os moleculares, os de reações, os matemáticos, e essa idéia não é passada ao aluno. Fala-se de moléculas e não modelos de moléculas, reações e não modelos de reações.

Outro ponto a considerar, é que provavelmente, o aluno, que inicia o Ensino Médio, já apresenta uma concepção de modelo. Ele o considera como sendo a miniatura do que ele é capaz de ver, pois no seu cotidiano convive com modelos de aviões, bonecos como modelos de pessoas, enquanto que a construção dos modelos científicos difere da construção dos modelos conhecidos pelo aluno. Isso mostra que, na concepção do aluno, o modelo pode ser imaginado, existe e é algo concreto, que pode ser até manuseado. Portanto, se a abordagem de modelo científico não é feita com o aluno, prevalece o conceito de modelo que este carrega e não a concepção adequada de modelo para ciência.

Dos livros textos avaliados, somente um deles, apresentou a definição de modelo, conforme comentado anteriormente³. Consideramos que esse conceito é fundamental para a compreensão da Química; ele deve ser abordado, discutido, comparado com as concepções do aluno, frequentemente e profundamente, pois ele dará apoio para discussões, comparações e previsões do comportamento macroscópico da matéria. Devemos ainda discutir que todos os modelos apresentam limitações e que novos modelos são criados para superar cada vez mais as limitações, o que demonstra o caráter dinâmico da ciência.

1.3 DESENVOLVIMENTO HISTÓRICO INADEQUADO

Após a breve explanação sobre modelo, os livros didáticos apresentam o desenvolvimento histórico de vários modelos atômicos. Essa apresentação vem acompanhada da descrição dos aparelhos e conceitos físicos, envolvidos nos experimentos utilizados na elaboração dos diferentes modelos. As figuras, de 02 a 06, exemplificam como termos e conceitos são utilizados na apresentação de cada modelo. As figuras 02 faz a descrição do experimento, utilizando tubos de raios catódicos, ampolas de Crookes, que conclui pela existência do elétron. A figura 03 apresenta o experimento, utilizando a ampola de Goldstein, que conclui pela existência do próton.

Fig. 02 – Para produzir descargas elétricas em alto vácuo, utilizam-se tubos especiais denominados ampolas de Crookes, com as quais se consegue reduzir a pressão interna até 10^{-9} atm (vácuo praticamente perfeito).⁵

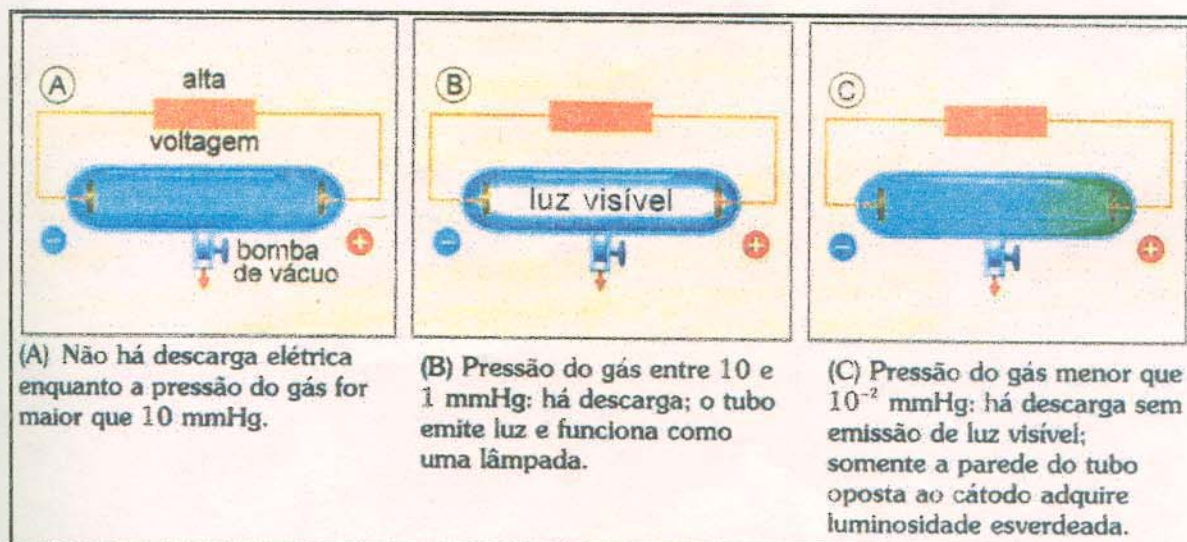
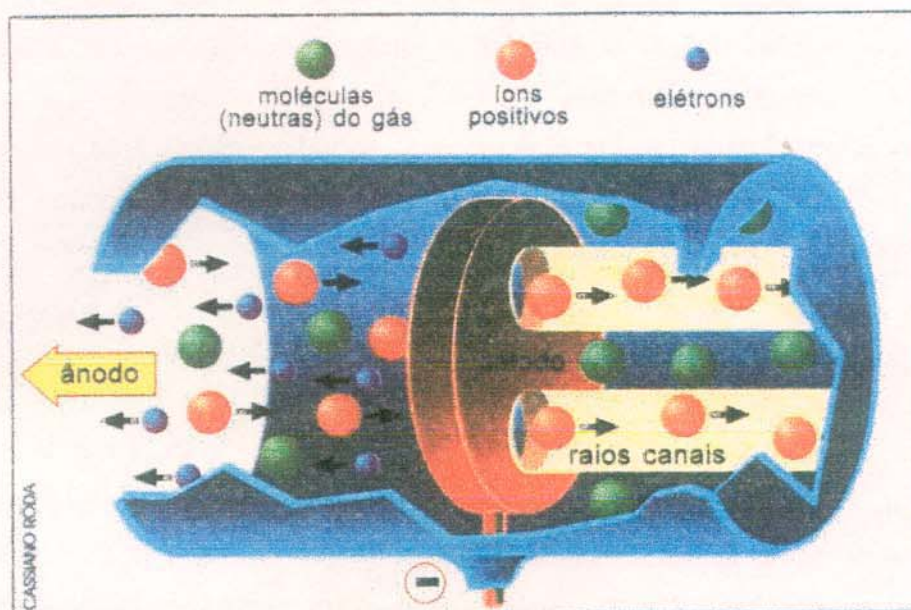


Fig. 03 – Descarga elétrica numa ampola de Goldstein. Os íons positivos do gás passam através de orifícios do cátodo produzindo um fraco brilho amarelado atrás do cátodo.⁵

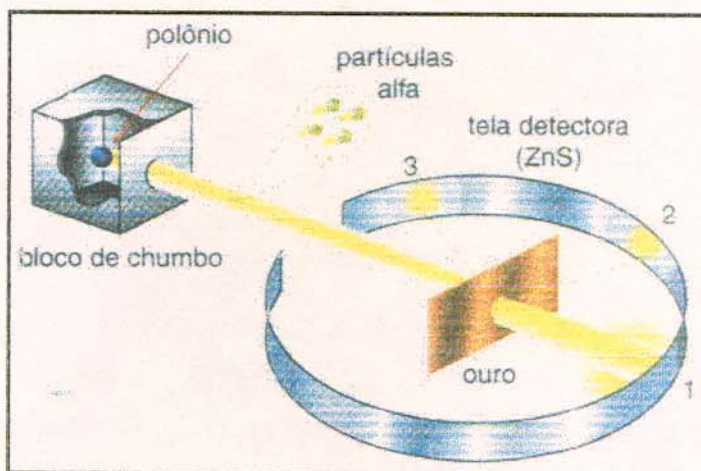


Nas figuras 02 e 03, encontramos termos como cátodo, ânodo, descarga elétrica, íons, moléculas, quando o aluno está começando a aprender sobre o átomo, ou ainda, como os modelos atômicos foram elaborados. O aluno não entende praticamente nada do descrito, dando-lhe a sensação de que o conteúdo que se segue será difícil assimilar, ou que terá de decorar todos esses termos estranhos, já que não consegue entender. Será que para compreender a construção e evolução dos modelos atômicos, e acompanhar como o homem caminhou no seu questionamento da matéria e na elaboração dos diferentes modelos atômicos, o aluno precisa entender todos esses termos?

O experimento descrito na figura 02, é seguido da conclusão para formulação do modelo de Thomson, também chamado, pelos livros didáticos, de “modelo do pudim de passas”, onde o átomo seria formado de uma esfera de carga elétrica positiva, possuindo, em sua superfície elétrons incrustados, elétrons que tiveram sua comprovação através do experimento utilizando os tubos de raios catódicos.

Já o experimento descrito na figura 03, que conclui pela existência do próton, daria subsídio, juntamente com o experimento descrito na figura 04, para a elaboração do modelo atômico de Rutherford.

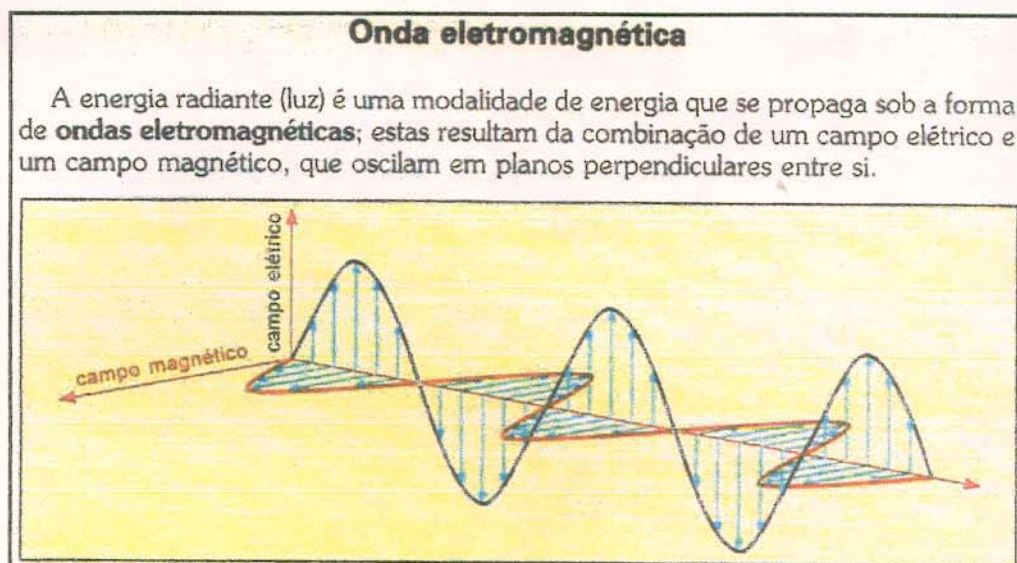
Fig. 04 – Descrição do experimento utilizado na elaboração do modelo atômico de Rutherford, onde: (1) Partículas α que atravessaram a placa de ouro; (2) Partículas α que atravessaram a placa de ouro e foram desviadas e (3) Partículas α que não atravessaram a placa de ouro.⁶



Esse experimento tem por intenção discutir a distribuição das partículas atômicas no átomo modelado de Rutherford, ou seja, o átomo seria formado de núcleo, onde estão os prótons, dotado de carga positiva, e a eletrosfera, onde estão os elétrons. Será que essa distribuição pode ser justificada utilizando partículas α , partículas essas emitidas por átomos de polônio? Ou seja, utilizar emissões atômicas para compreender o átomo? Parece confuso sob o ponto de vista do aluno.

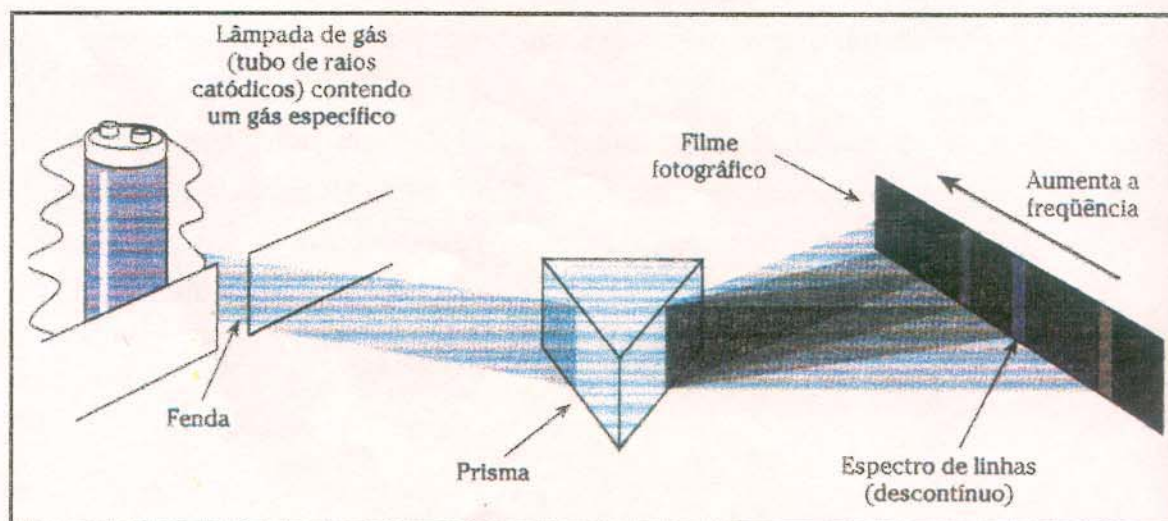
Para que o aluno compreenda o Modelo de Bohr, que sucedeu o Modelo de Rutherford, os autores conceituam onda eletromagnética, figura 05, e descrevem o experimento de espectros atômicos, figura 06, utilizado como argumentação para a elaboração do modelo de Bohr, já que o Modelo de Rutherford não é capaz de justificar esses espectros.

Fig. 05 – Um modelo de onda eletromagnética ⁵.



O conceito de onda eletromagnética, figura 05, resultante da combinação de um campo elétrico e um campo magnético, certamente, não será compreendido pelo aluno, já que esse conteúdo será ministrado na disciplina de Física, no 2º ou 3º ano do ensino médio, e estrutura atômica é ensinada no 1º ano do ensino médio. Novamente, o aluno limita-se a decorar essas definições e a Química vai ficando cada vez mais difícil de entender. Porém, será que isso é Química?.

Fig. 06 – Descrição do experimento para a observação do espectro de linhas. Esse experimento é descrito para dar apoio a compreensão da elaboração do Modelo de Bohr.³



Na figura 06 utiliza-se a decomposição da luz, emitida pelo gás contido na lâmpada, após passar por um prisma. Essa decomposição dará origem ao espectro de linhas ou espectro atômico. O modelo de Bohr é elaborado a partir da necessidade de compreensão desses espectros. Porém esse conteúdo, óptica e ondulatória, será ministrado na disciplina física, no 2º ou 3º ano do ensino médio, portanto, o aluno ficará sem entender os termos utilizados nessa figura, e esta deixará de esclarecer e passará a confundir. Outro ponto interessante, encontrado nos livros didáticos, é que a conceituação de onda eletromagnética é feita, o experimento da decomposição de luz é apresentado, porém a conexão entre todos conceitos envolvidos não é feita, como se o aluno, que já não compreende os conceitos, fosse capaz, de sozinho, relacioná-los.

Em resumo temos que a apresentação histórica de vários modelos, acompanhada do desenvolvimento científico no qual esses modelos estão apoiados, gera confusão, já que a compreensão dos instrumentos envolvidos nos experimentos, assim como as leis nas quais eles se apoiam, é de difícil assimilação para o aluno do ensino médio e de pouca ajuda na compreensão do conteúdo.

Esse tipo de desenvolvimento histórico só é interessante para pessoas que compreendem em profundidade o assunto, o que não é o caso do aluno do Ensino Médio, que está começando a ser introduzido no estudo das disciplinas Física e Química. O aluno não consegue lidar, simultaneamente, com diferentes modelos. Diferentemente dos professores, que têm a noção do todo, o aluno do Ensino Médio não apresenta conhecimento suficiente para compreender esses experimentos, os conceitos envolvidos, e ainda relacioná-los de maneira satisfatória. Consequentemente, a compreensão da evolução do pensamento científico fica perdida, sendo que essa deveria ser a proposta quando da discussão de modelos atômicos no Ensino Médio.

No estudo de Maskill e Pedrosa¹, quando vários modelos são apresentados aos alunos, estes, invariavelmente, suspeitam da necessidade dos mesmos, questionando:

- *Qual a razão para tanta variedade de modelos atômicos?*

- *Por qué a noção de átomo foi mudada recentemente?*
- *O que é modelo atômico padrão?*

Para responder a essas questões, ressaltamos a colocação de Chassot em seu livro⁷:

“...mudam os modelos, mas não a realidade. Temos na verdade uma nova idéia de átomo, ou seja, um novo átomo, para explicar uma realidade que não mudou. A mudança que ocorre é no nosso conhecimento sobre a realidade.”

Novamente, ressaltamos que o modelo atômico não é uma descoberta, é uma criação científica, criação essa utilizada para explicar e prever o comportamento macroscópico da matéria. Todo modelo, criação científica, vem apoiado em experimentos e cálculos matemáticos. Enquanto explicar e prever fenômenos ele é aceito, quando determinados fenômenos não forem mais justificados ou previstos por um determinado modelo, faz-se necessário a adequação do modelo existente. Portanto, os modelos têm limitações, talvez fosse mais interessante trabalhar as limitações de cada modelo, com uma linguagem acessível ao aluno, demonstrando o caráter dinâmico da ciência.

Tem-se ainda a considerar, nesse tipo de apresentação histórica, é que escolhe-se ocorrências históricas de interesse maior para o autor do livro, esquecendo as conexões necessárias. Trazendo como consequência a impressão equivocada de que um modelo substitui o outro, onde o anterior é sempre pior que o posterior, fazendo o aluno questionar o por quê de não se aprender apenas o modelo “correto”.

Na verdade, não há um modelo correto e sim leituras diferentes dos mesmos fenômenos macroscópicos, mostrando o caráter dinâmico da Química. Chassot⁵ diz que a escolha do modelo atômico deve ser feita, dependendo de como os átomos modelados vão ser usados depois. Precisamos, então, ter muito claro como iremos abordar ligações químicas e interações eletrostáticas, para que possamos saber o modelo mais adequado a ser adotado. Necessariamente, esse modelo não precisa ser o mais atual, nem o único, mas sim aquele(s) que permita(m) a aprendizagem de

maneira adequada, e que leve ao relacionamento do micro com o macro, do invisível com o visível.

1.4 MODELO PARTICULADO DA MATÉRIA – aceitação do vazio

Na maioria das abordagens históricas, não se esgota um modelo para se chegar a um mais evoluído. Além disso, não fica claro até que momento pode-se ou não trabalhar com um determinado modelo, e em que momento é necessário um conhecimento maior, e ainda, quais as necessidades reais que levaram à elaboração de um modelo mais aprimorado.

Ao aluno não é dada a oportunidade de assimilar esses modelos, de transformar modelos mentais em modelos gráficos para a composição da matéria. Esses modelos gráficos poderiam ser desenhos, elaborados pelos alunos, para que o professor perceba como o aluno concretiza seus modelos mentais. A apresentação histórica é feita sem se preocupar com a construção, por parte do aluno, de modelos para a matéria, corrigindo as dificuldades levantadas em estudos^{2,6}, como a não aceitação do vazio entre as partículas que as compõem.

A não aceitação do vazio implica em não aceitação do modelo particulado da matéria. Maskill e Pedrosa de Jesus¹ relatam que os alunos tem especial dificuldade quando pensam sobre o corpo humano. Para eles é muito difícil aceitar o corpo humano feito de átomos pois, aos seus “olhos”, o corpo é contínuo e não particulado. Essas questões são bastante interessantes e os livros didáticos deveriam propiciar o surgimento de questões sobre como a matéria está estruturada, a partir da compreensão de um modelo atômico.

Segundo estudos^{2,9}, os alunos acreditam que as partículas microscópicas que compõem o modelo particulado da matéria, sofrem dilatação e contração ao mudar de estado físico. Eles atribuem às partículas as mesmas propriedades apresentadas pela matéria, ou seja, para o aluno, quando um gás se expande ao ser submetido a uma temperatura mais alta, suas partículas também se expandem, quando, pelo modelo particulado, é o distanciamento entre as partículas que aumenta.

Fig. 07 - Representação da expansão das moléculas de um gás quando aquecido, segundo a interpretação de alunos canadenses². Para eles não é o espaço vazio que aumenta, mas sim as moléculas.

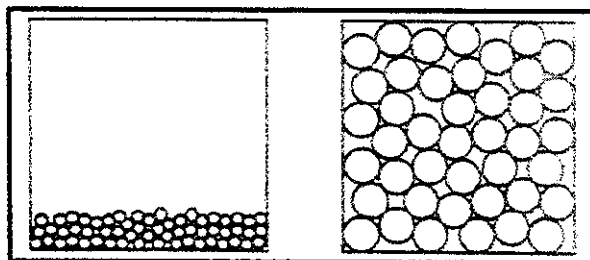
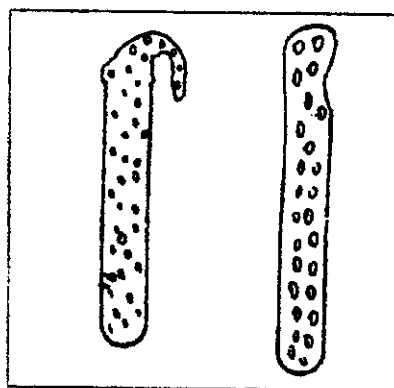


Fig. 08 – Na opinião dos alunos do ensino médio, quando um gás é aquecido as moléculas tem o mesmo comportamento que a substância, ou seja, se a substância se dilata, as moléculas também. Essa interpretação é chamada de visão substancialista.⁹



As figuras 07 e 08, representam como os estudantes concebem a expansão de gases quando submetidos ao aquecimento. A expansão é aceita como uma expansão das moléculas e não como um aumento do espaço vazio entre elas, ou então, os alunos não aceitam o vazio, e é dada às moléculas uma visão substancialista, como mostrado na figura 08.⁹

A não aceitação do modelo particulado compromete conceitos tais como, dissolução de substâncias, mudanças de estado físico sofridas pela matéria, comportamento dos gases, líquidos e sólidos, quando sob o efeito de temperaturas diferentes, etc. Talvez, fosse mais produtivo trabalhar modelos para a matéria em seus diferentes estados físicos, permitindo que o aluno desenhe como ele imagina que as partículas, de uma substância ou mistura, estão arranjadas no estado sólido, líquido e gasoso, e a partir desses modelos, desenhados pelos alunos, discutir o vazio entre

partículas, ao invés de levar os alunos a tentar entender experimentos utilizados na elaboração dos modelos atômicos.

1.5 - MODELO – APROXIMAÇÕES E ANALOGIAS

Além da não aceitação do vazio, a abordagem adotada para modelos atômicos apresenta o problema de mostrar ao aluno modelos que exigem conceitos muito abstratos. Os autores, e consequentemente os professores, adotam analogias para aproximar esses modelos abstratos do mundo real do aluno, que implicam em distorções do conceito original, distorções que as vezes tornam-se definitivas.

Na apresentação do modelo orbital, ou modelo de subníveis de energia, os livros didáticos, adotam apresentam o Princípio da Incerteza de Heisenberg, descrito da seguinte forma:

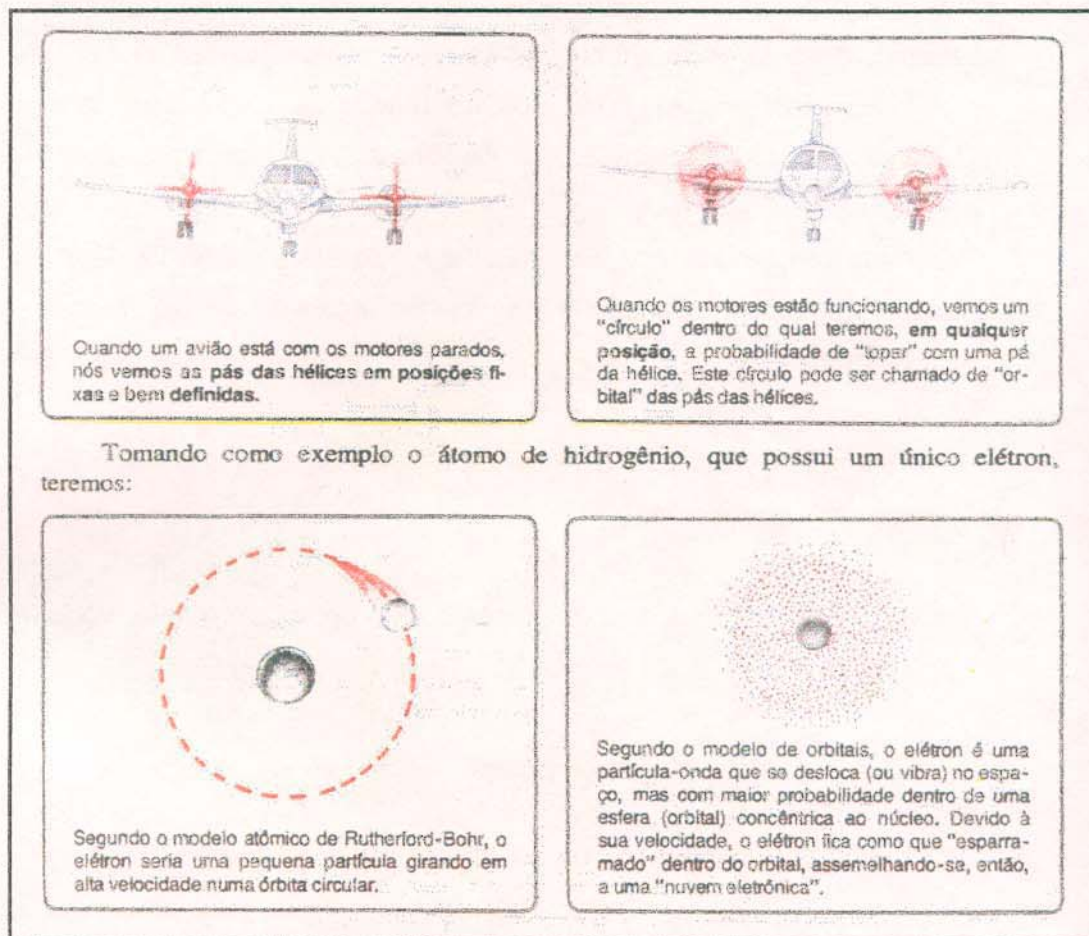
- *“O elétron é mais bem caracterizado por sua energia do que por sua posição, velocidade ou trajetória”.*³
- *“É impossível determinar simultaneamente a posição e a velocidade de um elétron no átomo”.*⁵
- *“Não é possível calcular a posição e a velocidade do elétron, num mesmo instante”.*¹⁰

Como consequência do “Princípio da Incerteza de Heisenberg”, define-se orbital como a região de máxima probabilidade de encontrar o elétron. Para que o aluno assimile esse conceito, são feitas analogias como as mostradas nas figuras 09 e 10.

Comparar o “orbital” das hélices com o orbital do elétron, pode levar o aluno a concluir que se as hélices param, o elétron também para, ou ainda, que o elétron está preso ao núcleo assim como a hélice está presa ao eixo. Dizer que o “elétron fica como que “esparrramado” dentro do orbital”, pode levar o aluno a imaginar o elétron como uma massa disforme que toma a forma do orbital. E ainda, a probabilidade de encontrar o elétron próximo ao núcleo é diferente daquela distante do mesmo, o que

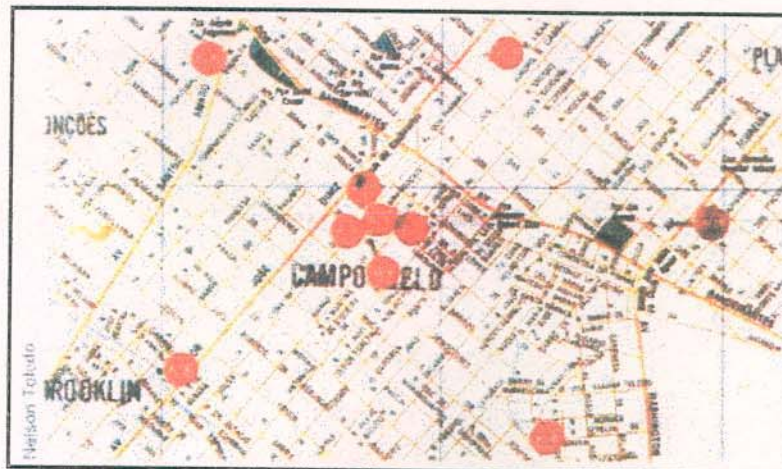
não acontece com a hélice, que apresenta a mesma probabilidade no "orbital" das hélices.

Fig. 09 – O orbital do elétron, de acordo com o autor, é análogo ao orbital das pás das hélices, e ainda, o elétron se "esparrama" dentro do orbital.¹⁰



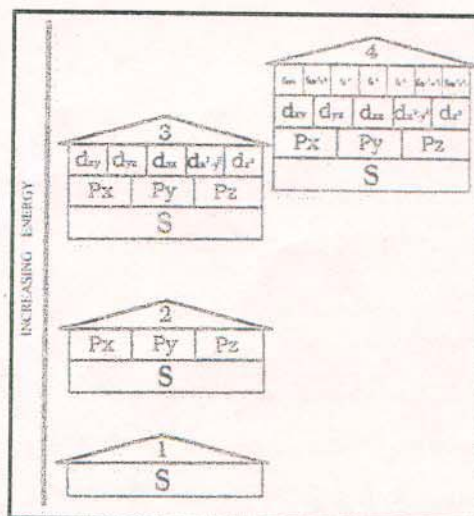
Além destas, existem analogias, que comparam o comportamento do elétron ao das pessoas. Estas requerem ainda mais cuidados, como mostrado na figura 10. A utilização dessa analogia também leva o aluno a acreditar que o elétron se movimenta tal qual as pessoas, e que é uma partícula sólida, quando sabemos que o elétron, para o modelo orbital, tem um comportamento dualístico (partícula-onda).

Fig. 10 - As regiões marcadas pelos pontos vermelhos, são os locais de maior probabilidade de se encontrar uma determinada pessoa, e, na opinião da autora o orbital do elétron é semelhante.¹¹



Após a discussão de orbital, apresenta-se ao aluno como os elétrons se distribuem na eletrosfera, ou seja, pelos níveis e subníveis. Então, novamente, analogias são indicadas, comparando-se os níveis de energia com os prédios, os subníveis com os andares e o orbital com os apartamentos, como mostrado na figura 11. As consequências dessa figura são que não dá para diferenciar subnível de orbital e ainda, se cada andar tem apenas um tipo de apartamento, então cada subnível tem apenas um tipo de orbital.

Fig. 11 – Analogia comparando o nível ao prédio, o subnível ao andar e o orbital ao apartamento.¹²



Uma outra analogia seria considerar o nível de energia a “rua do elétron”, o subnível a “casa” e o orbital o “cômodo” onde o elétron provavelmente está. Esses tipos de analogias, dão ao elétron um caráter estático e de ser vivo, com localização bem específica. Sabemos que o elétron é uma entidade física cujo comportamento é, na verdade, um modelo matemático, onde o orbital é a região calculada por esse modelo, de maior probabilidade de encontrá-lo, sua localização não é precisa da forma como as analogias deixam transparecer.

O perigo da utilização de analogias para a assimilação de um modelo abstrato, é que o aluno tende a raciocinar em termos macroscópicos, podendo levar essas analogias longe demais. Ele pode considerar que o orbital é uma região tão bem definida quanto um apartamento, ou que o comportamento do elétron é similar ao de uma pessoa. Pela dificuldade que o aluno tem de migrar do macroscópico para o micro, os limites de cada analogia não ficam bem definidos, fazendo-o estabelecer relações analógicas incorretas. Diferentemente, o professor entende o que é modelo, migra com facilidade do macro para o micro, portanto, consegue estabelecer limites para as analogias e acredita, erroneamente, que o aluno também.

Chassot⁸ cita a Bíblia ao discutir a dificuldade de se fazer modelos adequados para átomos: “...e dele não farás imagens!”. O aluno do Ensino Médio ao tomar conhecimento de analogias semelhantes as citadas anteriormente, ele cria uma imagem, e o átomo deixa de ser um modelo para ser real, palpável e similar a imagem que a analogia criou, e a idéia principal, do modelo matemático que deu origem a esse modelo atômico, é distorcida.

Caso os modelos sejam tão abstratos que exijam demasiadas aproximações e analogias, pergunta-se: será então que deveriam ser apresentados ao aluno no ensino médio? Será que é necessário a utilização de modelos tão difíceis para que ele aprenda química?

Após a apresentação de tais analogias para que o aluno assimile a distribuição eletrônica na eletrosfera, aplica-se, insistentemente, a distribuição no diagrama de Linus Pauling, obedecendo a ordem crescente de energia, mostrada na figura 12.

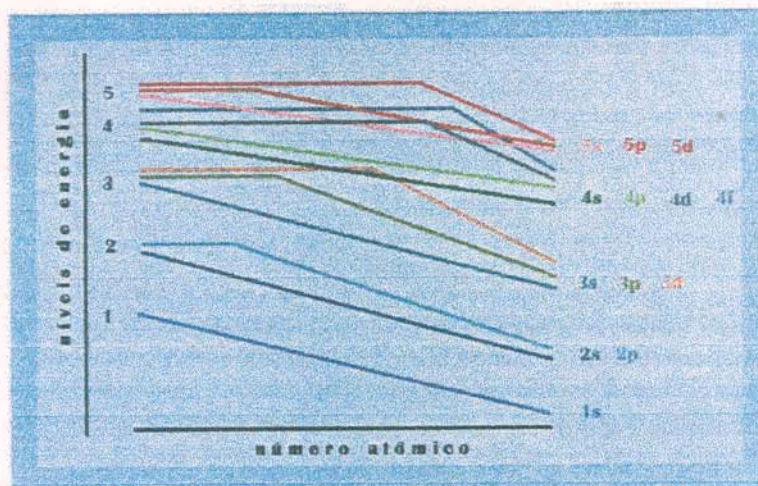
Fig. 12 – Diagrama de Pauling - utilizado no Ensino Médio para que os alunos aprendam a distribuir os elétrons pelos níveis, subníveis e orbitais da eletrosfera, seguindo a sequência dada pelas flechas. Os alunos têm muita facilidade em preenchê-lo, e os professores costumam cobra-lo frequentemente em exercícios.¹¹



Na verdade, essa sequência só é válida para orbitais vazios, e a medida que esses orbitais vão sendo preenchidos suas energias diminuem, alterando essa sequência, conforme apresentado na figura 13. Não existe uma ordem crescente de energia dos subníveis que seja válida ao longo de toda tabela periódica. Em outras palavras, a distribuição eletrônica não é totalmente previsível e sim determinada experimentalmente¹³.

O diagrama de Pauling é um artifício para a distribuição eletrônica, e como tal não é definitivo, tem limitações. Tais limitações não são passadas ao aluno, ficando a impressão que, de fato, o elétron tem uma localização perfeitamente especificada por esse diagrama, sendo assim, o elétron perde o seu comportamento dualístico, característico para esse modelo.

Fig. 13 – Representação esquemática da energia relativa dos subníveis como função do número atômico¹³.



A razão pela qual se ensina, treina e enfatiza a distribuição eletrônica segundo o diagrama de Pauling, é para conhecer o número de elétrons mais externos da eletrosfera, os elétrons de valência, e a localização desses elétrons (em qual nível de energia ou camada). Isso é feito pois, a quantidade de elétrons de valência é utilizada para saber quantas ligações covalentes aquele átomo é capaz de formar, ou ainda, que tipo de íon poderá ser formado a partir de um átomo neutro.

A utilização do diagrama de Pauling, que está associado a um modelo abstrato demais para o aluno do Ensino Médio, é desaconselhável, pois a interpretação que este aluno vai dar a esse diagrama é inadequada para o modelo no qual ele se apoia. Talvez fosse mais interessante, orientar o aluno a interpretar a tabela periódica e associá-la ao modelo atômico escolhido. A tabela, desde que adequadamente interpretada, fornece o número de elétrons mais externos e a camada onde esses elétrons estão localizados.

1.6 GENERALIZAÇÕES INADEQUADAS DA TABELA PERIÓDICA

No Ensino Médio, a tabela periódica não é utilizada como fonte de informações. Ela é apresentada em um capítulo, onde o aluno a interpreta de acordo com a

distribuição no diagrama de Pauling, e este é uma generalização conforme demonstramos pela fig. 13. Em seguida o aluno “estuda” propriedades periódicas, onde estas não são adequadamente interpretadas, mas sim generalizadas e decoradas. E ainda, algumas propriedades, tais como densidade atômica, volume atômico, ponto de fusão, ponto de ebulição dos elementos só serão citadas nesse capítulo e não mais serão discutidas.

Um dos principais enfoques dos livros didáticos, ao abordar tabela periódica, é ensinar ao aluno como as propriedades periódicas variam ao longo da tabela, conforme mostrado nas figuras 14-18 ^{5,6}.

Fig. 14 – Generalização de como o raio atômico varia na tabela periódica.⁶

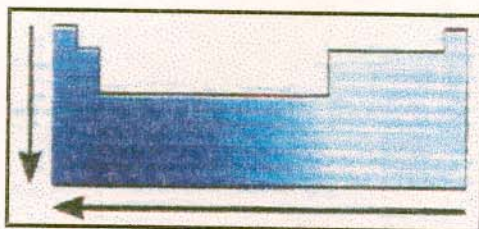


Fig. 15 – Generalização de como a afinidade eletrônica varia na tabela periódica.⁶



Fig. 16 - Generalização de como o caráter metálico e a reatividade do metal variam na tabela periódica.⁵



Fig. 17 – Generalização de como o caráter não metálico e a reatividade do não metal variam na tabela periódica.⁵

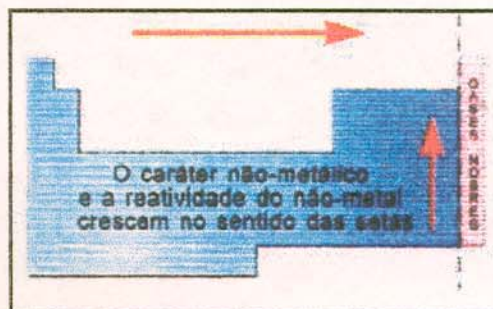


Fig. 18 – Generalização de como a energia de ionização varia na tabela periódica.⁵

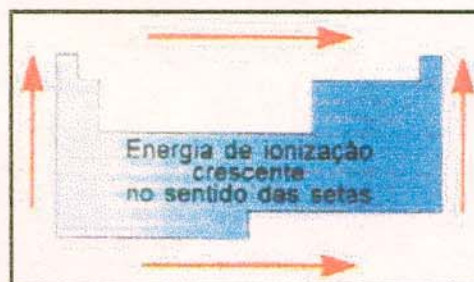


Fig. 19 – Generalização de como o volume atômico varia na tabela periódica.⁵



Com esse tipo de abordagem, o aluno acaba apenas memorizando como as propriedades periódicas se manifestam na tabela e, muito dificilmente, essas propriedades memorizadas serão utilizadas e retomadas na elaboração dos modelos atômicos e moleculares. Por exemplo, quando da apresentação da ligação iônica, o que determina a formação dos íons é a regra do octeto e não a energia de ionização e a afinidade eletrônica; o raio iônico não é utilizado para justificar a formação do retículo cristalino. Então, qual a finalidade de estudar tantas propriedades se não são utilizadas para a compreensão do restante do conteúdo?

A Tabela Periódica surgiu da preocupação de agrupar os elementos por semelhança de comportamento físico e químico. Com o desenvolvimento dos modelos atômicos, esses agrupamentos foram, e são, interpretados por esses modelos.

Inicialmente essa Tabela era organizada por ordem crescente de massas atômicas, pois o modelo atômico de apoio, na época, era o de Dalton, que considerava o átomo indivisível. Os elementos agrupados acabavam por apresentar propriedades físicas e químicas semelhantes. Em função de dados experimentais posteriores, como a constatação das partículas sub-atômicas, os modelos atômicos foram reformulados para atender às observações experimentais e, a interpretação da Tabela e de seus agrupamentos, também foi reformulada.

A interpretação que, atualmente, orienta a organização dos elementos químicos na tabela é: “as propriedades dos elementos são funções periódicas do número atômico”¹⁴. A questão fundamental atual é como a organização dos elétrons na eletrosfera afeta o comportamento dos elementos.

Pode-se interpretar a tabela através do modelo que considera a existência da eletrosfera, com níveis de energia que comportam um número máximo de elétrons. Suas linhas representam os níveis de energia ou camadas da eletrosfera e suas colunas, chamadas de famílias, contém elementos químicos com propriedades semelhantes em função do arranjo eletrônico no nível de energia mais externo. Isto significa que, conhecendo a localização do elemento na tabela, sabemos em que nível de energia estão localizados os seus elétrons de valência, enquanto que o número da família nos diz quantos são esses elétrons mais externos. A localização do elemento e a quantificação do número de elétrons de valência não precisa ser deduzida, pode apenas ser definida pela utilização da tabela como fonte de informação.

Talvez esse tipo de abordagem impeça as generalizações inadequadas e, ainda, a utilização de modelos abstratos que o aluno, nessa faixa etária, não está preparado para entender.

1.7 REGRA DO OCTETO EM LIGAÇÃO QUÍMICA

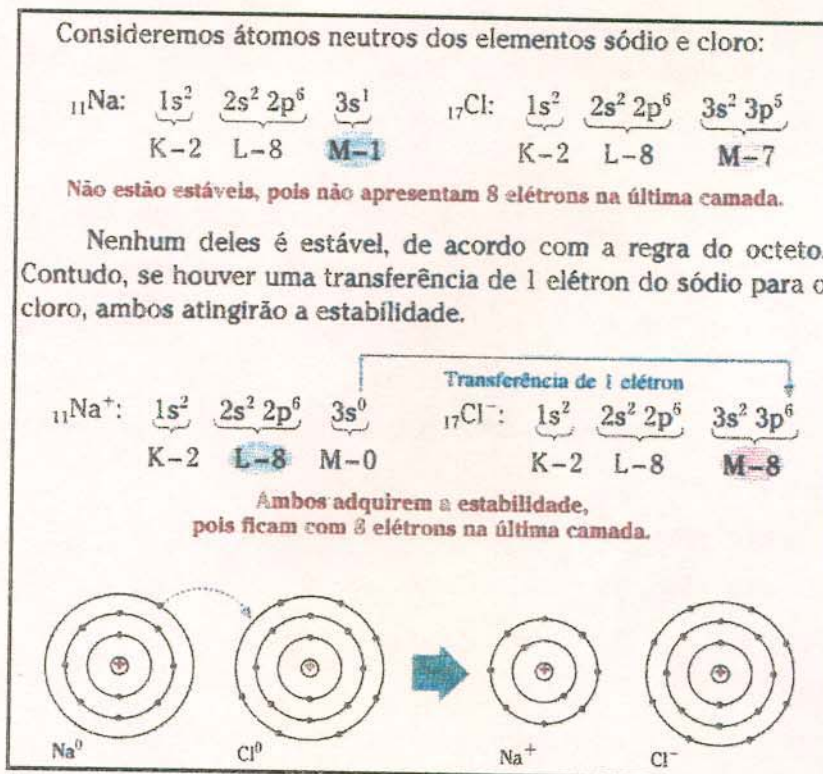
Após definir e quantificar o número de elétrons de valência, número de elétrons mais externos, seja através do diagrama de Pauling ou pela Tabela Periódica, o aluno está “pronto” para entender o que acontece com o átomo. Para tal deve assimilar a regra (quase lei) do octeto, descrita assim pelos livros didáticos:

- *“Um átomo será estável quando sua última camada possuir 8 elétrons (ou 2, caso se trate da camada K). Os átomos não estáveis se unem uns aos outros a fim de adquirir essa configuração de estabilidade.”³*
- *“Existe uma lei geral da natureza, segundo a qual todos os sistemas têm tendência a aumentar a sua estabilidade. Isso pode ser conseguido se os átomos adquirirem a configuração estável, isto é, com oito elétrons na camada mais externa (ou dois elétrons se ela for a camada K). A configuração estável pode ser obtida através do compartilhamento de elétrons entre os átomos ou da transferência de elétrons de um átomo para outro. Dessa maneira, formam-se as ligações químicas entre os átomos.”⁶*
- *“...Os gases nobres têm todos 8 elétrons no último nível, exceção feita ao hélio (He tem 2). Assim os demais elementos, para atingir uma situação mais estável, tenderiam a ficar com 8 elétrons no último nível, a camada de valência, daí o nome Teoria do Octeto para essa explicação.”¹¹*
- *“Um átomo adquire estabilidade quando possui oito elétrons na camada eletrônica mais externa, ou dois elétrons quando possui apenas a camada K (está é a chamada REGRA DO OCTETO).”¹⁰*

Então, no ensino médio, o que justifica as transformações pelas quais os átomos passam, é atingir 8 elétrons na última camada, ou dois caso se trate da camada K. A formação de íons, onde átomos neutros se transformam em partículas carregadas positiva ou negativamente, também é justificada pela regra do octeto. Por exemplo, o átomo de sódio, que apresenta um elétron na camada mais externa, “cede” esse elétron para um outro átomo transformando-se no cátion sódio (Na^+) pois, dessa forma, tornar-se-á estável. Por outro lado, o átomo de cloro, que apresenta 7 elétrons na camada mais externa,

recebe um elétron transformando-se no ânion cloreto (Cl^-), que é uma espécie estável, visto que atingiu o octeto. Esses dois íons manter-se-ão unidos dando origem a “ligação iônica”. Na figura 14 temos como é abordado no ensino médio a ligação iônica, onde a regra do octeto é utilizada para justificar a formação do composto iônico.

Fig. 14 – A formação da ligação iônica, no ensino médio, está associada à “necessidade” do elemento em atingir a estabilidade fornecida pela obediência à regra do octeto.³



Na verdade, o sódio se transforma em cátion Na^+ , porque seu núcleo exerce uma fraca atração sobre o elétron mais externo. Isso torna o sódio um elemento com baixa entalpia de ionização, energia necessária para retirar elétron de um átomo, ou seja, é relativamente fácil retirar esse elétron mais externo. Enquanto isso, o cloro tem seus 7 elétrons fortemente atraídos pelo núcleo, portanto, o cloro tem uma alta afinidade eletrônica, energia envolvida para um átomo receber elétron, permitindo que esse átomo aceite elétrons em sua última camada, formando o ânion Cl^- .

Outro ponto a observar, é que não ocorre uma “transferência” espontânea de elétrons, entre átomos do elemento químico sódio e átomos do elemento químico cloro. É mais adequado considerar que ocorra uma reação de oxidação e redução

entre átomos do elemento químico sódio e átomos do elemento químico cloro, e isso implica em considerar a energia envolvida na reação, e não uma “vontade” do átomo em atingir a configuração eletrônica do gás nobre mais próximo, prevalecendo uma visão animista.

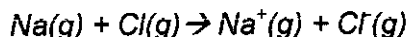
O que é determinante na formação da ligação iônica não é a formação de íons, mas sim, a formação do retículo cristalino como comenta Mortimer e colaboradores¹⁵: “É a formação da rede cristalina, através das ligações iônicas entre os íons cloreto e sódio, o que realmente estabiliza o NaCl, uma vez que essa é a etapa de maior liberação de energia.”

Neste mesmo artigo¹⁵, Mortimer discute uma questão do vestibular da Universidade Federal de Minas Gerais (UFMG), que explora os efeitos da regra do octeto sobre a aprendizagem de ligações químicas. A questão é a seguinte:

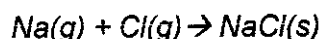
As variações de entalpia envolvidas nas etapas de formação do NaCl(s) a partir de átomos gasosos são:



1. *CALCULE a variação de entalpia da reação:*



2. *CALCULE a variação de entalpia do processo global de formação do NaCl(s) a partir dos átomos gasosos.*



3. *Considere a afirmativa:*

“O que estabiliza o cloreto de sódio é a formação dos octetos de elétrons de valência nos íons cloreto e sódio.”

A partir dos resultados obtidos nos itens 1 e 2 INDIQUE se a afirmativa é verdadeira ou falsa e JUSTIFIQUE a resposta.

Os alunos avaliados demonstraram saber calcular as variações de entalpia (ΔH), tanto para o item 1, quanto para o 2. Como o ΔH para a reação do item 1 é positivo, o processo é endotérmico; portanto, para formar os íons, e os octetos, ocorreu absorção de calor. Já o ΔH para a reação do item 2 resultou negativo, o processo é exotérmico; logo, ocorreu liberação de energia para formar o NaCl(s) . Logo, esses resultados deveriam levar o aluno a considerar que, a formação dos octetos nos íons não é responsável pela estabilidade do NaCl(s) . O que estabiliza o sal de cozinha, de acordo com o cálculo do item 2, é a formação do retículo cristalino, e não do octeto, pois a formação do cristal libera energia enquanto que do octeto absorve.

Nesta avaliação, a justificativa que obteve maior percentagem foi rotulada como Regra do Octeto. Sob esse rótulo, considerou-se todos os estudantes que usaram a própria Regra do Octeto, ou que fizeram menção a ela para justificar a afirmativa do item 3. Como exemplo desse tipo de resposta, podemos considerar a justificativa de que a afirmação é verdadeira porque:

- *“o que estabiliza o NaCl é o Cl recebendo um elétron e completando 8 elétrons na última camada e o sódio perdendo um elétron e ficando com a camada anterior completa”.*
- *“para estabilizar o NaCl há formação dos octetos nos íons Cl^- e Na^+ , liberando grande quantidade de energia”,*
- *“se não ocorrer a formação dos octetos nos íons $\text{Na}^+_{(g)}$ e $\text{Cl}^-_{(g)}$ não formará NaCl, pois Na(g) e Cl(g) não reagirão entre si.”*

“...Os resultados confirmam a dificuldade dos estudantes em reconhecer um fato empírico, ou um resultado experimental, como perturbador e potencialmente refutador de uma determinada “verdade” aprendida através do ensino. Esse fato demonstra que a relação entre evidência experimental e teoria não vem sendo enfatizada no ensino de química, uma vez que o estudante parece não estar habituado a trabalhar com a possibilidade de que um fato experimental possa refutar uma afirmação teórica.”¹⁵

Deve ficar claro que, esse tipo de comportamento do aluno, perante uma evidência experimental, é responsabilidade da abordagem adotada no ensino médio. Nessa abordagem, o importante não é confrontar dados experimentais com conceitos, mas apenas a assimilação de conceitos sem conectá-los com evidências experimentais.

Existem outras consequências desfavoráveis à aprendizagem das ligações químicas, quando justificadas pela regra do octeto. Na formação da “ligação iônica” diz-se, por exemplo, que o átomo de sódio cede um elétron para o átomo de cloro, dando origem ao cátion sódio e ao ânion cloreto. Consequentemente, há a formação de “uma ligação iônica” entre o cátion sódio e o ânion cloreto. De acordo com Taber¹⁶, esse tipo de abordagem induz o aluno a pensar que o número de “ligações” entre o cátion e o ânion fica limitado ao número de elétrons “transferidos”.

Nesse estudo¹⁶, quando se apresenta ao aluno, do ensino médio um modelo de um cristal iônico do NaCl, onde se tem um cátion rodeado por seis ânions e um ânion rodeado por seis cátions, alguns deles acreditam existir apenas uma ligação iônica enquanto que as outras cinco são apenas “forças”. Além disso, outros se quer sabiam justificar o modelo apresentado, acreditando estar este errado, visto que só aceitavam uma “ligação” entre íons.

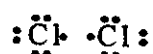
Em alguns casos, fica para o aluno a impressão que, “ligações iônicas” são formadas somente entre átomos que doam e recebem elétrons. Novamente, devemos considerar que, átomos não “doam” elétrons e outros “recebem”, mas sim átomos reagem com outros átomos, nesse caso uma reação de oxidação/redução, onde ocorra a transferência de elétrons, transformando-os em cátions e ânions.

Outro ponto a ser levado em conta é que, experimentalmente, obtemos precipitação de cloreto de prata pela mistura de soluções de cloreto de sódio com nitrato de prata. A formação desse precipitado, composto iônico, ocorreu sem transferência de elétrons da prata para o cloro, ou melhor dizendo, sem reações de oxidação/redução entre o metal prata e o gás cloro.

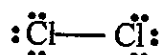
Na abordagem no Ensino Médio, uma outra forma do átomo atingir a estabilidade, ou seja, 8 elétrons na última camada, seria o compartilhamento de elétrons, ligação

covalente, com outros átomos dando origem a moléculas. Esse compartilhamento pode ser explicitado utilizando-se as estruturas de Lewis.

A estrutura de Lewis para uma molécula, corresponde a uma representação que mostra todos os elétrons do nível de energia mais externo de cada um dos átomos presentes na mesma, tanto aqueles que participam dos vários tipos de ligações quanto aqueles que não são compartilhados¹⁷. Então, tomemos como exemplo a molécula de gás cloro (Cl_2). Cada átomo do elemento cloro, apresenta sete elétrons de valência, representados como segue:



Esses dois átomos compartilham um par de elétrons (representado na estrutura a seguir por um traço que corresponde à ligação covalente), pois dessa forma ambos, que antes apresentavam 7 elétrons na última camada, apresentam agora oito. Esse par de elétrons que é compartilhado pertence ao mesmo tempo aos dois átomos de cloro, resultando na seguinte estrutura de Lewis para a molécula de gás cloro (Cl_2):



Na abordagem no Ensino Médio, o que mantêm os átomos de cloro unidos é o fato de que, com essa união, ambos atingem o octeto pelo compartilhamento de um par de elétrons e portanto esse composto é estável. Talvez fosse melhor considerar que, os átomos de cloro se mantêm unidos através do compartilhamento de um par de elétrons, pois essa situação é mais favorável energeticamente do que se comparada com os átomos isolados.

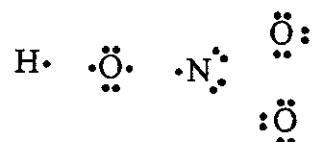
A razão pela qual átomos neutros compartilham pares de elétrons, não deve estar relacionada à obediência à regra do octeto. Seria mais interessante considerar que, os átomos, para formar um composto molecular, se aproximam de tal forma a produzir a maior atração simultânea possível entre os elétrons e os núcleos participantes, e também a menor repulsão possível entre elétrons e entre núcleos. Quando essa condição ocorrer então a ligação covalente será possível.

Introdução

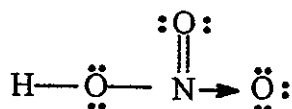
Atendendo à regra do octeto, temos ainda a definição da ligação covalente coordenada ou ligação dativa, definida no ensino médio como:

- *"é aquela na qual um dos átomos entra com dois elétrons para o compartilhamento e o outro com nenhum."*⁸
- *"...Trata-se não mais da ligação covalente normal, onde cada ligação é formada por um elétron de cada átomo, mas de um novo tipo de covalência chamada covalência dativa, na qual o par eletrônico é trazido por apenas um dos átomos de ligação, do ponto de vista energético."*¹⁰
- *"Ligação dativa ou coordenada é um par de elétrons compartilhado entre dois átomos, sendo que esse par de elétrons é fornecido apenas por um dos átomos participantes da ligação. Ela ocorre quando um dos átomos participantes da ligação já completou o seu octeto e o outro ainda não"*⁵
- *"A ligação covalente dativa ou coordenada é a ligação por par de elétrons, sendo estes provenientes de um só dos átomos"*¹¹

Consideremos a estrutura de Lewis para a molécula de HNO_3 onde, a abordagem que se faz, normalmente, no ensino médio, é representar os elétrons de valência de todos os átomos envolvidos na composição da estrutura:



Estabelece-se as ligações, covalentes e dativas, necessárias para atingir o octeto para o nitrogênio e oxigênio, e o dueto para o hidrogênio:



A ligação entre o N e o O representada por uma flecha é a chamada ligação covalente dativa, onde o N participa com dois elétrons para o compartilhamento e o oxigênio com nenhum.

Talvez fosse mais conveniente considerar que os elétrons participantes da ligação, os elétrons de valência, são indistinguíveis. Os pares de elétrons compartilhados irão se localizar entre os núcleos dos átomos envolvidos na formação da molécula, de tal forma a resultar na maior atração possível entre prótons e elétrons, e na menor repulsão possível entre elétrons e entre núcleos.

Os pares de elétrons, a partir do momento da formação da molécula, não pertencem mais a um núcleo ou outro, mas sim à molécula originada a partir dos átomos. Logo, não há sentido em utilizar o termo “ligação covalente dativa ou ligação coordenada”, onde um determinado átomo, quando na verdade é núcleo, compartilha o “seu” par de elétrons. Os elétrons não pertencem mais a um núcleo ou outro, pois esses elétrons serão atraídos pelos núcleos, que compõem a molécula, de maneira indistinta.

Em resumo, poderíamos considerar: **As transformações que os átomos sofrem, não estão relacionadas com a tendência de reunir 8 elétrons ao seu redor. Na verdade, o que orienta estas transformações é o quão favorável vai ser a situação que o sistema, como um todo, atingir, em relação à situação original, do ponto de vista energético.**

Dizer que a regra do octeto, da forma como é abordada no ensino médio, facilita o aprendizado, não é verdade; pelo contrário, ela limita a capacidade de aceitação de fatos, como a reatividade dos gases nobres, já que esses contém 8 elétrons na camada mais externa, exceção feita ao Hélio. Além disso, ela não justifica a formação de compostos que apresentam elétrons de valência a partir do 3º nível de energia, que não respeitam essa regra tão mencionada e enfatizada.

E ainda, a regra do octeto não é utilizada, no ensino médio, para justificar a formação de compostos metálicos estáveis, onde o livro texto³ cita: “A regra do octeto não explica a ligação metálica”. Embora a regra do octeto explique a ligação metálica, essa é explicada pelo modelo do “mar de elétrons”; átomos de elementos metálicos, cujos elétrons, em função da baixa entalpia de ionização, estão susceptíveis à fraca atração por parte dos vários núcleos que compõem o composto metálico, dão origem a

cátions e esse modelo, no ensino médio, é considerado como não relacionado com a regra do octeto. Então utiliza-se raciocínios diferentes, fragmentados, para explicar os três tipos de ligação química.

Como consequência do discutido anteriormente, é natural que o aluno tenha dificuldade nessa parte do estudo. O grande ponto é que, entender ligações químicas é fundamental para a evolução do conhecimento químico, visto que a Química é formada de substâncias, e essas substâncias são formadas de moléculas, originadas a partir de ligações, que são explicadas a partir de modelos. Esses modelos devem seguir uma linha de raciocínio, para que o aluno não acabe acreditando que a Química é uma ciência que prima por decorar o conhecimento e não entendê-lo.

1.8 ÁTOMO, ÍON E MOLÉCULA – A DIFERENCIAÇÃO É O PROBLEMA

Após a apresentação das ligações químicas, conceitos como, átomo, íon e molécula deveriam estar perfeitamente entendidos pelos alunos. Porém, a experiência em sala de aula e estudos^{2,18} apontam erros conceituais na diferenciação desses conceitos. Esses erros devem-se, em primeiro lugar, à forma como os educadores se expressam; por exemplo, diz-se hidrogênio tanto para o átomo de hidrogênio isolado como para o gás hidrogênio, molécula diatômica, ou ainda, que a molécula de água contém hidrogênio e oxigênio, quando na verdade deveria se dizer que a molécula de água foi obtida a partir de dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio.

Quando o átomo de hidrogênio participa de uma atração simultânea com um átomo de cloro, a molécula de HCl não apresenta mais nenhuma característica do hidrogênio ou do cloro. Agora, ela é uma nova entidade, com interações núcleo/elétrons completamente diferentes das interações existentes enquanto os átomos estavam isolados.

Outra forma de expressão que conduz à confusão é dizer que determinados alimentos contém ferro ou cálcio, quando na verdade contém sais de ferro, sais de cálcio, etc., ou seja não há consumo de ferro mas sim de íons ferroso e férrico, dissolvidos nos alimentos. É importante que o aluno entenda que o íon sódio não é

mais sódio, mas sim, foi obtido a partir do átomo de sódio, e que apresenta agora um novo comportamento já que é uma nova entidade.

Deve-se, constantemente, chamar a atenção do aluno para a diferenciação dessas entidades químicas (átomo, íon e molécula). Então Na^{1+} é o cátion que teve origem no átomo de Na e não um átomo de Na com uma carga positiva. A fórmula H_2O , representante da substância água, significa que a molécula foi obtida a partir de dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio e não a molécula contém dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio, pois, a partir do momento da formação da molécula, os átomos perdem sua identidade inicial para dar origem a uma nova entidade, a molécula.

A diferenciação entre essas entidades químicas é problemática pois, no ensino médio não é ressaltada a importância desse tipo de discussão após o estabelecimento de um modelo atômico, iônico ou molecular.

Esses são os principais problemas encontrados na abordagem no Ensino Médio do tema “Estrutura Atômica e Ligações Químicas”, problemas esses respaldados em artigos e trabalhos científicos. O ponto central é: como mudar essa situação mantida durante tanto tempo? Como retirar os vícios estabelecidos no sistema de ensino da rede pública e particular? É necessário desenvolver um material de apoio ao professor do ensino médio, com estrutura não fragmentada, linguagem acessível e onde os problemas citados anteriormente sejam minimizados, e até solucionados, com propostas de inovação para o ensino de Química.

02. OBJETIVOS

O objetivo desse trabalho é produzir um texto que apresente uma abordagem, para o conteúdo "Estrutura Atômica e Ligações Químicas", diferenciada daquela que vem sendo adotada pelos livros didáticos e, conseqüentemente, por uma grande parte do corpo docente das escolas do ensino médio. Este material deve dar pleno apoio ao professor, mostrando-lhe os principais problemas e cuidados a serem adotados com a linguagem, com conceitos, o uso de analogias, etc, quando da abordagem desse assunto em sala de aula.

Este trabalho apresenta uma proposta de abordagem onde ocorre a minimização desses problemas, com uma estrutura menos densa em termos de conteúdo, porém mais rica em termos de conexão modelo atômico/molecular com transformações sofridas pela matéria.

Este material não deve ainda ser aquele que o professor irá utilizar em sala de aula, mas sim, um que lhe dê apoio para entender a necessidade e a forma de efetuar uma mudança, na abordagem atualmente utilizada no Ensino Médio. Futuramente, pretende-se preparar uma material específico para sala de aula, mostrando ao professor, como trabalhar esse tema no ensino médio, com exercícios e, distribuição dessa discussão, dentro do tempo que esse professor dispõe no Ensino Médio.

03. PROPOSTA DE ABORDAGEM

O texto proposto para apresentar "Estrutura Atômica e Ligações Químicas" no ensino médio, tem, resumidamente, a seguinte sequência e abordagem:

1. **Modelos** - ressaltando conceito, importância e os principais cuidados quando da apresentação do termo modelo, para que o aluno o aceite como uma construção científica sujeita a alterações, evidenciando o caráter dinâmico da Química.
2. **Desenvolvimento histórico de estrutura atômica** - enfocando a evolução do pensamento científico na Química, na compreensão da matéria e de suas transformações, utilizando apenas argumentos compreendidos pelo aluno. As

experiências utilizadas para a criação de modelos atômicos não são apresentadas, visto que o aluno não consegue entendê-las, conseqüentemente, não conseguirá imaginar o átomo, apresentando dificuldade para interpretar suas propriedades características e seus parâmetros.

3. **Modelo atômico de Bohr** – considerando que esse modelo, embora não seja o mais atual, é o que torna a aprendizagem, nessa fase, facilitada. A existência de modelos mais evoluídos, para responder a perguntas mais complexas e não abordadas no ensino médio, deve ser comentada com os alunos para que eles saibam que este assunto é dinâmico e continua a ser estudado.

4. **Modelo atômico e a Tabela Periódica** – a tabela periódica é interpretada através do modelo atômico de Bohr. Suas propriedades são discutidas à medida que o conteúdo exige, e não mais serão apresentadas para serem memorizadas em um capítulo, como é feito atualmente no ensino médio.

5. **Interações eletrostáticas** - o termo ligação iônica é abandonado e substituído por interações eletrostáticas. A formação do íon não é justificada pela regra do octeto, mas sim, pela enia de ionização e afinidade eletrônica. O importante em interações eletrostáticas não é a formação dos íons, como é enfatizado atualmente no ensino médio, mas sim a formação do retículo cristalino do composto iônico. O arranjo e propriedades dos compostos iônicos são justificados pelas interações coulombianas, pela maior atração entre íons de cargas opostas e menor repulsão entre íons de mesma carga, e pela energia liberada na formação do retículo cristalino. Modelos gráficos para os diferentes estados físicos dos compostos iônicos são construídos, utilizando o Modelo de Dalton, para permitir a aceitação do vazio entre íons.

6. **Ligação covalente** – esse tipo de ligação não é justificada pela regra do octeto, como se faz no ensino médio, mas sim pela maior atração simultânea entre os átomos que compõem a molécula. Os modelos moleculares, elaborados pela construção das estruturas de Lewis, tendo como apoio o modelo de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência, são avaliados pela densidade de carga, recurso não utilizado no ensino médio. A aceitação do vazio entre moléculas é feita pela construção de modelos

gráficos, utilizando o Modelo de Dalton, para os diferentes estados físicos das substâncias.

Após o estabelecimento de modelos moleculares, as interações moleculares são explicadas e, conseqüentemente, o comportamento macroscópico das substâncias moleculares é justificado por essas interações.

7. Ligação metálica – utilizamos o modelo do “mar de elétrons” para justificar o comportamento macroscópico das substâncias metálicas, que é coerente com o modelo adotado tanto para interações eletrostáticas como para ligação covalente.

3.1. MODELO – um conceito fundamental

Modelo – conjunto de hipóteses sobre a estrutura invisível, ou microscópica, da matéria, pelo qual se procura explicar e prever, dentro de uma teoria científica, as propriedades macroscópicas da matéria. A seguir, apresenta-se uma proposta de abordagem que permita a compreensão da elaboração de modelos, e como estes se desenvolveram e se desenvolvem em ciência.

O homem manuseou a matéria, submeteu-a ao fogo, trabalhou-a, moldou-a e aprendeu a utilizá-la no seu dia a dia. Em seguida, o homem filosofou sobre a matéria, criou teorias para a constituição microscópica desta, ou seja, imaginou o invisível, imaginou como deveria ser aquilo que não estava ao alcance dos seus olhos, criou modelos para a matéria. Ao criar modelos e relacioná-los com dados experimentais, o homem transformou a Química em ciência.

A Química estuda as transformações da matéria. O químico, aquele que pratica a Química, submete a matéria às transformações e registra o comportamento da mesma perante essas transformações, ou seja, registra o seu comportamento macroscópico. Outra preocupação do químico é, apoiando-se na observação do comportamento macroscópico, imaginar a matéria, ou seja, criar modelos para a ela. A relação entre teoria, imaginar o microscópico criando modelos, e prática, tabulação do

comportamento macroscópico da matéria, faz com que o químico consiga entender e, principalmente, prever o comportamento da matéria.

Toda a Química está baseada em modelos, o mais importante é o modelo atômico, pois a partir deste, temos os modelos moleculares, os modelos de reações, apoiados em modelos matemáticos, ou seja, temos diversos modelos científicos. Modelos científicos são criações da mente humana, portanto, a concepção de modelo científico difere da concebida pelo aluno, onde, modelo é uma replica daquilo que ele conhece, como por exemplo, modelos de aviões, que são a miniatura de um, bonecos como modelos de pessoas, etc.

O modelo atômico também é uma criação da mente humana, já que o átomo não é visível. Essa criação está apoiada na observação do comportamento da matéria e cálculos matemáticos. O modelo deve ser capaz de justificar e também de prever o comportamento da matéria.

Os modelos evoluem juntamente com a ciência, ou seja, à medida que o comportamento da matéria pode ser observado e quantificado por instrumentos mais precisos, os modelos atômicos necessitarão de atualização para justificar e prever esse novo comportamento; assim, os modelos são prováveis e não definitivos.

Em função da importância desses modelos na aprendizagem da Química, alguns cuidados importantes devem ser tomados quando da apresentação destes aos alunos. Os modelos são criações, expressas pelo professor através de uma linguagem escrita e verbal. Porém é muito importante que o professor confirme se os modelos, transmitidos por ele, estão sendo adequadamente interpretados pelos alunos e se estes são capazes de elaborar modelos para a matéria.

Outro ponto é que, no ensino médio, é comum a utilização de analogias para aproximar o modelo do mundo real. O uso de analogias deve ser evitado para que o modelo não deixe de ser um modelo e o aluno não passe a acreditar que a entidade modelada é real, ou ainda que os átomos sejam vivos e sensíveis como alunos demonstram em estudos^{1,2,19}, onde encontramos questões do tipo:

Qual o tamanho do átomo?¹

Qual a cor dos átomos?¹

O átomo é sólido?¹

O átomo tem vida?²

As analogias devem ser evitadas, também, em função da dificuldade que o aluno apresenta em migrar do macro para o microscópico, fazendo com que os limites de cada analogia não fiquem bem definidos, levando-o a estabelecer relações analógicas incorretas. No item 1.5 apresentou-se como as analogias desfazem a idéia de modelo. Com o uso de analogias a idéia de modelo passa a ser substituída por uma imagem concreta, definitiva e inadequada à evolução da construção de novos modelos mentais, já que a Química é uma ciência e como tal é dinâmica, sujeita a aprimoramentos conceituais em função da evolução tecnológica. Já o professor entende o que é modelo, migra com facilidade do macro para o micro, e portanto, consegue estabelecer limites para as analogias e acredita que o aluno também.

Resumindo temos, deixe muito claro para o aluno que, por exemplo, o átomo não é visível, portanto não há "fotos" do átomo. O modelo é uma forma de imaginar como seja o micro para explicar o comportamento macro. Confirme os conceitos que o aluno traz sobre modelo. Alerta-o que em ciência o conceito de modelo difere daquele que ele conhece. Os modelos evoluem a medida que os métodos de controle do comportamento da matéria evoluem. Não existe modelo definitivo, existe o modelo que responde a maioria das perguntas, porém até o modelo mais recente não responde à todas as perguntas sobre o comportamento da matéria, então, provavelmente teremos novos modelos, ou ainda, um aperfeiçoamento do mais recente. O fato é que, todos os modelos têm limitações e cabe ao professor passar as limitações de cada modelo. A utilização de analogias deve ser evitada, e o professor deve constantemente checar se a visão passada do modelo ficou adequadamente estabelecida e, ainda, se o aluno entende a dinamicidade do processo envolvido na elaboração de modelos científicos.

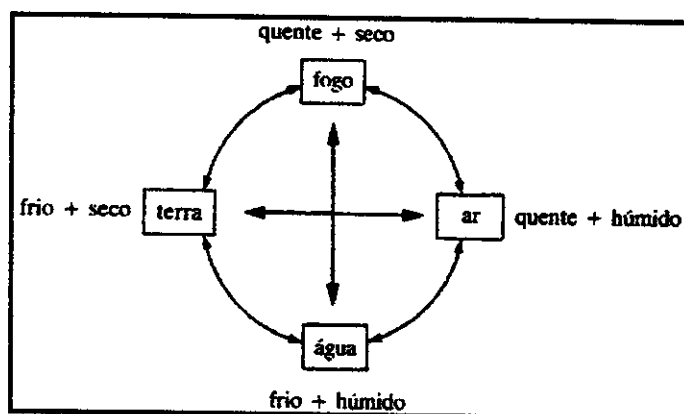
A seguir entenderemos como o homem observou a matéria, elaborou modelos para a mesma e quais os modelos mais utilizados em Química.

3.2 DESENVOLVIMENTO HISTÓRICO

Na antiguidade, tendo o homem dominado o fogo, ele praticava operações metalúrgicas que permitiam a obtenção de metais tais como cobre, ouro, prata, etc., a partir de minérios encontrados na natureza, que os contém de maneira impura. Empregava esses metais para a produção de ligas utilizadas em ferramentas, utensílios domésticos e moedas. O homem que manipulava a matéria, algo dotado de massa e volume, não se preocupava com a constituição microscópica da mesma, apenas a manipulava para uso cotidiano.

Os filósofos gregos, que pouco valor davam a essa utilização prática da matéria e muito valorizavam pensar e entender a sua constituição, pois isso significava entender a própria existência, geraram duas teorias para explicar a constituição da matéria: a teoria dos elementos e a teoria atômica. Na teoria dos elementos, cria-se um modelo para a matéria, onde esta é contínua, sem vazios, divisível até o infinito, escola Aristotélica, formada pela combinação dos quatro elementos: água, fogo, terra e ar. Esses elementos podiam transmutar, dando origem a outros.²⁰

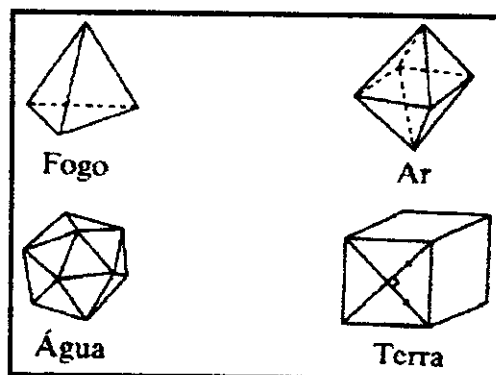
Fig. 15 – Transformação dos elementos segundo Aristóteles. O processo pode ser cíclico, muda uma só qualidade, ou em cruz, mudam as duas qualidades.²⁰



Outra forma da teoria dos elementos está na abordagem de Platão, na qual a estrutura dos elementos é mostrada na figura 16.

Para Platão, os elementos poderiam sofrer uma dissociação nos seus triângulos equiláteros, que eram assumidos como a unidade básica da estrutura dos elementos. Estes triângulos se recombinariam dando origem a um novo elemento, onde, por exemplo, 1 água (12 triângulos equiláteros) é igual a 3 fogo (3x4 triângulos equiláteros).

Fig. 16 – A estrutura dos elementos segundo Platão, onde a base para a construção é o triângulo.²⁰



Já na teoria atômica, imaginou-se, modelou-se a matéria como não contínua, dotada de vazios e podendo ser dividida até o átomo, unidade indivisível da matéria. Dessa forma o sólido era formado de átomos entrelaçados ou emaranhados; já os líquidos eram compostos por átomos lisos e redondos, rolando uns pelos outros. Essa linha filosófica justificava estado físico, cor, odor, etc.²⁰

A teoria dos elementos prevaleceu durante muito tempo sobre a teoria atômica, já que esta última era materialista, permitindo ao homem não temer a morte, pois ele também era matéria formada por átomos e os átomos não eram susceptíveis ao castigo dos Deuses. Já a teoria dos elementos, impregnada de misticismo e do sopro divino, apresentava uma maneira de encarar o ser, mais consistente com a linha de pensamento religiosa da época.

Baseando-se na teoria dos elementos, a alquimia se desenvolveu, atingindo seu apogeu nos séculos XV e XVI. Nessa época, os alquimistas, que carregavam o conhecimento das técnicas metalúrgicas, passaram a ter como preocupação a descoberta da "pedra filosofal". Esta deveria ser capaz de transformar metais não

nobres como, por exemplo, o chumbo, em metais nobres como ouro e prata, processo chamado de transmutação, e também a obtenção de elixires milagrosos.

Nesse período observamos o homem, embora com um embasamento extremamente místico, preocupado em transformar a matéria, retomando o questionamento sobre a constituição da mesma, como pode-se observar no trecho extraído do livro de Chassot²¹:

*“O chumbo é uma espécie de prata invadida pela doença mineral da humorosidade, maleabilidade, negrume e peso; quando estes forem postos à parte, teremos de novo a prata verdadeira”.*²²

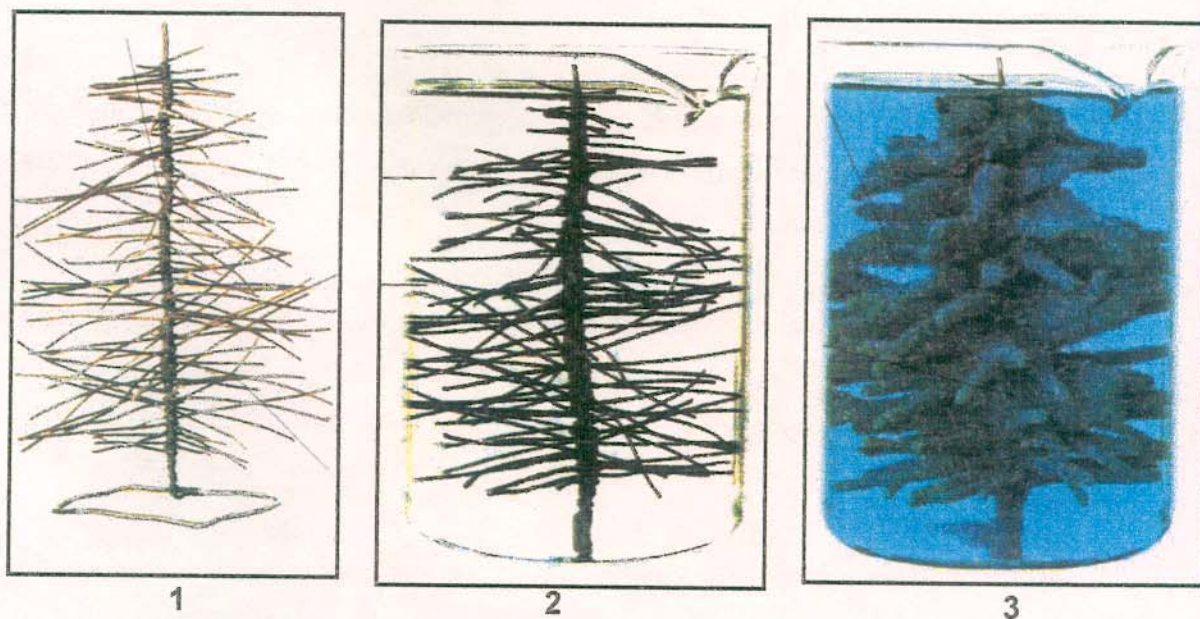
Neste trecho, observa-se a visão alquimista da matéria, ou seja, ela é viva, onde a prata é considerada o metal em perfeita saúde e os outros metais, menos nobres, portadores de doenças. Aos alquimistas cabia a cura e essa cura era, por exemplo, a transmutação do chumbo em prata.

Na verdade, no minério, o chumbo vem sempre contaminado com um pouco de prata; então, os alquimistas ao efetuarem processos de “tratamento da saúde” desse minério, obtinham a prata pura em pequenas quantidades, imaginando tratar-se de transmutação do chumbo. Hoje, acredita-se tratar da separação da prata do chumbo e não transformação do chumbo em prata. Observa-se assim que, um mesmo fenômeno pode ter interpretações diferentes dependendo da teoria adotada. O alquimista trabalha com a teoria dos elementos, que interpreta o fenômeno como uma transmutação do chumbo em prata. Por outro lado, esse mesmo fenômeno pode ser interpretado como uma separação da prata contida no chumbo, baseado na teoria atômica.

Outro exemplo interessante, que demonstra a importância da teoria na interpretação do fenômeno, é o colocado na figura 17²³. Essa experiência, na visão dos alquimistas, pode ser interpretada como o cobre sendo transmutado em prata. Porém, esse mesmo fenômeno, pode ter interpretação diferente, se a teoria de interpretação for a atômica, que considera o átomo indivisível, diz-se que a prata toma o lugar do cobre. No entanto, com a aceitação do átomo divisível, formado por prótons, neutrões e elétrons, concluiríamos que o cobre é oxidado a Cu^{2+} formando a solução azul, e o íon

prata, Ag^+ , é reduzido a prata metálica, Ag . Pode ser que, futuramente, esse mesmo fenômeno tenha ainda uma nova interpretação, pois a ciência é dinâmica.

Fig. 17 – Experimento onde uma “árvore” formada de fios de cobre (1) é mergulhada em uma solução de nitrato de prata (2). Após algum tempo, a solução, antes incolor, torna-se azul e a árvore de cobre fica recoberta de cristais de prata (3).²³



Como os alquimistas se utilizavam de uma linguagem misteriosa, esotérica e restrita a esse grupo considerado privilegiado, a sua visão, ou ainda, modelo da matéria, seria, hoje, considerada inadequada. Contudo, foram eles os responsáveis pelo desenvolvimento de processos tais como: purificação, destilação, sublimação, calcinação, filtração, cristalização, etc, processos esses utilizados na tentativa de transformar a matéria. Esses processos ajudaram na elaboração de modelos científicos sobre a constituição da matéria. Eles permitiram, com o passar dos anos, a purificação de misturas e isolamento de uma série de substâncias. Essa purificação teve como, uma das, consequência a utilização de substâncias químicas na produção de medicamentos (iatroquímica).

Ao final do século XVII, momento histórico que permitiu uma visão menos religiosa, ocorreu a retomada do atomismo, onde a matéria é modelada como não contínua, contendo vazios entre seus corpúsculos constituintes indivisíveis, chamados de átomos. No século XVIII a teoria atômica se firmou, determinando o abandono do misticismo e a

valorização da experimentação. O laboratório passou a ter um papel definitivo na elaboração de novos modelos e conceitos.

Baseando-se na teoria atômica, Lavoisier produziu uma revolução na Química, uma revolução analítica, obtendo compostos, descobrindo a composição dos mesmos e estabelecendo uma nomenclatura química.

Lazlo²⁴ cita em seu livro que, Lavoisier em seu Tratado (*Traité Élémentaire de Chimie – 1789*) comenta: “Os nomes de “óleo de tártaro para desmaios”, “óleo de vitríolo”, “manteiga de arsênio e de antimônio”, “flor de zinco”, etc, são ainda mais impróprios porque dão origem a idéias falsas: porque não existe, falando apropriadamente, no reino mineral e sobretudo no reino metálico, nem manteiga, nem óleo, nem flores; finalmente, porque as substâncias que se designam por aqueles nomes enganadores são violentos venenos.”. A saber, óleo de vitríol torna-se ácido sulfúrico; flôr de zinco torna-se óxido de zinco.

Os esforços de Lavoisier para estabelecer uma nomenclatura química, onde o nome do composto indica os elementos químicos contidos no mesmo, iniciando uma linguagem coerente com essa ciência que começa a ser exata, são apresentados em duas obras importantíssimas para a química: *Methode de nomenclature chimique – 1787 – Lavoisier e Morveau* e *Traité Élémentaire de Chimie – 1789 – Lavoisier*.

Seguindo Lavoisier, vem Berzelius com sua teoria eletroquímica; com seus métodos precisos de determinação, foi responsável pela descoberta de novos elementos químicos. Com Berzelius a formulação química (1813) tornou-se parecida com a formulação moderna, onde os elementos químicos são representados pela letra inicial de seu nome em latim e, se necessário, uma segunda letra minúscula, como ocorre atualmente²⁵.

Dando apoio a toda essa revolução na formulação, nomenclatura e composição química, Dalton escreveu seu livro “A New System of Chemical Philosophy” publicado em 1808. Nele encontramos sua teoria atômica, ou ainda, como chamaremos a partir daqui, seu **modelo atômico**, e formulação química, a qual difere da adotada por Berzelius.

3.3 MODELO ATÔMICO DE DALTON

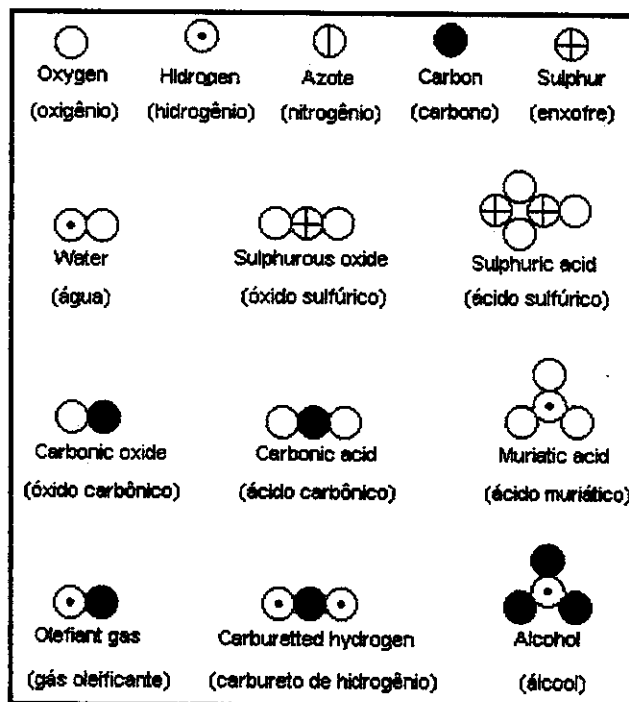
O modelo atômico de Dalton, deu apoio aos estudos de Lavoisier e Berzelius, permitindo estabelecer uma linguagem, notação e compreensão das substâncias químicas menos mística e mais científica. Estabeleceu-se com Dalton o primeiro modelo atômico contemporâneo. Nesse modelo o átomo comporta-se como micro partícula maciça e indestrutível, organizando-se na composição da matéria de tal forma a permitir espaços vazios entre esses átomos, justificando, por exemplo, dilatação e contração dos metais e expansão dos gases com alterações de temperaturas. Esses átomos indestrutíveis unem-se formando compostos, porém, mantendo a identidade de cada elemento, identidade esta especificada pela massa.

Dalton elaborou um modelo atômico e, apoiando-se, nele determinou os pesos atômicos dos elementos químicos. Estes pesos atômicos não são os atualmente utilizados, visto que as composições atômicas dos compostos não são as atuais, já que em seu modelo, o que caracterizava o elemento químico era a massa. Dalton apresentou fórmulas químicas, onde o símbolo do átomo do elemento químico não era representado pela letra inicial do nome latino, como propunha Berzelius, mas sim por círculos com diferentes símbolos, para elementos químicos diferentes, como mostrado na figura 18.

O Modelo Atômico de Dalton postula:

- a matéria é composta por átomos indestrutíveis, portanto os átomos preservam sua individualidade nas transformações químicas;
- os átomos de um mesmo elemento são idênticos, apresentam a mesma massa, ou seja, o que caracteriza o elemento químico é a sua massa;
- a formação de compostos é dada pela união de átomos, preservando sua individualidade, em proporções fixas e inteiras.

Fig. 18 – Formulação química de Dalton, onde os elementos químicos não são representados por letras, como propõe Berzelius, mas sim, por esferas diferenciadas de acordo com o elemento químico em questão. As proporções dos elementos na composição de algumas substâncias irá diferir da atualmente adotada, pois a teoria evoluiu e novos valores foram acrescentados.²⁶



Nesse modelo podemos observar que os elementos mantêm a sua identidade, quando combinados; por exemplo, para produzir água, o hidrogênio continua sendo hidrogênio, mesmo na composição da água, que nada mais tem a ver com hidrogênio ou oxigênio.

3.4 MODELO ATÔMICO DE DALTON – Como aplicar no ensino médio/limitações

O modelo atômico de Dalton é de grande utilidade na elaboração de modelos gráficos para a matéria. Utilizando-se das esferas de Dalton, desenha-se como se imagina ser o arranjo dos átomos na constituição da matéria, ou seja, elabora-se modelos gráficos.

A elaboração desses modelos gráficos, deve ser feita pelos alunos e orientada pelo professor, considerando o vazio entre as partículas, ou seja, no estado sólido o

distanciamento entre as partículas é menor se comparado com o estado líquido, e no líquido menor que no estado gasoso. Dessa forma problemas como os apontados no item 1.4, seriam minimizados e até eliminados. É fundamental trabalhar com o aluno a construção de modelos para os diferentes estados físicos, e o modelo gráfico de Dalton é ideal, desde que esteja muito bem estabelecido tratar-se de um modelo e das suas limitações.

Portanto, sempre que possível, ao utilizar o modelo de Dalton, o aluno deve ser recordado que as esferas de Dalton são apenas representações para facilitar a compreensão do comportamento da matéria, mas em absoluto pode-se fazer qualquer afirmação sobre a forma do átomo.

A utilização de modelos gráficos, utilizando as esferas de Dalton, justifica e prevê alguns comportamentos físicos como expansão gasosa, dilatação dos corpos, justificado pelo aumento do espaço vazio e não pela expansão atômica^{2,9}. Porém as previsões e justificativas para o comportamento da matéria, dadas pelo Modelo de Dalton apresentam limitações. Com a evolução dos estudos dos fenômenos elétricos, utilizando instrumentos mais sensíveis, constatou-se a presença na matéria de três partículas essenciais: uma negativa, elétron, outra positiva, próton, e uma neutra, nêutron. Portanto, a matéria é formada de átomos e estes não são indivisíveis como considerava Dalton; seu modelo atômico necessita de reformulação.

Quando tentamos entender a condução de corrente elétrica pelos metais, a emissão de luz de cores distintas em fogos de artifício, ou ainda, como átomos neutros se unem formando a molécula, o modelo de Dalton não é mais suficiente. O átomo de Dalton é indestrutível e indivisível, como justificar a corrente elétrica, originada da movimentação de elétrons? Por isso, novos modelos foram criados, e não descobertos, para justificar as observações do comportamento da matéria.

A partir destas constatações experimentais, um átomo de um dado elemento deverá ser diferenciado de um átomo de outro elemento, não só pela sua massa, como determinava Dalton, mas também pelo número de partículas, mais especificamente, pelo número atômico (Z) que é igual ao número de prótons e portanto de elétrons, já que o átomo é uma partícula neutra. O modelo de Dalton é revisto e vários modelos,

considerando o átomo divisível, são construídos até se chegar, em função de novos experimentos e estudos, ao Modelo Atômico de Bohr, um grande marco desde Dalton.

3.5 MODELO ATÔMICO PADRÃO – apolado no modelo atômico elaborado pelos estudos de Langmuir, Burry e Bohr, denominado injustamente no ensino médio como Modelo de Bohr.

Estudos elaborados por Langmuir e Burry e apresentado por Bohr, propuseram um modelo atômico, capaz de justificar fenômenos como a condução de corrente pelos metais, pelos sais em solução, a emissão de luz pelos elementos químicos, etc. Então, a partir de experimentos, mais a observação de fenômenos, o modelo atômico padrão, propôs que o átomo seja constituído por prótons, e elétrons. Considerou que essas partículas arranjavam-se em duas regiões essenciais: o núcleo, onde estão localizados os prótons, e a eletrosfera onde estão localizados os elétrons. Conseqüentemente, a região do núcleo apresenta carga positiva, e a região eletrosfera apresenta carga negativa e a carga total do átomo é nula.

Sendo o núcleo positivo e a eletrosfera negativa, que movimento os elétrons apresentam para impedir que colidam com o núcleo?. Após experimentos e considerações matemáticas, Bohr e colaboradores propuseram que os elétrons arranjavam-se em regiões distintas e separadas por diferenças de energia específicas. Essas regiões encontram-se à distâncias específicas do núcleo, e nelas os elétrons se encontram em constante movimento, podendo-se assim atribuir uma determinada energia ao elétrons, particular para cada região. Mais tarde estas regiões acabaram sendo chamadas de camadas ou níveis de energia.

Os elétrons, localizados nesses níveis de energia, compõe a eletrosfera e movimentam-se no espaço ao redor do núcleo à distâncias fixas do mesmo, sendo que cada nível de energia apresenta um número máximo de elétrons. Quanto mais afastadas do núcleo, maiores são estas regiões ou camadas. Desta maneira, quanto maiores forem estas regiões, maior é o número de elétrons que elas conseguem acomodar, antes que a repulsão elétron-elétron se torne muito grande. Como conseqüência disto, as regiões ou camadas mais próximas do núcleo acomodam um número menor de elétrons que aquelas que se encontram mais afastadas.

Langmuir e Bury²⁷ propuseram que o número máximo de elétrons em cada camada ou nível de energia deveria ser, conforme tabela 01.

Tabela 01 – Número de elétrons máximo por camada ou nível de energia. Esse número foi calculado utilizando-se a tabela periódica e seu arranjo para entender como os elétrons estariam distribuídos pelos níveis de energia.

Camada ou nível de energia	Número máximo de elétrons por nível ou camada de energia
1	2
2	8
3	18
4	32
5	50

A medida que os elétrons vão sendo distribuídos pelos níveis de energia da eletrosfera, os mesmos vão se afastando do núcleo e, portanto, a atração existente entre núcleo (+) e elétrons (-) vai ficando mais fraca. Nos elétrons mais externos, aqueles que são menos suscetíveis à atração nuclear, concentraremos nossa atenção, pois esses elétrons mais externos, elétrons de valência, localizados no nível de energia ocupado mais externo, também chamada de camada de valência, são os envolvidos na formação de ligações e íons.

A próxima pergunta deve ser, como esses elétrons se distribuem na eletrosfera e como saber quantos são os elétrons de valência?. Langmuir e Bury²⁷ sugeriram que, o nível mais externo não poderia ter mais do que oito elétrons, em outras palavras, se na última camada resultar em mais do que oito elétrons, então somente oito ocupam essa camada, e então uma nova camada começa a ser preenchida. Na tabela 02, fez-se a distribuição respeitando o limite máximo de elétrons por nível de energia proposto pelo Modelo de Padrão, apresentado na tabela 01.

Tabela 02 – Distribuição de elétrons pelos níveis de energia de alguns elementos, respeitando o limite máximo de elétrons por nível de energia proposto pelo Modelo Padrão.

zE	Nível 1	Nível 2	Nível 3	Nível 4
$_{19}K$	2	8	9	
$_{20}Ca$	2	8	10	
$_{33}As$	2	8	18	5
$_{34}Se$	2	8	18	6
$_{35}Br$	2	8	18	7

Levando em consideração a proposição de Langmuir e Bury, que diz não poder haver mais do que oito elétrons no último nível, observamos que os elementos destacados desobedecem tal proposição, então, colocamos oito elétrons nesse nível e o resto distribuímos para o próximo, ficando a distribuição conforme tabela 03.

Tabela 03 – Distribuição de elétrons pelos níveis de energia de alguns elementos, respeitando a limitação de que no último nível não pode haver mais do que oito elétrons, imposição do modelo de Bohr.

zE	Nível 1	Nível 2	Nível 3	Nível 4
$_{19}K$	2	8	8	1
$_{20}Ca$	2	8	8	2
$_{33}As$	2	8	18	5
$_{34}Se$	2	8	18	6
$_{35}Br$	2	8	18	7

No entanto, esse modelo apresenta limitações na distribuição de elétrons nos níveis de energia, principalmente, para elementos com grande quantidade de elétrons. O modelo de padrão considera que os elétrons, localizados em um determinado nível de energia, são indistinguíveis, apresentam a mesma energia e se encontram a mesma distância do núcleo⁷. Em função de dados experimentais, sabe-se que os níveis de energia, apresentam subníveis de energia, então, os elétrons estarão distribuídos pela eletrosfera de tal forma a produzir uma situação energeticamente favorável, e isso não significa, necessariamente, preencher um nível completamente para depois iniciar o

preenchimento do outro, mas sim, preencher do subnível menos energético para o mais energético. A distribuição eletrônica pelos subníveis, não é totalmente previsível e sim determinada experimentalmente, e é função do número atômico, conforme mostrado na figura 13.

Como contornar essa limitação, sem apresentar um modelo mais evoluído, pois a compreensão deste implica na apresentação de conceitos abstratos demais para o aluno do Ensino Médio. Seria interessante, talvez, apresentar ao aluno a distribuição para elementos com número atômico pequeno, apoiando-se no Modelo Padrão, conforme exemplificado pelas tabelas 02 e 03. Em seguida mostrar ao aluno, devido às limitações impostas pelo Modelo Padrão, que a Tabela Periódica pode ser um auxiliar valioso para compreender a distribuição eletrônica na eletrosfera, como apresentaremos a seguir.

3.6 MODELO ATÔMICO PADRÃO E A TABELA PERIÓDICA

A tabela periódica é o agrupamento dos elementos químicos, baseado em comportamentos macroscópicos semelhantes; portanto, o modelo atômico adotado deve entender e prever esses agrupamentos. A tabela era organizada em ordem crescente de massas atômicas, quando o modelo de apoio era de Dalton, e os elementos, agrupados com propriedades físicas e químicas semelhantes. Em função da descoberta das partículas atômicas, o raciocínio que atualmente orienta a organização dos elementos químicos na tabela é: as propriedades dos elementos são funções periódicas do número de elétrons na eletrosfera dos elementos químicos, mais especificamente, os elétrons de valência, localizados no nível de energia mais externo.

Apoiando-nos no Modelo padrão interpretaremos a Tabela Periódica, figura 19, da seguinte forma: os períodos da Tabela, linhas horizontais, equivalem aos níveis de energia do modelo. As colunas verticais, chamadas de famílias, nos fornece o número de elétrons de valência. Esclarecendo melhor, temos:

Fig. 19 – Tabela periódica organizada em ordem crescente dos números atômicos.

Metais Ametais Gases nobres Sólido Líquido Gás Artificial

a) cada linha horizontal da Tabela, chamada de período, equivale a um nível de energia da eletrosfera. Os elétrons vão sendo distribuídos nos períodos da Tabela assim como são distribuídos nos níveis de energia da eletrosfera. Observando a Tabela Periódica, percebemos que o número de elétrons em cada período, nem sempre é compatível com o número de elétrons máximo, para alguns níveis de energia, previsto pelo Modelo Padrão, conforme mostramos a seguir pela tabela 04.

Tabela 04 - Comparação entre o número de elétrons encontrados nos períodos da Tabela Periódica, com o número de elétrons máximo previsto pelo Modelo Padrão.

Nível de energia da eletrosfera	Nº de elétrons máximo nos períodos da Tabela Periódica	Nº de elétrons máximo nos níveis, previsto pelo Modelo Padrão
1	2	2
2	8	8
3	8	18
4	18	32
5	18	50
6	32	72
7	32	98

Percebemos que, a partir do terceiro nível de energia, o número máximo de elétrons permitido pelo Modelo Padrão é maior que o número de elétrons distribuídos nos períodos da Tabela Periódica. Como saber se um elemento terá, por exemplo, no

terceiro nível 8 ou 18 elétrons? Para responder a essa pergunta utilizamos outra informação dada pela Tabela:

b) cada coluna vertical da Tabela, chamada de família, nos fornece, o número de elétrons de valência ou elétrons mais externos, pois, o raciocínio que atualmente orienta a organização dos elementos químicos na Tabela é: as propriedades dos elementos são funções periódicas do número de elétrons na eletrosfera dos elementos químicos, mais especificamente, os elétrons de valência, localizados no nível de energia mais externo. Os elementos, pertencentes a mesma família, tendem a ter comportamento químico semelhante, então, os elementos dessa família apresentam o mesmo número de elétrons de valência, tabela 05.

Tabela 05 – Relação entre família e número de elétrons de valência

FAMÍLIA (Coluna vertical)	ELEMENTOS	ELÉTRONS DE VALÊNCIA
1 A	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	1
2 A	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	2
3 A	B, Al, Ga, In, Tl	3
4 A	C, Si, Ge, Sn, Pb	4
5 A	N, P, As, Sb, Bi	5
6 A	O, S, Se, Te, Po	6
7 A	F, Cl, Br, I, At	7
8 A	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn	8

Partindo dessa consideração pode-se avaliar como os elétrons se distribuem nos níveis de energia da eletrosfera. Tomando como exemplo o cálcio (Ca) localizado no 4º período, esse elemento tem elétrons distribuídos da seguinte forma: no 1º nível de energia, que equivale ao 1º período, contém 2 elétrons, no 2º nível de energia contém 8 elétrons. No 3º período pode conter de 8 a 18, de acordo com a tabela 2, mas pela família (2A) sabemos que contém dois elétrons no nível mais externo, portanto para obtermos 20 (número atômico do cálcio) faltam 8, então a distribuição para o Cálcio fica: 2, 8, 8 e 2.

Outro exemplo, o Iodo, I, com número atômico 53, localizado no 5º período, apresenta a seguinte distribuição eletrônica pela eletrosfera em níveis de energia, o que

equivale a distribuir elétrons na tabela periódica pelos períodos: 1º nível de energia: 2 elétrons; 2º nível de energia: 8 elétrons; 3º nível de energia: 18 elétrons, como esse elemento está localizado no 5º período ele contém seus elétrons mais externos localizados no 5º nível com 7 elétrons (família 7A) portanto no quarto período ele irá conter 18 elétrons, portanto a distribuição para o bromo fica: 2, 8, 18, 18 e 7.

Existe um outro ponto interessante a ser compreendido na Tabela Periódica. O elemento químico potássio (K), localizado no quarto período e na família 1 A; apresenta um elétron de valência localizado no 4º nível de energia. Da mesma forma, o elemento químico sódio, Na, localizado no 3º período e na família 1 A, também apresenta um elétron de valência só que localizado no 3º nível de energia. Consequentemente o átomo do elemento químico sódio será menor que o átomo do elemento químico potássio, ou ainda o raio atômico do sódio é menor que do potássio. Concluímos também que, o elétron de valência do potássio está menos sujeito a atração eletrostática exercida pelo núcleo se comparado com o do sódio, portanto o elétron de valência do potássio é mais facilmente removido do que o do sódio.

Para confirmarmos nossa expectativa utilizemo-nos de dados experimentais, tais como a **entalpia de ionização, que é a energia necessária para remover um elétron do átomo**. Se o nosso modelo estiver coerente com os dados experimentais, a energia necessária para remover um elétron do potássio será menor que a energia necessária para remover um elétron do sódio. Em outras palavras, é mais fácil retirar um elétron do potássio do que o sódio. De fato é o que observamos; no caso do potássio a entalpia de ionização é 4,4 eV enquanto que a do sódio é 5,1 eV²⁸. Tendo como apoio o Modelo padrão, podemos fazer a seguinte consideração, em uma mesma família a entalpia de ionização diminui à medida que o raio atômico aumenta. Observe os dados da tabela 06. Porém, essa conclusão não é infalível, já que temos modelos mais evoluídos que justificam distorções desse comportamento.

Tabela 06 – Entalpias de ionização de átomos dos elementos da família 1 A e 2 A²⁸.

Símbolo do elemento	Família	Entalpia de ionização
Li	1 A	5,4 eV
Na	1 A	5,1 eV
K	1 A	4,4 eV
Be	2 A	9,3 eV
Mg	2 A	7,6 eV
Ca	2 A	6,1 eV

Comparemos o átomo do elemento químico sódio (Na), localizado no 3º período e na família 1A, apresentando um elétron de valência no 3º nível de energia, com o átomo do elemento químico magnésio (Mg), no 3º período também e na família 2A, apresentando dois elétrons de valência localizado no 3º nível de energia. Nossa expectativa é de que o átomo de magnésio tenha raio atômico menor do que o do sódio, pois a distribuição de elétrons até o 3º nível é a mesma. A diferença está em que, o magnésio apresenta um elétron a mais que o sódio nesse 3º nível de energia e um próton a mais no núcleo. De acordo com nosso modelo, esses dois elétrons estão à mesma distância do núcleo, então a atração exercida pelo núcleo é maior no caso do magnésio se comparado com o sódio. Apoiando-nos no nosso modelo, esperamos então que a entalpia de ionização do magnésio seja maior que a do sódio, já que o primeiro é menor que o segundo. De fato é o que observamos experimentalmente, tabela 06, o magnésio apresenta entalpia de ionização de 7,6 eV e o sódio 5,1 eV.

Novamente, utilizando o Modelo padrão, fazemos a seguinte consideração: Em um mesmo período a medida que o raio atômico diminui, a entalpia de ionização aumenta, ou seja, fica mais difícil retirar o elétron da camada de valência. A mesma consideração, feita no parágrafo anterior, deve ser feita aqui, com relação às limitações impostas pelo modelo adotado.

A partir de dados experimentais, como, por exemplo, entalpia de ionização, a tabela passa a classificar os elementos em metais e ametais. Os metais apresentam, de um modo geral, baixa entalpia de ionização, ou ainda, facilidade em perder elétrons, frente aos ametais. Os ametais apresentam alta entalpia de ionização e alta afinidade

eletrônica, ou seja, têm dificuldade em perder elétrons de valência, mas facilidade em receber elétrons na sua camada de valência. A medida que caminhamos para a direita, em um mesmo período, o raio atômico dos átomos dos elementos diminui, as vezes de maneira bastante expressiva, outras vezes quase imperceptível, aumentando a atração do núcleo pelos elétrons de valência e facilitando a aceitação de elétrons na camada de valência.

3.7 QUAL MODELO ATÔMICO MAIS CONVENIENTE PARA O ENSINO MÉDIO?

Acompanhando os estudos e experimentos de Bohr, Erwin Schrödinger, utilizando a hipótese de De Broglie: de que o elétron num átomo poderia ser descrito por equações do movimento ondulatório, produzia uma abordagem que dava resultados corretos, para algumas propriedades para as quais as idéias de Bohr, Langmuir e Burry fracassavam. Esse tratamento teórico geral dado ao comportamento atômico, iniciado por Bohr e aperfeiçoado por Schrödinger e seus seguidores, é denominado mecânica quântica ou ainda mecânica ondulatória. O que temos então é um aperfeiçoamento das idéias de Bohr, Langmuir e Burry, produzindo um modelo atômico baseado em equações extremamente complexas, as funções de onda, mas é, atualmente, o modelo que mais responde ao comportamento macroscópico da matéria.

Então, qual o modelo a ser adotado no ensino médio? Isso vai depender de como esses modelos serão utilizados posteriormente. Esse modelo deve ser o atual, ou seja, aquele que responde a grande maioria dos questionamentos e prevê a maior parte do comportamento da matéria? No modelo atual encontramos termos como função de onda, comportamento dualístico do elétron, orbital, etc. Como bem sabemos, o aluno do ensino médio não apresenta nem conhecimento e nem abstração para assimilar tais conceitos. Ou ainda, cria-se a necessidade da utilização de analogias que distorcem muito o modelo em questão, conforme demonstrado em 1.5.

Acreditamos que deve-se utilizar o modelo que responda a maioria das perguntas feitas no ensino médio e que permita a aprendizagem, sempre deixando claro para o aluno a existência de modelos mais evoluídos para responder a questões mais complexas, só feitas no 3º grau. Para o ensino médio, na nossa opinião, o Modelo

Atômico Padrão, na sua interpretação mais simples, é suficiente quando acompanhado do Modelo de Dalton para elaborar modelos para a matéria.

A seguir discutiremos como o modelo atômico padrão dá apoio aos modelos criados para compostos iônicos e covalente. Apresentaremos os limites impostos pelo Modelo Atômico Padrão, na elaboração de modelos para compostos iônicos e moleculares.

3.8 OS ÁTOMOS SE TRANSFORMAM EM ÍONS – INTERAÇÕES ELETROSTÁTICAS

Essa abordagem, que acabamos de fazer, serve de apoio para questionarmos: O que acontece com um átomo neutro? Uma das possibilidades é que, em função das diferenças de afinidade eletrônica e entalpia de ionização entre metais e ametais, átomos neutros podem dar origem a íons.

Átomos de elementos com baixa entalpia de ionização, normalmente átomos de elementos metálicos, perdem elétrons em transformações químicas, ficando com um número maior de partículas positivas do que negativas, resultando em uma carga final positiva, dando origem a um íon positivo, chamado de cátion. Já quando, átomos de elementos com alta afinidade eletrônica, normalmente átomos de elementos ametálicos, recebem elétrons em transformações químicas, estes ficam com um número maior de partículas negativas do que positivas, resultando em uma carga final negativa, dando origem a um íon negativo, chamado de ânion.

Exemplificando, o elemento químico sódio, elemento metálico com baixa entalpia de ionização, que tem apenas um elétron na camada de valência, ao ceder esse elétron em uma transformação química, fica com 11 prótons no núcleo e 10 elétrons na eletrosfera resultando em uma nova entidade, chamada cátion sódio, representado por Na^+ . Já o elemento químico cloro, elemento ametálico, que apresenta 7 elétrons na camada de valência, e alta afinidade eletrônica, ao receber um elétron em uma transformação química, fica com um número maior de partículas negativas do que positivas, ou seja, fica com 18 elétrons na eletrosfera e 17 prótons no núcleo, resultando em uma nova entidade, chamada de ânion cloro, ou cloreto, representado por Cl^- .

Importante ressaltar que, o Na^+ não significa dizer que o átomo de sódio tem uma carga positiva, apenas que o cátion Na^+ apresenta um elétron a menos se comparado com o átomo de Na. Mesmo porque o cátion Na^+ é uma entidade completamente diferente do átomo de Na. Da mesma forma, não podemos considerar o ânion Cl^- como sendo o átomo de cloro com uma carga negativa, mas sim, o ânion Cl^- apresenta um elétron a mais se comparado com o átomo de Cl. Com essa observação, que deve ser sempre lembrada, o aluno não confunde átomo com íon, conforme discutido em 1.8.

Na abordagem adotada por esse trabalho, a formação de íons não é justificada pela regra do octeto, ou seja, o elemento recebe ou perde elétrons para atingir a configuração do gás nobre mais próximo. Considera-se que, átomos de elementos químicos com baixa entalpia de ionização, têm uma tendência a dar origem a cátions e, átomos de elementos químicos com alta afinidade eletrônica, têm uma tendência a dar origem à ânions. Esses dois parâmetros, entalpia de ionização e afinidade eletrônica, estão associados ao potencial de oxidação e redução dos elementos, pois sabemos que na verdade, os átomos não doam e recebem elétrons em obediência à regra do octeto, mas sim, os átomos sofrem transformações químicas, reações de oxidação/redução, dando origem a íons, portanto, quando metais são colocados para reagir com ametais, em função das suas afinidade eletrônica e entalpia de ionização, darão origem a cátions e ânions.

Adotando essa linha de raciocínio, faz-se uma relação entre as informações, deduzidas pelo arranjo dos elementos na Tabela Periódica, e a formação de íons, ou seja, o aluno aprende o que é entalpia de ionização e afinidade eletrônica, percebendo a utilidade de tais dados experimentais na compreensão da formação de íons, e não simplesmente decora como esses dados variam na Tabela, sem perceber a finalidade dessa informação como vem sendo feito no Ensino Médio.

Tabela 07 – tabela com cátions metálicos mais comuns, cujos elementos químicos que lhe deram origem apresentam baixa entalpia de ionização, e ânions ametálicos, cujos elementos químicos que lhe deram origem apresentam alta afinidade eletrônica.

Íons	Família com os elementos que deram origem aos íons	Observações
$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+$	1 A	cátions originados de elementos metálicos
$\text{Mg}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$	2 A	cátions originados de elementos metálicos
Al^{3+}	3 A	cátion originado de elemento metálico
$\text{O}^{2-}, \text{S}^{2-}$	6 A	ânions originados de elementos ametálicos
$\text{F}^-, \text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-$	7 A	ânions originados de elementos ametálicos

Na tabela 07, observamos que os elementos metálicos perdem seus elétrons de valência, pois estes estão menos suscetíveis a atração do núcleo, tanto quanto o necessário para ficar com o período anterior completo. E os elementos ametálicos ganham tantos elétrons, quanto o necessário para completar o período.

Considerando a existência de íons, independentemente da sua origem, surge uma pergunta: Como esses íons se arranjam para dar origem a um composto iônico estável como, por exemplo, o cloreto de sódio?

O estudo dos fenômenos elétricos indicou que cargas opostas se atraem e cargas iguais se repelem. Em um composto contendo íons, teremos dois tipos de forças atuando, a atrativa, entre íons de cargas opostas, e a repulsiva, tanto entre íons de mesma carga, quanto entre íons cargas opostas. Explicando melhor a força repulsiva entre íons de cargas opostas temos, os íons apresentam elétrons, e portanto, quando aproximamos dois íons de cargas opostas, temos a atração entre o núcleo de um e os elétrons do outro, e vice-versa, bem como a repulsão entre seus elétrons.

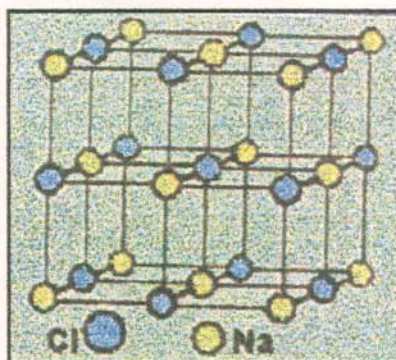
Para ocorrer a formação do composto iônico a atração deve ser a máxima possível e a repulsão deve ser mínima. A atração é limitada pela repulsão entre os elétrons desses íons. Logo, os íons de cargas opostas aproximam-se até uma distância limite, que reflete a condição na qual ocorre a maior atração, enquanto a repulsão se mantém tão baixa quanto possível. Temos que considerar também a repulsão entre íons de mesma carga; portanto, para ocorrer a menor repulsão entre íons de mesma carga estes devem estar o mais distante possível.

De acordo com os modelos feitos em cargas pontuais, chamados de interações coulombianas, sabe-se que, além da distância entre íons outro fator que afeta a atração entre íons de cargas opostas, é a carga do íon. Quanto maiores as cargas dos íons, maior a força de atração entre eles. Apoiando-se nesses modelos, presume-se que, exista uma relação entre o tamanho do íon, sua carga e a estrutura do composto iônico.

Para termos um composto iônico, isso significa que os íons que o compõem irão se arranjar de tal forma a produzir a maior atração e a menor repulsão. Esse arranjo de íons, resulta em uma estrutura tridimensional extremamente organizada, com distâncias entre íons bem definidas, chamada de retículo cristalino.

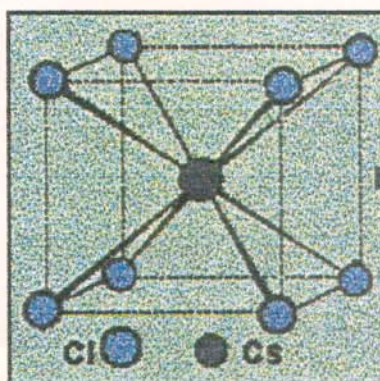
No caso do cloreto de sódio, por exemplo, formado por íons Na^+ e Cl^- , o arranjo que permite a maior atração, mantendo a repulsão tão baixa quanto possível, é aquele no qual um cátion sódio está rodeado por 6 ânions cloreto e um ânion cloreto está rodeado por 6 cátions sódio. Isso equivale a dizer que o Na^+Cl^- tem número de coordenação 6:6. Em função desse arranjo, teremos um modelo de retículo para o cloreto de sódio chamado de cúbico de face centrada, fig. 20.

Fig. 20 - Arranjo cristalino no cloreto de sódio, Na^+Cl^- , resultando em uma estrutura chamada de cúbica de face centrada. Outros compostos que apresentam esse tipo de estrutura são: K^+Br^- e Na^+Br^- .



Tomando como exemplo o cloreto de cério (Cs^+Cl^-), se compararmos o cátion Na^+ do 3º período com o cátion Cs^+ do 6º período, o cátion Cs^+ é maior que o Na^+ . Assim sendo, o número de coordenação não deverá mais ser 6:6 e, experimentalmente, sabemos que é 8:8, ou seja o cátion Cs^+ está rodeado de 8 ânions Cl^- , e um ânion Cl^- está rodeado de 8 cátions Cs^+ . Essa estrutura, que reflete o melhor compromisso entre atração e repulsão, apresenta um modelo de cristal chamado de cúbico de corpo centrado, fig. 21.

Fig. 21 – Arranjo cristalino no cloreto de sódio, Cs^+Cl^- , resultando em uma estrutura chamada de cúbica de corpo centrado.



Esses modelos de retículos não devem ser decorados mas compreendidos, ou seja, a partir do momento que experimentos comprovam um tipo de arranjo, teremos que comparar e justificar as diferenças. No caso do Na^+Cl^- comparado com o Cs^+Cl^- , a razão para números de coordenação diferentes é o fato do cátion Na^+ ser menor do que

o Cs^+ , visto que o ânion é o mesmo e a carga iônica também. Como o raio iônico do Cs^+ é bem maior que o do Na^+ , o número de cloretos que podem ser arranjados ao seu redor, mantendo a repulsão tão baixa quanto possível, é maior. Isso justifica o seu número de coordenação 8:8.

Outro ponto a considerar, é que as interações eletrostáticas não ocorrem, por exemplo no caso do NaCl , somente entre um cátion Na^+ e seis Cl^- , e um ânion Cl^- e seis cátions Na^+ . Na verdade, um cátion sódio interage eletrostaticamente com todos os íons que compõem esse cristal, ou seja, no composto iônico um cátion genérico C^{n+} é atraído por todos os ânions A^{n-} , que por sua vez são atraídos por todos os cátions, e assim sucessivamente.

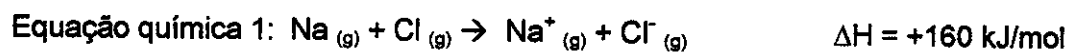
A razão pela qual o número de coordenação muda de um grupo de compostos para outro, é refletir o melhor compromisso entre atração e repulsão, levando em consideração a carga e tamanho dos íons envolvidos. Dessa forma, se para o Na^+Cl^- o arranjo iônico mais estável é aquele com número de coordenação 6:6, já para o $\text{Zn}^{2+}\text{S}^{2-}$ a estrutura mais estável é aquela com número de coordenação 4:4.

A compreensão dos diferentes números de coordenação, para diferentes compostos, baseia-se nas interações coulombianas, onde a carga e o tamanho dos íons interferem no arranjo que esses íons iram adotar para refletir a maior atração e menor repulsão. Porém, as interações coulombianas não são capazes de explicar por que não existem os compostos como o NaCl_2 ou NaNe . A justificativa para isso vem da energia reticular, que no ensino médio pode ser abordado, de uma forma mais simplista, utilizando entalpia. Então, compostos como NaCl_2 e NaNe não são encontrados pois, esses compostos, para serem formados, envolvem uma quantidade de energia extraordinária que não favorece a sua formação.

Essa abordagem energética pode ser feita da seguinte forma: quanto maior a energia liberada, na formação do composto iônico, mais favorável será a formação desse composto. Essa energia liberada serve de parâmetro para justificar o comportamento macroscópico dos compostos iônicos, ou seja, quanto maior a energia liberada, mais favorável a formação do composto iônico. Sendo a formação do composto iônico favorecida energeticamente, este deverá apresentar maiores pontos de

fusão e dureza. Porém, como esse assunto é abordado no primeiro ano do ensino médio, essa abordagem energética só poderá ser feita quando se estudar termoquímica.

Mortimer e colaboradores¹⁵, avaliam as variações de entalpia nas reações, de formação dos íons e da rede cristalina, na compreensão da formação do composto iônico:



Pelo cálculo das variações de entalpia, para as reações 1 e 2, fica claro que a formação de íons é um processo endotérmico, portanto não favorável à formação dos produtos. Já a formação da rede cristalina é um processo exotérmico, portanto favorável à formação dos produtos. É a formação do retículo cristalino, e não dos íons, o que favorece a formação do $\text{NaCl}_{(s)}$. Nessa abordagem está se valorizando as interações eletrostáticas, que se manifestam igualmente em todas as direções na rede cristalina. Tais interações justificam a energia liberada quando da sua formação, e não na formação dos íons Na^+ e Cl^- , fruto da transferência de elétrons entre o metal e o ametal.

Na abordagem feita no Ensino Médio, a razão para a formação da ligação iônica é a formação de íons. Nessa abordagem, que estamos propondo, a formação do íon não é o fator principal, mesmo porque, pode-se ter um composto iônico sem que tenha ocorrido uma reação entre metal e ametal, como na precipitação de AgCl , a partir de cloreto de sódio e nitrato de prata, por exemplo. Então, a justificativa não deve ser a formação do íon, mas sim da rede cristalina. E ainda, é a compreensão da estrutura da rede cristalina que justifica o comportamento macroscópico dos compostos iônicos, e não a regra do octeto.

O que é determinante na formação do composto iônico, não é o número de elétrons doados e recebidos, em obediência à regra do octeto. O número de coordenação nada tem a ver com o número de elétrons doados e recebidos, mas sim com o melhor arranjo iônico tri-dimensional, onde os íons de cargas opostas irão se organizar a distâncias características, de tal forma a produzir a maior atração mantendo a repulsão tão baixa

quanto possível. Dessa forma, o aluno não vincula número de interações eletrostáticas com número de elétrons envolvidos na reação de oxidação/redução entre os elementos que dão origem à íons, conforme foi demonstrado ocorrer em estudo¹⁶ discutido no ítem 1.7. A valorização da abordagem adotada neste trabalho, está na formação do retículo cristalino e não na formação do íon.

Em resumo, adota-se a seguinte abordagem para compostos iônicos; cátions, originados dos metais, e ânions, originados de ametais, que compõem o composto iônico, arranjar-se-ão de tal forma a produzir a maior atração e a menor repulsão possível entre íons de cargas opostas. Esse arranjo estável dará origem ao que chamaremos de retículo cristalino. A estrutura mínima estável, que representa esse retículo, é chamada de célula unitária. Cada célula unitária apresenta um número de coordenação x:y, representativo da estrutura mais estável para um determinado composto.

FORMULAÇÃO E NOMENCLATURA DO COMPOSTO IÔNICO

Como representar, através de uma fórmula, esse cristal iônico, com íons com números de coordenação diferentes? Independentemente do número de coordenação dos íons, o cristal iônico sempre será neutro, ou seja o somatório das cargas positivas é igual o somatório das cargas negativas. Para representar esse composto iônico utilizaremos uma fórmula, onde o cátion será colocado à esquerda e o ânion à direita na mesma.

O cloreto de sódio será melhor representado por $(\text{NaCl})_n$. A presença dos parênteses é para alertar que no composto iônico não temos um cátion sódio sofrendo atração eletrostática por um ânion cloreto, e vice-versa, mas sim, atrações eletrostáticas que se manifestam em todas as direções e com igual intensidade, resultando em uma célula unitária com número de coordenação 6:6. Essa célula se repete indefinidamente, e é isso que representa o índice n na fórmula iônica.

Já o composto sulfeto de zinco formado, por íons Zn^{2+} e S^{2-} , será melhor representado por $(\text{ZnS})_n$. Um composto neutro, onde não existe uma única interação

eletrostática entre o Zn^{2+} e o S^{2-} , mas sim, um cátion zinco atraindo quatro ânions sulfeto, e um ânion sulfeto atraindo quatro cátions zinco, já que o número de coordenação desse composto é 4:4. Todas essas atrações eletrostáticas se manifestam em todas as direções e apresentam igual intensidade.

E como fica o composto chamado de fluorita, que contém o cátion Ca^{2+} sofrendo interações eletrostáticas com o ânion F^- ? Nesse caso, para ser atingida a neutralidade, é necessário dois íons F^- para neutralizar um cátion Ca^{2+} . Portanto a fórmula iônica do composto ficará $(\text{CaF}_2)_n$, para o qual o número de coordenação é 8:4.

O número de coordenação não deve ser decorado. Ele pode ser encontrado na literatura, pois sua determinação é experimental. Contudo o aluno deve saber que a fórmula representa uma cela unitária, produzindo um cristal neutro perfeitamente organizado com distâncias bem definidas, pois é apoiado nesse modelo que se interpreta as propriedades macroscópicas dos compostos iônicos.

É importante comentar que a representação sem parênteses e n, utilizada em livros didáticos, continuará sendo adotada por uma questão de praticidade. Porém, o professor deve discutir a importância da compreensão dessa representação, e que sua utilização é abandonada para facilitar a representação em reações químicas, por exemplo.

Na fórmula iônica as cargas são omitidas pois o somatório é sempre igual a zero; porém, no início do processo de aprendizagem, é conveniente que todas as vezes que se usar a representação da fórmula iônica, as cargas devem ser colocadas e depois, com a assimilação perfeita da idéia, podem ser omitidas. Dessa forma, estaremos evitando que, futuramente, o aluno confunda composto iônico com composto molecular, ou ainda íon com molécula.

O nome do composto iônico ou nomenclatura iônica, é feito colocando primeiro o nome do ânion, seguido da preposição de, e por último o nome do cátion. Apresenta-se alguns exemplos na tabela 08.

Tabela 08 – Exemplos de como nomear os compostos iônicos.

Fórmula iônica	Nomenclatura iônica
$(\text{NaCl})_n$	Cloreto de sódio
$(\text{ZnS})_n$	Sulfeto de zinco
$(\text{CaF}_2)_n$	Fluoreto de cálcio
$(\text{Al}_2\text{O}_3)_n$	Óxido de alumínio
$(\text{FeCl}_3)_n$	Cloreto de ferro III

Observe que a nomenclatura para o composto $(\text{FeCl}_3)_n$ vem acompanhada do número romano III, pois o ferro forma mais de um cátion, Fe^{2+} e Fe^{3+} , então, o composto em questão não poderia ser nomeado apenas como cloreto de ferro, mas sim cloreto de ferro III, pois discrimina por qual cátion ferro o composto é formado.

MODELOS PARA O $(\text{NaCl})_n$ EM SEUS DIFERENTES ESTADOS FÍSICOS

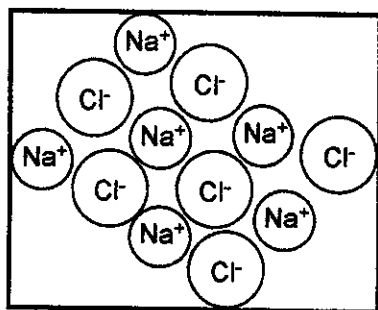
Compreendido o modelo de cristal iônico pode-se desenhar o composto iônico $(\text{NaCl})_n$ nos estados sólido e líquido. Dessa forma, o aluno pode participar na elaboração do modelo e corrigirá possíveis desvios que seu modelo possa estar sofrendo. Tomando como exemplo o cloreto de sódio, o modelo para esse composto no estado sólido está na figura 20.

Para o composto iônico no estado líquido o somatório das cargas deve continuar sendo zero, porém a estrutura rígida do estado sólido foi abandonada. Os íons não se encontram separados por distâncias definidas, e o número de vizinhos de cada íon não é mais fixo, como era o caso do estado sólido. Consequentemente, os íons apresentam maior mobilidade, e também maior vazio entre partículas, se comparado com o estado sólido. Na figura 22 apresenta-se um modelo para o NaCl no estado líquido.

Finalmente, o composto iônico no estado gasoso, a desorganização, a mobilidade iônica e o vazio entre as partículas é muito maior, em relação ao estado líquido. O distanciamento entre partículas é tão grande, comparado com o tamanho das partículas, que as interações eletrostáticas e o compromisso entre atração e repulsão,

praticamente deixa de existir. Contudo, mesmo assim, ainda existem pares iônicos discretos neste estado.

Fig. 22 – Modelo para o arranjo iônico do NaCl no estado líquido.



COMPORTAMENTO FÍSICO DOS COMPOSTOS IÔNICOS

Quais as conseqüências, no comportamento físico dos compostos iônicos, em função desse arranjo proposto pelo modelo do composto iônico, figura 20, no estado sólido? Será que o observado no comportamento macroscópico desses compostos é coerente com o modelo que estamos adotando, ou seja, de íons separados por distâncias fixas e arranjo extremamente organizado no estado sólido?

Em primeiro lugar consideremos as seguintes definições, úteis no nosso estudo:

- **Dureza** – é resistência que um composto iônico oferece ao esforço exercido na sua superfície, com a finalidade de mudar qualquer parâmetro do retículo. Um composto será mais duro, quanto maior a resistência em mudar quaisquer de seus parâmetros do retículo, particularmente a distância de equilíbrio.
- **Temperatura de fusão** – é a temperatura na qual existe um equilíbrio entre as fases sólida e líquida da substância.
- **Condutibilidade elétrica** – propriedade que têm os corpos de serem condutores de eletricidade, ou ainda, a sua capacidade de manter um fluxo organizado de cargas elétricas, quando ligados aos pólos de uma pilha.
- **Solubilidade** – capacidade do solvente de dissolver determinados compostos.

DUREZA DOS COMPOSTOS IÔNICOS

A observação dos modelo dos compostos iônicos no estado sólido, enfatiza o compromisso entre força de atração e repulsão, que resulta em distâncias entre íons bem definidas e número de vizinhos de cada íon fixado. Isso resulta em uma estrutura resistente às forças externas e, conseqüentemente, é de se esperar que o composto iônico apresente uma dureza expressiva.

De um modo geral, os compostos iônicos são duros, ao mesmo tempo em que são quebradiços. A justificativa para esse comportamento, utilizando o modelo de cristal iônico, é que ao submeter o cristal a uma força externa, o compromisso entre atração e repulsão tende a ser perturbado, pela tentativa de alteração da distância entre íons. Essa tentativa provoca um aumento brutal na energia de repulsão e o sistema reage no sentido de minimizá-la, ocorrendo a quebra do cristal.

A constatação de que os compostos iônicos são duros e quebradiços valida o nosso modelo de composto iônico sólido, ou seja, para esse tipo de observação macroscópica o modelo micro é válido.

PONTO DE FUSÃO DOS COMPOSTOS IÔNICOS

O modelo de cristal iônico adotado, deixa-nos, também, a expectativa de que, para fundir o composto iônico deve-se fornecer ao mesmo uma quantidade de calor considerável para desorganizar os íons. Essa quantidade de calor, corresponde à energia necessária para romper o compromisso de maior atração entre íons de cargas opostas e menor repulsão entre íons de mesma carga, permitindo-lhes uma maior mobilidade, característica do estado líquido. Espera-se, de um modo geral, que os compostos iônicos apresentem pontos de fusão elevados.

Novamente o nosso modelo micro atende ao observado macroscopicamente, pois os compostos iônicos apresentam, de um modo geral, altas temperaturas de fusão e ebulição.

Mas por quê alguns compostos apresentam ponto de fusão mais alta em relação a outros? O trabalho desenvolvido por Warren Gulden³² compara pontos de fusão entre compostos iônicos formados por íons de diferentes tamanhos e cargas, como observamos na tabela 09.

Tabela 09 – Comparação entre pontos de fusão de compostos iônicos formados por íons de diferentes tamanhos e cargas.

Composto iônico	Ponto de fusão (°C)	Comentários
(LiF) _n	845	Cátion ¹⁺ do 1º e ânion ¹⁻ do 2º Período
(NaCl) _n	801	Cátion ¹⁺ do 2º e ânion ¹⁻ do 3º Período
(KBr) _n	734	Cátion ¹⁺ do 3º e ânion ¹⁻ do 4º Período
(MgO) _n	2852	Cátion ²⁺ do 2º e ânion ²⁻ do 3º Período
(CaO) _n	2614	Cátion ²⁺ do 3º e ânion ²⁻ do 2º Período
(SrO) _n	2430	Cátion ²⁺ do 4º e ânion ²⁻ do 2º Período

A primeira observação que deve ser feita, para compreender e discutir adequadamente esse trabalho, é sobre o tamanho dos íons. De acordo com o nosso modelo, quanto maior o íon maior a distância entre íons e menor a força de atração, modelo, implicando em menor ponto de fusão. Para sabermos comparar o tamanho de um íon com o de outro devemos nos utilizar da tabela periódica, então teremos:

O Li⁺ é o cátion lítio, com igual número de prótons do Li, mas o número de elétrons é uma unidade menor, portanto o Li⁺ não apresenta elétrons no 2º nível (2º período da tabela periódica) como é o caso do Li, mas sim no 1º. O Na⁺ é o cátion sódio, com igual número de prótons do Na, mas o número de elétrons é uma unidade menor, portanto o Na⁺ não apresenta elétrons no 3º nível (3º período da tabela periódica), como é o caso do Na, mas sim no 2º. Portanto o Na⁺ é um íon com elétrons distribuídos no 1º e 2º períodos, sendo portanto maior que o Li⁺.

Seguindo essa linha de raciocínio teremos:

Li^+ tem seus elétrons distribuídos no 1º nível de energia.

Na^+ tem seus elétrons distribuídos no 1º e 2º níveis de energia.

K^+ tem seus elétrons distribuídos no 1º, 2º e 3º níveis de energia.

Mg^{2+} tem seus elétrons distribuídos no 1º e 2º níveis de energia.

Ca^{2+} tem seus elétrons distribuídos no 1º, 2º e 3º níveis de energia.

Sr^{2+} tem seus elétrons distribuídos no 1º, 2º, 3º e 4º níveis de energia.

De um modo geral, quanto maior o número de níveis de energia ocupados por elétrons maior será o tamanho do cátion, ou melhor dizendo, o seu raio iônico.

Com relação aos ânions temos que, o F^- é o ânion fluoreto, com igual número de prótons do F mas o número de elétrons uma unidade maior. Portanto o F^- apresenta um elétron a mais que o fluor, localizado no 2º nível de energia, ou seja, 2º período da tabela periódica. O Cl^- é o ânion cloreto, com igual número de prótons do Cl, mas o número de elétrons uma unidade maior. Portanto, o Cl^- apresenta um elétron a mais que o cloro, localizado no 3º nível de energia, já que este período pode acomodar mais um elétron.

Seguindo essa linha de raciocínio teremos:

F^- tem seus elétrons distribuídos no 1º e 2º níveis de energia.

Cl^- tem seus elétrons distribuídos no 1º, 2º e 3º níveis de energia.

Br^- tem seus elétrons distribuídos no 1º, 2º e 3º níveis de energia.

O^{2-} tem seus elétrons distribuídos no 1º e 2º níveis de energia.

Quanto maior o número de níveis de energia ocupados por elétrons, maior será o tamanho do ânion. Assim, nos primeiros três compostos da tabela 9, LiF ; NaCl e KBr , percebemos que a medida que os íons aumentam de tamanho, $\text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{K}^+$ e $\text{F}^- < \text{Cl}^- < \text{Br}^-$, o ponto de fusão diminui. De acordo com a Lei de Coulomb, quanto maior a distância entre íons menor a força de atração entre íons de cargas opostas e, portanto, mais fácil de afastar esses íons levando o composto ao estado líquido.

Comparando os três primeiros compostos com os três últimos, perceberemos que o primeiro grupo apresenta ponto de fusão menor que o segundo grupo, isso porque, do primeiro para o segundo grupo houve um incremento na carga iônica, de 1^+ e 1^- para 2^+ e 2^- . Novamente, apoiando-nos na lei de Coulomb, sabemos que a força de atração entre íons de cargas opostas é diretamente proporcional à carga, ou seja, se a carga iônica aumenta a força atrativa também aumenta.

Nos três últimos compostos temos o mesmo ânion, O^{2-} , já o tamanho do cátion aumenta do Mg^{2+} para o Sr^{2+} , $Mg^{2+} < Ca^{2+} < Sr^{2+}$. Portanto, é de se esperar que o ponto de fusão diminua à medida que o cátion aumenta, utilizando a mesma explicação adotada para o primeiro grupo de compostos.

Com esse trabalho, entende-se os fatores que afetam o comportamento macroscópico dos compostos tipicamente iônicos, ou seja, esperava-se que o aumento da carga e a diminuição do raio iônico implicaria em força de atração maior. Portanto a separação de íons de cargas opostas fortemente unidos, ou ainda, a passagem do estado sólido para o estado líquido, necessitaria de mais calor do que outros fracamente unidos, conseqüentemente, maior temperatura de fusão. Essa expectativa foi observada experimentalmente validando mais uma vez nosso modelo.

O que acabamos de discutir, é um exemplo de como trabalhar com um modelo micro, para justificar um comportamento macroscópico, visível. Obviamente, essas comparações têm limitações, pois restringiu-se a análise à compostos tipicamente iônicos, mas não deixam de ser uma forma interessante de associar-se o modelo de interações eletrostáticas proposto, com o observado experimentalmente.

CONDUTIBILIDADE ELÉTRICA DOS COMPOSTOS IÔNICOS

Para que haja condução de eletricidade é necessária em primeiro lugar a existência de cargas elétricas, e isso o composto iônico apresenta. Em segundo lugar, é necessário que ao aplicar uma corrente elétrica ao composto ele mantenha um fluxo organizado dessas cargas, conduzindo eletricidade.

Pelo nosso modelo para o composto iônico no estado sólido, com íons arranjados a distâncias fixas e bem definidas, não há mobilidade iônica. Sendo assim, os compostos iônicos no estado sólido não podem conduzir eletricidade pois, não apresentam nem elétrons nem íons livres, que possam se movimentar sob a influência de um campo elétrico. Já no estado líquido, onde existe uma maior desorganização iônica, causada pela fusão, os íons apresentam mobilidade, sendo possível conduzir eletricidade.

Experimentalmente observamos que os compostos tipicamente iônicos no estado sólido, não conduzem eletricidade, já no estado líquido sim. Portanto nosso modelo está coerente com mais essa propriedade.

SOLUBILIDADE DOS COMPOSTOS IÔNICOS

Como o modelo de interações eletrostáticas, adotado para compostos iônicos, pode justificar a solubilidade desses compostos? Considerando que, solubilidade é uma propriedade caracterizada pela separação dos íons pelo solvente, essa separação só é possível em função de interações entre os íons, oriundos do composto iônico, e o solvente. Para que um composto se dissolva em um determinado solvente, é necessário que as interações entre esse solvente e o soluto, neste caso o composto iônico, superem as interações eletrostáticas existentes na rede cristalina. Para entender essa interação é necessário compreender a natureza da molécula do solvente, e isso só será possível quando abordarmos compostos covalentes.

Por enquanto fica a seguinte colocação, os compostos iônicos, de um modo geral são bem solúveis em água, e isso se deve ao fato das interações entre a substância água e os íons dos compostos tipicamente iônicos, compensarem as interações entre íons no composto iônico.

CONSIDERAÇÕES FINAIS SOBRE COMPOSTOS IÔNICOS

O modelo eletrostático adotado apoiado na aplicação da Lei de Coulomb, para os compostos iônicos, explicou observações macroscópicas como dureza, altos pontos de fusão e condutibilidade elétrica. Esse comportamento não é justificado pela regra do octeto, que é o modelo adotado para explicar a formação de íons e, conseqüentemente,

a ligação iônica no ensino médio. Porém, o modelo eletrostático só é satisfatório para compostos iônicos, com cátions originados de metais alcalinos, família 1 A, e metais alcalinos terrosos, família 2 A, exceção feita ao berílio (Be) que dá ao composto caráter covalente. Mesmo assim, tal abordagem é suficiente para o ensino médio, visto que, mesmo quando da adoção da regra do octeto, as limitações eram as mesmas, com a diferença de que, a regra do octeto não justifica o comportamento macroscópico, enquanto o modelo eletrostático justifica.

Como o professor deve saber a razão das exceções, precisamos então definir cátion duro e ânion mole. Cátion duro é aquele que apresenta tamanho pequeno e carga elevada, ou ainda, quanto menor o tamanho do cátion e maior sua carga, mais duro será aquele cátion, apresentando grande capacidade de atração de elétrons. Ânion mole é aquele cujos elétrons mais externos sofrem uma atração muito fraca pelo núcleo, ou ainda, quanto maior o tamanho do ânion e menor sua carga iônica, menor a atração que o núcleo exerce sobre seus elétrons mais externos, mais mole será esse ânion. Cátion duro e ânion mole formarão um composto cujas interações eletrostáticas apresentarão um desvio do comportamento tipicamente iônico. Em função da interpenetração da nuvem eletrônica do cátion com a nuvem eletrônica do ânion, o(s) elétron(s) do ânion mole sofre(m) atração simultânea pelos núcleos do cátion e do ânion. Um exemplo disso é o AgCl, que é um composto que não obedece às expectativas de solubilidade, ponto de fusão e dureza dos compostos iônicos citados anteriormente.

Ao abordarmos cátions originados de átomos dos metais de transição observamos alterações na cor, na solubilidade e no ponto de fusão, justificados agora pelo modelo do campo cristalino. Em função desses átomos apresentarem seus elétrons de valência nos subníveis d, tem-se como consequência, a necessidade de uma teoria mais ampla para justificar esse comportamento diferenciado. Tal comportamento diferenciado, implica que o modelo adotado para justificar o comportamento dos íons de metais alcalinos e alcalinos terrosos, não é mais suficiente, ou ainda, apresenta limitações para justificar o comportamento dos cátions originados dos metais de transição, e isso é feito pelo modelo do campo cristalino.

É importante ressaltar ao aluno, novamente, o conceito de modelo. Para o ensino médio, o modelo eletrostático adotado neste trabalho é suficiente, mas o aluno deve conhecer suas limitações, as quais levam a um modelo mais amplo e completo, porém, apoiado no modelo atômico orbital. Dessa forma, ele não se espantará ao descobrir, no 3º grau, distorções de ponto de fusão e solubilidade em compostos iônicos com cátions originados de átomos dos metais de transição.

Para finalizar, o professor deve entender o porquê da não utilização do termo “ligação iônica”, que é substituído por interações eletrostáticas. Não se trata apenas de um termo, mas sim de uma abordagem diferente. Quando falamos em ligação iônica no ensino médio, valoriza-se a formação do íon, apoiada na regra do octeto, tendo como consequência, na compreensão do aluno, conforme demonstramos na introdução, que o número de ligações iônicas está relacionado com a quantidade de elétrons cedidos/recebidos, então, o Na^+ faz apenas uma ligação iônica com o Cl^- . De acordo com dados experimentais, sabe-se que o número de interações é maior, e que portanto, não tem relação com o número de elétrons recebidos/cedidos. E ainda, essa abordagem não justifica o comportamento macroscópico de compostos iônicos, pois o enfoque no ensino médio é dado para a formação do íon. O composto iônico se forma pela “necessidade” que os átomos têm em dar e receber elétrons, e não, o composto iônico se forma, pois as interações eletrostáticas existentes entre os íons que compõem a rede cristalina, são mais favoráveis do que os átomos isolados.

Quando falamos em interações eletrostáticas, não nos preocupamos com a origem do íon, mesmo porque, podemos ter compostos iônicos, sem que tenha ocorrido reação de oxi-redução entre os átomos que deram origem aos íons. Um exemplo é a precipitação de cloreto de prata, na presença de soluções de cloreto de sódio e nitrato de prata. Preocupamo-nos com as interações entre os íons. Essas interações são multidirecionais, ou seja, um cátion sódio não se une apenas a um ânion cloreto, mas sim, um cátion sódio interage eletrostaticamente com todos os ânions cloreto, mais efetivamente com os 6 ânions cloreto mais próximos, e um ânion cloreto interage eletrostaticamente com todos os cátions sódio, mais efetivamente com os 6 cátions sódio mais próximos, de tal forma a produzir a maior atração e a menor repulsão entre esses íons. Adotou-se um modelo micro coerente com o macro.

3.9 OS ÁTOMOS SE UNEM DANDO ORIGEM A MOLÉCULAS – LIGAÇÃO COVALENTE

Temos até então que, átomos neutros de metais dão origem à cátions, e átomos neutros de ametais dão origem à ânions. Cátions e ânions unem-se, através de interações eletrostáticas, dando origem ao composto iônico. Mas, como justificar a formação de substâncias como: gás hidrogênio (H_2), gás oxigênio (O_2), água (H_2O), etc., onde átomos neutros, são mantidos unidos dando origem a molécula? Que tipo de interação ocorre entre átomos neutros para mantê-los unidos?

Tomemos como exemplo, a molécula de gás hidrogênio, formada por dois átomos de hidrogênio, cada átomo com um elétron na camada de valência. Tentemos imaginar como essa molécula é formada, ou ainda, que modelo adota-se para entender, como átomos neutros mantêm-se unidos. Quando aproximamos um átomo de hidrogênio de outro, em primeiro lugar teremos repulsão entre o elétron de um átomo com o elétron do outro, e também repulsão entre os núcleos desses dois átomos. Caso só houvesse essa repulsão, não se formaria a molécula de H_2 . Considera-se, também, que além da repulsão entre elétrons e entre núcleos, em uma determinada posição, ocorra uma atração do par de elétrons, um elétron de cada átomo de hidrogênio, pelos núcleos, ou seja, os dois núcleos atraem simultaneamente o par de elétrons.

Esse par de elétrons atraído simultaneamente pelos dois núcleos compõe a ligação covalente, e ela só irá ocorrer quando, a atração simultânea, do par de elétrons pelos núcleos, for máxima e a repulsão, entre elétrons e entre núcleos, for mínima. O *par de elétrons atraído simultaneamente pelos núcleos, ou ainda, compartilhado pelos núcleos, constitui uma união, ou ainda, ligação entre átomos. Chamamos esse tipo de união, de ligação covalente*¹³.

Esse tipo de ligação entre átomos, ocorre quando a interação eletrostática é inviável, ou seja, quando os átomos envolvidos na composição da ligação, não apresentam diferenças muito acentuadas de afinidade eletrônica. No caso da interação eletrostática, os elementos que dão origem aos cátions e ânions, apresentam, respectivamente, baixa energia de ionização e alta afinidade eletrônica. Para ocorrer a ligação covalente os elementos envolvidos devem apresentar afinidade eletrônica, visto

que, irão compartilhar elétrons, e alta energia de ionização, portanto, entre ametais e ametais, ametais e hidrogênio e hidrogênio e hidrogênio.

Dessa forma acredita-se que o modelo para entender a ligação covalente, se assemelha, em raciocínio, ao modelo utilizado para entender interações eletrostáticas. Nestas, os íons se arranjavam, de tal forma, a produzir a maior atração entre íons de cargas opostas, portanto, o maior número de vizinhos possíveis de carga oposta, e a menor repulsão possível entre íons de mesma carga, pois, isso significava um composto com menor energia possível. Então, no caso da ligação covalente, teremos que ter a maior atração simultânea possível, e isso significa, o maior número de ligações covalentes e a menor repulsão possível.

Nesse ponto é importante ressaltar que, não se deve tentar "adivinhar" que molécula pode ser formada a partir de determinados elementos químicos, ou seja, quais e em que proporção os elementos se unem para compor as moléculas das substâncias; isso é feito experimentalmente e não é competência nem do aluno, nem do professor. Ao aluno caberá, após conhecer a fórmula molecular de uma substância, estabelecer ligações entre os elementos que compõem a fórmula, estabelecendo modelos moleculares que justifiquem o comportamento macroscópico dessa substância, a partir desse modelo molecular.

Então, como poderíamos imaginar as ligações entre átomos hipotéticos formando, por exemplo, a molécula AB_4 ? Que modelos de moléculas podemos adotar? Algumas possibilidades são: A-B-B-B-B, B-A-B-B-B, ou ainda, um átomo A ligado a quatro átomos B, ou mesmo um átomo B ligado a um átomo A e três B, etc. As perguntas que devemos considerar são: Qual se liga a qual, ou, qual será o átomo central?.

Tanto os átomos periféricos, aqueles que se ligam ao átomo central, quanto o átomo central, terão que acomodar pares de elétrons compartilhados e, em alguns casos, também os não compartilhados, porém respeitando a capacidade máxima eletrônica da sua camada de valência. Nossos modelos de moléculas devem ser compatíveis com nosso modelo atômico. Como o átomo central é aquele que faz maior número de ligações, e portanto irá compartilhar maior número de pares de elétrons em

relação aos periféricos, então, o átomo central, via de regra, será aquele com elétrons de valência localizados em níveis de energia com maior capacidade eletrônica.

Outro fato deve ser levado em consideração na elaboração dos modelos moleculares. Tanto A quanto B apresentam elétrons na camada de valência sendo atraídos por seus núcleos; portanto, quando aproximamos esses átomos, para compor a molécula, temos que pensar em formar ligações, de forma a ocorrer a menor repulsão possível entre pares de elétrons compartilhados, ligação covalente, e os não compartilhados, mas presentes na camada de valência.

Será essa repulsão que determinará os ângulos entre a região que contém pares de elétrons compartilhados e não compartilhados. Apoiaremos-nos no Modelo de repulsão dos pares de elétrons na camada de valência (RPECV), para estabelecer modelos geométricos para as moléculas. Nesse modelo os pares de elétrons, compartilhados e não compartilhados, posicionam-se de tal forma a resultar na menor repulsão possível. Esse modelo será melhor explicitado à medida que a evolução exigir.

ESTRUTURAS DE LEWIS

Para representar as ligações covalentes formadas entre átomos, utilizamos-nos das estruturas de Lewis, que correspondem às representações de todos os elétrons da camada de valência, pois esses são os mais suscetíveis às interações, de cada um dos átomos participantes da molécula, os compartilhados e os não compartilhados.

Tais estruturas facilitam o estabelecimento de modelos para moléculas, permitindo avaliar a ocorrência da maior atração simultânea possível, e a **maior atração simultânea possível** significa:

- maior número de ligações possíveis, respeitando a capacidade máxima de elétrons na camada de valência de cada átomo que compõem a molécula.
- a menor repulsão possível entre pares de elétrons e entre núcleos que participam na formação da molécula (RPECV);
- a menor densidade de carga atômica possível, para cada átomo que compõe a molécula, sendo que ela deve ser de preferência zero. A densidade de carga

atômica é calculada admitindo que, cada par ligante seja igualmente partilhado pelos átomos que compõem a molécula ou íon. Pode-se assim fazer uma estimativa razoável de cada carga atômica nas moléculas.;

Com as estruturas de Lewis, apoiadas na RPECV, estabelece-se modelos para a estrutura geométrica das moléculas, que são capazes de nos ajudar a compreender os fenômenos macroscópicos das substâncias.

Considera-se, ainda, na montagem das estruturas de Lewis para moléculas, que os elétrons participantes da ligação, os elétrons de valência, são indistinguíveis, ou seja os pares de elétrons compartilhados irão se localizar entre os núcleos dos átomos envolvidos na formação da molécula, de tal forma a resultar na maior atração possível entre prótons e elétrons, e a menor repulsão possível entre elétrons e entre núcleos. Então, os pares de elétrons não pertencem mais a um núcleo ou outro, mas sim à molécula originada a partir de átomos. Assim, não utilizaremos o que é classificado no ensino médio como, ligação covalente dativa.

Ligação covalente dativa, no ensino médio, é a ligação formada por um par de elétrons, sendo estes provenientes de um só dos átomos ¹¹. Considera-se que não se tem mais elétrons de um átomo ou de outro, mas sim, elétrons da molécula, que se arranjarão de tal forma a produzir a maior atração simultânea e a menor repulsão. Então as estruturas de Lewis, discutidas a seguir, não apresentam ligação covalente dativa.

Ainda, as estruturas de Lewis aqui abordadas não se apoiam na regra do octeto, ou seja, átomos de elementos localizados a partir do 3º período, que tem seus elétrons de valência localizados no 3º nível de energia, têm capacidade maior que oito elétrons, vide tabela 1, e nos utilizaremos dessa capacidade máxima.

Os alunos apresentam algumas dificuldades típicas na montagem das estruturas de Lewis^{30,31}. O professor do ensino médio deve conhecer tais dificuldades para que, através de uma abordagem adequada, consiga saná-las. Em função da divulgação da regra, quase lei, do octeto, o aluno apresenta dificuldade em aceitar a expansão da camada de valência, para elementos localizados a partir do 3º período da tabela periódica. Além disso, ele tem dificuldade em saber qual será o átomo central, e quando

ligações duplas ou triplas devem ser estabelecidas. Para minimizar essas dificuldades montou-se um esquema para formação das estruturas de Lewis, esquema esse que tenta suprir as deficiências relatadas dos alunos.

Neste esquema, seguiremos os seguintes passos, para montar as Estruturas de Lewis:

a) cálculo do número total de elétrons, da camada de valência dos átomos envolvidos, na formação da molécula.

b) escolha do elemento central – será aquele cuja fórmula apresenta apenas um átomo do elemento. Se houver mais de um nessa condição, será aquele com maior capacidade de elétrons na camada de valência, ou seja, aquele cujos elétrons de valência estão localizados em níveis de energia mais distantes do núcleo (maior período).

c) estabelecer uma ligação entre os átomos periféricos (não central) e o átomo central.

d) distribuir os pares de elétrons restantes para os elementos localizados no primeiro e segundo períodos (nível de energia), lembrando que os elementos do primeiro período só aceitam, no máximo, um par de elétrons e do segundo período (nível) aceitam, no máximo, 4 pares de elétrons. Distribuir os elétrons pelos átomos periféricos e, sobrando pares de elétrons, distribuí-los para o átomo central.

e) calcular a densidade de carga atômica (d_A), para todos os átomos, para avaliar se a estrutura proposta é viável:

$$d_A = \text{n}^\circ \text{ de elétrons de valência} - \text{n}^\circ \text{ de elétrons na estrutura}$$

Sendo:

$$\text{N}^\circ \text{ de elétrons de valência} = \text{n}^\circ \text{ da família}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de elétrons na estrutura} = \text{n}^\circ \text{ de elétrons não compartilhados} + \frac{1}{2} \text{n}^\circ \text{ de elétrons compartilhados.}$$

Um elemento que apresenta d_A^+ , significa que a densidade eletrônica na região próxima ao átomo, quando participa na formação da ligação, é menor do que quando isolado. Da mesma forma, quando um elemento apresenta d_A^- , significa que a

densidade eletrônica na região próxima ao átomo, quando participa na formação da ligação, é maior do que quando isolado.

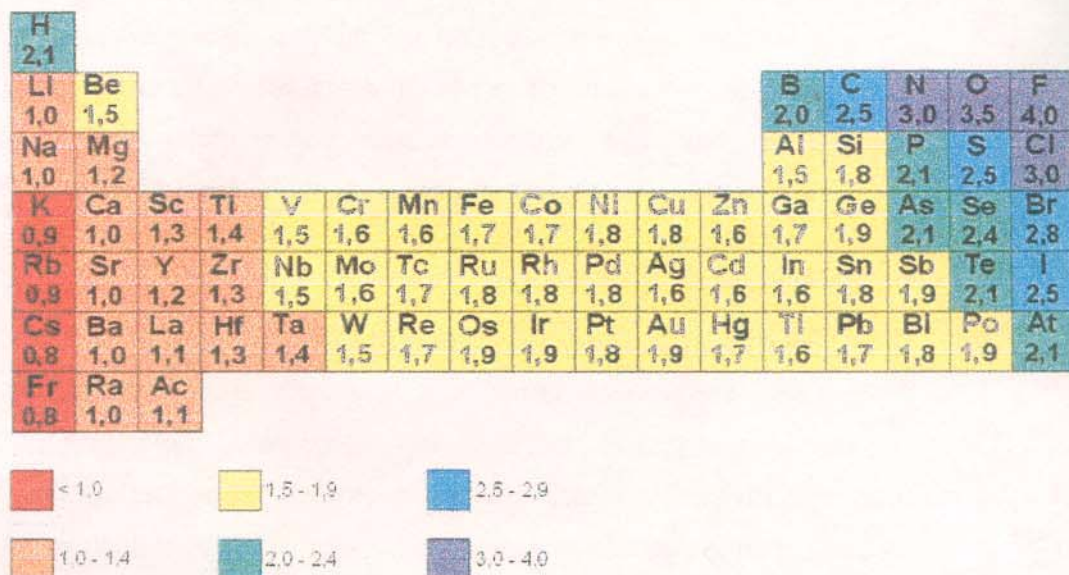
As estruturas de Lewis mais favoráveis para moléculas são aquelas onde não há densidade de carga, em qualquer dos átomos. Para qualquer estrutura molecular, a densidade de carga total deve ser igual a zero, ou ainda, a soma das densidades de cargas atômicas deve resultar em zero, pois a molécula, fruto da união de átomos neutros, é neutra. Para íons compostos, com mais de um elemento na sua composição, o somatório das densidades de carga atômica deve ser igual a carga do íon.

Quando da existência de densidades de carga atômica diferentes de zero, preferencialmente, o elemento que deve apresentar d^- é o mais eletronegativo, e o menos eletronegativo deve, preferencialmente, apresentar d^+ . Mas o que é eletronegatividade? Para compreendermos eletronegatividade, primeiro temos que recordar como a afinidade eletrônica dos elementos se manifesta na tabela periódica.

Retomemos o Modelo Atômico Padrão, onde os elétrons se distribuem nos níveis de energia assim como se distribuem nos períodos da tabela. Então, à medida que o número de elétrons aumenta em um mesmo período, o número de prótons do núcleo também aumenta; conseqüentemente, a atração entre núcleo e eletrosfera aumenta, diminuindo o raio atômico. Em um mesmo período da esquerda para a direita temos, uma tendência, de diminuição do raio atômico e de aumento da afinidade eletrônica, em função da maior atração. Se mudamos de período, e portanto de nível de energia temos uma tendência de aumento do raio atômico, em uma mesma família, portanto, a afinidade eletrônica diminui.

A eletronegatividade é a medida da capacidade de um átomo, na molécula, atrair para si os elétrons compartilhados. Essa capacidade está diretamente relacionada com a afinidade eletrônica do elemento. Portanto, quanto maior a afinidade eletrônica do elemento isolado, maior será sua eletronegatividade na molécula. Essa propriedade ajuda na elaboração de estruturas de Lewis para as moléculas.

Fig. 23 – Valores de eletronegatividade na tabela periódica, valores esses que estão relacionados com as tendências das entalpias de ionização e com as das afinidades ao elétrons dos átomos livres, desenvolvida por Linus Pauling.¹⁴

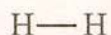


A seguir apresentaremos como as estruturas de Lewis nos auxiliam na elaboração de modelos moleculares e na compreensão do comportamento macroscópico das substâncias a partir dessas estruturas.

MOLÉCULAS DO TIPO A₂

Exemplo 1: H_2 – gás hidrogênio

- a) cálculo do número total de elétrons de valência para a molécula do gás hidrogênio: $(1 \times 2) = 2$ elétrons, portanto, 1 par de elétrons deve ser distribuído na molécula. Como esses dois átomos estão ligados, esse par de elétrons estará localizado entre os dois átomos de hidrogênio, dessa forma esse par de elétrons será atraído simultaneamente pelos dois núcleos de hidrogênio. Esse par de elétrons, representado pelo traço, será compartilhado pelos dois núcleos. Então, a estrutura de Lewis representativa para essa molécula é, onde o traço representa a ligação covalente, é:



b) Cálculo da densidade de carga para os hidrogênios:

$$d_H = 1 - (0+1) = 0$$

Portanto, essa estrutura é viável visto que a molécula do gás hidrogênio é neutra. Como os átomos que compõem a molécula são iguais, então ambos apresentam a mesma eletronegatividade, e esse par de elétrons compartilhado está situado entre os dois átomos, fazendo com que essa ligação seja apolar, conseqüentemente a molécula também o será.

Nas condições ambientes, pressão atmosférica de 1 atm, o gás hidrogênio é incolor. Apresenta baixo ponto de ebulição, aproximadamente -252°C , em função da sua baixa massa molecular e as forças entre moléculas serem muito fracas, pois, como vimos acima, esse gás é formado por moléculas apolares, resultando em forças intermoleculares, entre moléculas, fracas.

Como justificar então o composto Br_2 , que é formado por moléculas apolares, e nas condições ambientes é um líquido, com ponto de ebulição de aproximadamente 59°C ? Além das forças entre moléculas, temos que considerar a massa molar. O Br_2 apresenta massa molecular bem maior que o gás hidrogênio, portanto seu ponto de ebulição tende a ser maior se comparado com o gás hidrogênio. Analisemos os dados da tabela 10.

Tabela 10 - Relação entre massa molecular de moléculas do tipo A_2 e o ponto de ebulição, em pressão de 1 atm.

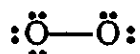
Composto do tipo A_2	Massa molar g/mol	Ponto de ebulição ($^{\circ}\text{C}$)
H_2	2	- 253
N_2	28	- 196
O_2	32	- 183
F_2	38	- 188
Cl_2	71	- 34
Br_2	160	59

Para o ensino médio, justificaremos esses dados da seguinte forma: todas as moléculas constantes da tabela 10, são moléculas do tipo A_2 , moléculas desse tipo são formadas por átomos do mesmo elemento químico, com mesma eletronegatividade, implicando em moléculas apolares. Assim sendo, as interações intermoleculares são do mesmo tipo e não justificam a diferença nos pontos de ebulição. No entanto, podemos justificar essa diferença utilizando-nos das massas molares, quanto maior a massa molar, de moléculas do mesmo tipo, mais difícil passá-las do estado líquido para o estado gasoso.

Na verdade, temos, numa visão mais atual, que quanto maior o raio atômico, as forças de dispersão, forças de natureza eletrostática, que provêm de atrações envolvendo dipolos induzidos, ficam mais intensas, implicando em temperaturas de ebulição maiores. Porém, a explicação de dipolos induzidos, implica na compreensão da polarização das nuvens eletrônicas, e isso não foi abordado pelo modelo aqui adotado.

Exemplo 2: O_2 – gás oxigênio

- cálculo do número total de elétrons de valência da molécula: $(6 \times 2) = 12$ elétrons, portanto temos 6 pares de elétrons para distribuir pela molécula.
- Não existe átomo central.
- Estabelecendo uma ligação entre os átomos envolvidos na molécula e distribuindo os pares de elétrons pelos átomos de O, teremos:



- nessa estrutura temos densidade de cargas diferentes para os átomos de oxigênio, um com densidade de carga -1 , o da esquerda, e o outro com $+1$. Outra estrutura molecular pode ser proposta, onde tem-se uma maior número de ligações e, portanto, maior atração simultânea:

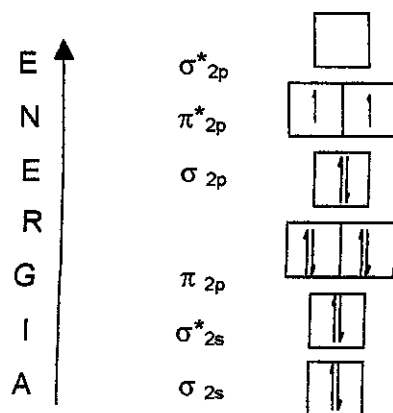


Nessa estrutura a densidade de carga é zero para os oxigênios que participam da molécula, é uma molécula apolar com forças intermoleculares fracas, conforme discutido anteriormente. Porém, a substância gás oxigênio é paramagnética, ou seja,

como muitos metais, é atraída pelo campo magnético causado, por exemplo, por ímãs. A substância oxigênio no estado líquido é tão magnética que fica agarrada a pólos de ímã; no entanto, para esse comportamento ocorrer, de acordo com o modelo que estamos adotando, as moléculas dessa substância deveriam apresentar elétrons desemparelhados, o que não observamos na estrutura molecular acima, dado pela estrutura de Lewis.

Portanto ressaltamos que, nesse caso, é necessário um outro modelo para justificar o comportamento macroscópico da substância oxigênio, e esse modelo é dado pela teoria dos orbitais moleculares, onde tem-se elétrons desemparelhados no orbital molecular π_{2p}^* , pi antiligante, fig. 24, e essa teoria não será abordada no ensino médio. No entanto, o aluno deve ser alertado dos limites desses modelos moleculares e o professor deve estar inteirado do modelo do orbital molecular que justifica o comportamento macroscópico dessa substância.

Fig. 24 – Ocupação dos orbitais moleculares para a molécula de O_2 . O modelo do orbital molecular justifica o paramagnetismo dessa substância, pela presença de elétrons desemparelhados (em vermelho).



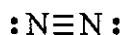
Portanto, esse exemplo deve ser evitado, ou ainda, colocado após a assimilação da montagem das estruturas de Lewis, pois, caso esse exemplo seja colocado logo de início, pode ficar a sensação de que as estruturas de Lewis não são úteis por terem limitações, quando na verdade sabemos que essas estruturas auxiliam, e muito, o trabalho dos químicos.

Exemplo 3: N₂ – gás nitrogênio

- cálculo do número total de elétrons de valência da molécula: $(5 \times 2) = 10$ elétrons, portanto temos 5 pares de elétrons para distribuir pela molécula.
- Não existe átomo central.
- Estabelecendo uma ligação entre os átomos envolvidos na molécula teremos:



- na estrutura acima distribuiu-se os pares de elétrons restantes sobre os átomos de nitrogênio resultando em uma estrutura com densidades de carga igual a zero: $d_N = 5 - (4 + 1) = 0$. Porém essa estrutura não apresenta a maior atração simultânea, ou seja, não forma o máximo de ligações possíveis, então temos uma novo modelo com o máximo de ligações possíveis e densidade de carga igual a zero para os nitrogênios:



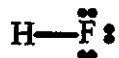
MOLÉCULAS DO TIPO AX

Nesse conjunto de moléculas teremos átomos com diferentes eletronegatividade, compondo a ligação covalente. O par de elétrons compartilhado, ou ainda, aquele que sofre atração simultânea, ficará mais próximo do átomo do elemento mais eletronegativo, implicando na formação de uma ligação polar, com polaridade positiva sobre o elemento menos eletronegativo, e polaridade negativa sobre o mais eletronegativo. O par de elétrons não estará mais equidistante dos átomos que compõem a molécula, como ocorreu em moléculas do tipo A₂.

Exemplo 4: HF – fluoreto de hidrogênio

- cálculo do número total de elétrons de valência da molécula: $(1 \times 1) + (7 \times 1) = 8$ elétrons, portanto temos 4 pares de elétrons para distribuir pela molécula.
- não existe átomo central.
- Estabelecendo uma ligação entre os átomos envolvidos na molécula teremos: H – F.
- Como o fluor é do segundo período (elétrons de valência no segundo nível de energia), preencher sua camada de valência significa colocar 4 pares de elétrons, como um já foi

utilizado na ligação faltam três (esses pares são representados por dois pontos e correspondem aos pares de elétrons não compartilhados), então teremos a seguinte estrutura de Lewis:

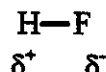


e) cálculo da densidade de carga para os átomos envolvidos na molécula:

$$d_{\text{H}} = 1 - (0+1) = 0$$

$$d_{\text{F}} = 7 - (6+1) = 0$$

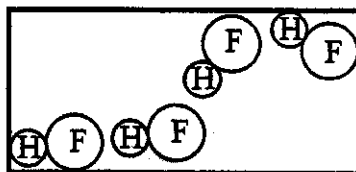
Como o fluor é um elemento mais eletronegativo que o hidrogênio, vide fig. 23, o par de elétrons compartilhado estará mais próximo do fluor, dando a essa ligação uma bipolaridade, com polaridade negativa sobre o fluor e polaridade positiva sobre o hidrogênio. A molécula da substância também será polar:



ESTRUTURA MOLECULAR DO HF *versus* COMPORTAMENTO MACROSCÓPICO

Porém, esse dipolo, estabelecido na molécula de HF, apresenta características importantes. O hidrogênio é o menor átomo da tabela periódica, portanto sua carga parcial positiva fica concentrada em um pequeno volume atômico. O átomo de fluor, além de ser o mais eletronegativo, apresenta pares de elétrons não compartilhados. Então, o hidrogênio, com sua carga parcial positiva concentrada, de uma molécula, liga-se ao par de elétrons não compartilhado do fluor de outra molécula, formando uma interação entre moléculas forte, interação intermolecular, chamada de **ligação de hidrogênio**. Esse tipo de ligação só ocorre quando a molécula contém hidrogênio ligado a um elemento muito eletronegativo: F, O e N. Essa ligação se repete e forma cadeia de moléculas de HF, resultando no seguinte modelo, fig. 25, para o estado líquido do HF, utilizando da representação de Dalton:

Fig. 25 – Modelo para arranjo das moléculas de HF, estabelecendo ligações hidrogênio.



Essas forças intermoleculares são tão fortes que tomam o HF com comportamento distinto dos outros compostos formados por hidrogênio e elementos da mesma família do fluor (família 7A). Comparando os compostos: HF; HCl; HBr e HI, o HF é o que apresenta maior temperatura de ebulição. A expectativa é que, quanto maior a massa da molécula, maior será sua temperatura de ebulição, mesmo não discutindo a massa molecular, podemos compreender que quanto maior o número atômico maior a massa desse elemento. Portanto, o que se esperaria é a seguinte sequência crescente de temperatura de ebulição (Tebulição):

Tebulição HF < Tebulição HCl < Tebulição HBr < Tebulição HI

Ou seja, o HF apresentando menor temperatura de ebulição já que apresenta menor massa molecular e o HI apresentando maior temperatura de ebulição, por apresentar, dentro da família 7A, maior massa molecular. No entanto, o que encontramos é a seguinte sequência de temperaturas de ebulição:

Tebulição HCl < Tebulição HBr < Tebulição HI < Tebulição HF

O HF é o que apresenta maior temperatura de ebulição quando deveria apresentar menor, tomando como apoio a massa da molécula. Então, a justificativa para essa diferença no ponto de ebulição está nas forças intermoleculares, chamadas de ligação de hidrogênio. A ligação de hidrogênio ocorre entre moléculas que contenham hidrogênio ligado a um elemento muito eletronegativo, ou seja, fluor, oxigênio e nitrogênio, pertencentes respectivamente as famílias 7A, 6A e 5A. O Cloro embora apresente eletronegatividade igual a do nitrogênio, vide escala de Pauling na fig. 23, suas ligações hidrogênio não são tão expressivas, pois o cloro é um átomo bem maior, e tem sua carga parcial negativa não tão concentrada se comparado com o nitrogênio.

Resumindo temos, as moléculas das substâncias apresentadas acima, H_2 , O_2 , N_2 e HF , são classificadas como moléculas do tipo AX , sendo moléculas lineares. Caso o par de elétrons esteja localizado equidistante dos átomos componentes da ligação, moléculas do tipo A_2 , onde os átomos apresentam igual eletronegatividade, essa ligação será apolar e a molécula também. Caso o par de elétrons esteja localizado mais próximo a um átomo da molécula em função da diferença de eletronegatividade, essa ligação será polar e a molécula também.

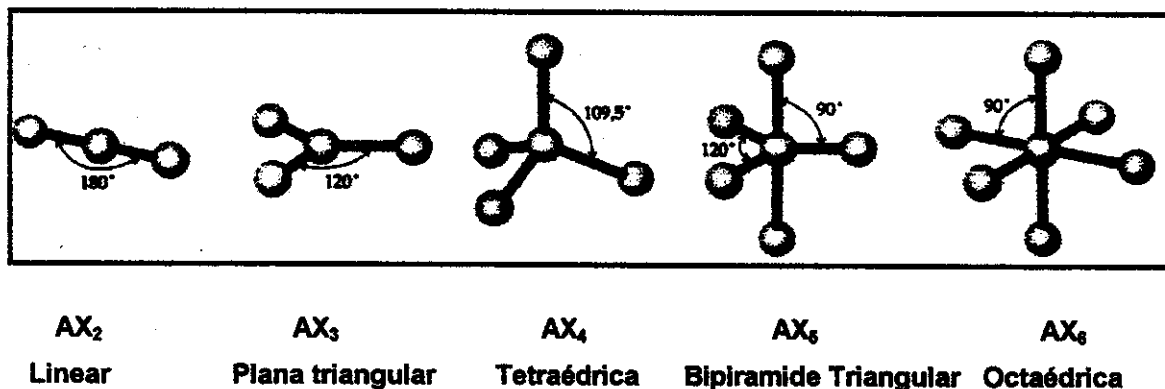
MOLÉCULAS DO TIPO AX_2

Moléculas do tipo AX_2 , apresentam um diferencial em relação às moléculas do tipo AX , que é a existência do átomo central. Então, a partir desse ponto teremos mais de uma região com elétrons compartilhados. Essas regiões apresentam repulsão umas em relação às outras, e esse átomo central pode apresentar elétrons não compartilhados, nesse caso, deve-se considerar a repulsão entre estes e os compartilhados. Neste ponto necessitamos aprofundar o Modelo da repulsão dos pares de elétrons na camada de valência (RPECV), citado quando da apresentação de estruturas de Lewis. Essa preocupação é lógica dentro dessa proposta, visto que a premissa é considerar interações de repulsão e atração.

No Modelo RPECV estabelece-se modelos geométricos para as moléculas de tal forma que, os ângulos entre as regiões que contém pares de elétrons compartilhados e, também, os não compartilhados, sejam tais a obter a menor repulsão entre esses pares de elétrons. Tais ângulos são estabelecidos a partir da estrutura de Lewis da molécula.

Então temos as seguintes formas geométricas, fig. 26, com ocorrência da menor repulsão possível, para moléculas dos tipos AX_2 ; AX_3 ; AX_4 ; AX_5 e AX_6 . Essas formas geométricas levam em consideração moléculas onde o átomo central, A, não apresente par de elétrons não compartilhado.

Fig. 26 – Geometrias previstas pelo Modelo de repulsão de pares de elétrons para moléculas do tipo AX_2 até AX_6 . Onde A é o átomo central e X é o átomo periférico.¹⁴



Quando o átomo central A, está ligado a átomos periféricos, X, iguais, as geometrias moleculares da fig. 26, irão produzir moléculas apolares, mesmo que as ligações sejam polares. Isso porque, nessa condição, o somatório dos momentos dipolares, para cada uma dessas estruturas, é igual a zero. No ensino médio, considera-se apenas que, se um desses átomos periféricos for diferente, essas geometrias não produzirão mais moléculas apolares, mas sim polares.

A presença de pares de elétrons não compartilhados no átomo central, provocará desvios dos ângulos considerados na figura 26. Quantificar esses desvios não deve ser preocupação no ensino médio, o importante é saber que ocorrem desvios, visto que ocorre repulsão entre os pares de elétrons compartilhados e os não compartilhados no átomo central.

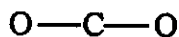
Como então, avaliar as geometrias para as moléculas quando o átomo central apresenta elétrons não compartilhados? Considere o par de elétrons não compartilhado como sendo um ligante, E, ao átomo central. Exemplo, a água tem dois átomos periféricos H, ligados ao átomo central O, porém o oxigênio apresenta dois pares de elétrons não compartilhados. Esses dois átomos de hidrogênio e os dois pares de elétrons não compartilhados, molécula do tipo AX_2E_2 , irão se posicionar como no modelo AX_4 , da figura 26, não com esses mesmo ângulos, pois a repulsão entre pares de elétrons compartilhados é menor que a repulsão entre pares de elétrons

compartilhados e não compartilhados. Essa molécula será polar, pois os quatro ligantes não são iguais.

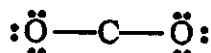
Apresenta-se a seguir alguns exemplos de moléculas do tipo AX_2 , sem e com elétrons não compartilhados no átomo central, para que se possa fazer uma comparação e estabelecer um raciocínio lógico.

Exemplo 5: CO_2 – Dióxido de carbono ou gás carbônico

- cálculo do número total de elétrons de valência na molécula: $(4 \times 1) + (6 \times 2) = 16$ elétrons, portanto 8 pares de elétrons deverão ser distribuídos.
- O átomo central será o C, pois é o que está sozinho.
- Estabelecendo uma ligação entre o átomo central e os periféricos teremos:



- como o oxigênio é do segundo período, ou seja, apresenta elétrons de valência localizados no segundo nível de energia, preencher sua camada de valência



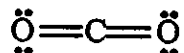
significa colocar 4 pares de elétrons, como um já foi utilizado na ligação faltam três:

- cálculo da densidade de carga para o carbono e oxigênio:

$$d_C = 4 - (0 + 2) = +2$$

$$d_O = 6 - (6 + 1) = -1$$

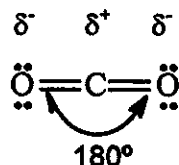
Embora o somatório das densidades de carga dê zero, a existência de densidades de carga pode ser evitada com o aumento do número de ligações, e também, da atração simultânea, entre o carbono e o oxigênio, então teremos:



Nessa estrutura a densidade de carga do carbono e do oxigênio é zero, essa parece ser a estrutura viável, onde ocorre a maior atração possível, com formação do maior número de ligações possíveis, o que implica na maior atração simultânea.

Agora, qual deve ser o modelo molecular para justificar o comportamento macroscópico da substância? Temos duas regiões com pares de elétrons compartilhados, proporemos um modelo para diminuir a repulsão entre esses pares de

elétrons, localizados nessas duas regiões. Para termos a menor repulsão possível, apoiando-nos no modelo RPECV, a molécula deve ser linear, ou seja, com 180° de separação entre essas duas regiões. A ligação carbono-oxigênio é polar visto que o oxigênio é mais eletronegativo que o carbono, fazendo com que o par de elétrons compartilhado esteja mais próximo ao oxigênio do que ao carbono. Então, o carbono irá ficar com polaridade positiva e o oxigênio negativa. Como os átomos periféricos são iguais, essa molécula será apolar.



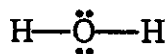
Essa estrutura é útil para justificar, quando tal assunto for abordado, o comportamento ácido do CO_2 . O dióxido de carbono é considerado um ácido de Lewis, pois o carbono apresenta menor eletronegatividade, comparado com o oxigênio, ficando deficiente em elétrons, sendo portanto um bom receptor de pares de elétrons oriundos de outras moléculas, como por exemplo a água, conforme veremos a seguir.

Exemplo 6: H_2O – óxido de hidrogênio ou água

- cálculo do número total de elétrons de valência para a molécula: $(1 \times 2) + (6 \times 1) = 8$ elétrons, portanto 4 pares de elétrons deverão ser distribuídos.
- o átomo central será o oxigênio, pois é o que está sozinho.
- estabelecendo uma ligação entre o átomo central e os átomos periféricos teremos:



- como o hidrogênio é do primeiro período da tabela periódica (elétrons de valência no primeiro nível de energia), compartilhando um par de elétrons sua camada de valência já estará preenchida, então os pares de elétrons restantes ficarão com o oxigênio como pares de elétrons não compartilhados:



- cálculo da densidade de carga atômica para o oxigênio e hidrogênio:

$$d_{\text{O}} = 6 - (4 + 2) = 0$$

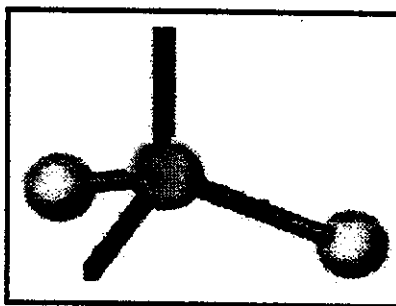
$$d_{\text{H}} = 1 - (0 + 1) = 0$$

Como a molécula é neutra essa estrutura, com densidades de cargas nulas, parece viável.



Observando a estrutura acima percebemos que a molécula de água não é linear como é a do CO_2 , pois o átomo central (oxigênio) apresenta dois pares de elétrons não compartilhados. Para diminuir a repulsão entre os pares de elétrons compartilhados e os não compartilhados, esses pares de elétrons irão se acomodar como as moléculas do tipo AX_4 , porém com desvios nos ângulos, que não mais serão de $109,5^\circ$, conforme figura 27.

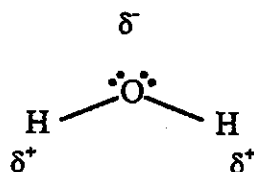
Fig. 27 – Proposta de arranjos dos pares de elétrons compartilhados e não compartilhados, na molécula da água, de tal forma a ocorrer a menor repulsão entre esses pares



As ligações são polares, pois o oxigênio é muito mais eletronegativo que o hidrogênio (vide escala de eletronegatividade), com polaridade negativa para o oxigênio e positiva para o hidrogênio, e essa molécula será polar, pois, só seria apolar se o oxigênio estivesse ligado a 4 átomos iguais.

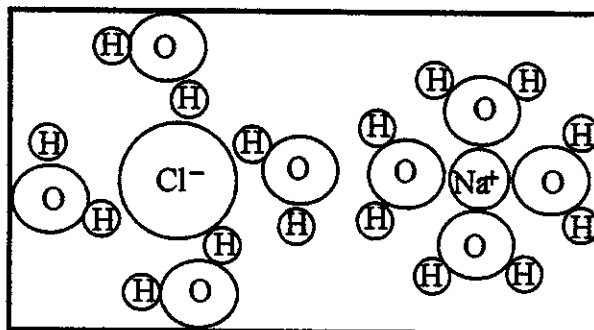
ESTRUTURA MOLECULAR DA ÁGUA versus COMPORTAMENTO MACROSCÓPICO

Em função da diferença de eletronegatividade entre o oxigênio e o hidrogênio, na água teremos um dipolo (dois polos), com polaridade negativa sobre o oxigênio e positiva sobre o hidrogênio:



Além do fato das ligações serem polares, a geometria da molécula lhe confere polaridade. Por isso, a água dissolve a maioria dos compostos iônicos, visto que a polaridade negativa do oxigênio irá atrair os íons positivos e a polaridade positiva do hidrogênio irá atrair os íons negativos; teremos então moléculas de água solvatando íons. Elaborando um modelo de moléculas de água dissolvendo o sal de cozinha, onde a melhor representação da distribuição das partículas de soluto e de solvente, numa solução aquosa diluída de cloreto de sódio é mostrada na figura 28.

Fig. 28 – Modelo para a dissolução do sal de cozinha em água, onde temos moléculas de água solvatando os íons provenientes do Na^+Cl^-

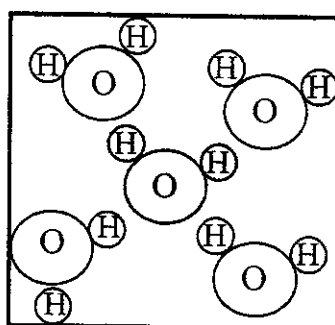


É importante ressaltar que a figura anterior representa um modelo, classificado nesse trabalho como modelo gráfico, utilizando o modelo de Dalton. Deve-se, no entanto, constantemente colocar que, a molécula não contém hidrogênio e oxigênio, mas sim, a molécula teve origem em dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio. A partir do momento da formação da molécula o que se tem, de acordo com o modelo adotado, são núcleos e elétrons arranjando-se de tal forma a produzir a maior atração e a menor repulsão. Tais modelos são necessários para compreender o comportamento desses compostos. As bolinhas são modelos para nos ajudar a justificar o comportamento desses compostos.

Outro ponto a analisar na água são as interações entre moléculas (interações intermoleculares). Como a eletronegatividade do oxigênio (3,5) é bem mais alta que a

do hidrogênio (2,1) resulta em uma ligação de polaridade razoável, só superada pela ligação do hidrogênio com fluor (4,0). O oxigênio além de ter essa diferença de eletronegatividade, que lhe confere uma carga parcial negativa, apresenta dois pares de elétrons não compartilhados. Esses pares de elétrons não compartilhados do oxigênio de uma molécula de água, estabelecem interações com o hidrogênio polarizados de outra molécula de água. Da mesma forma, os hidrogênios polarizados, de uma molécula de água, estabelecem interações moleculares com os pares de elétrons de outra molécula de água. Essas interações intermoleculares são chamadas de ligações de hidrogênio. Cada molécula de água, destacada na coloração azul na figura 29, faz ligações de hidrogênio com outras quatro moléculas de água.

Fig. 29 - Modelo para o arranjo das moléculas de água formando ligações de hidrogênio.



A presença de ligações de hidrogênio na água justifica seu alto ponto de ebulição, em comparação com compostos de hidrogênio com elementos da família 6A, a qual o oxigênio pertence. Como a água tem menor massa molecular deveria ter menor ponto de ebulição e o que observamos é o contrário e anômalo aos outros elementos da sua família, o que pode ser verificado na tabela 11.

Tabela 11 – Comparação dos pontos de ebulição dos compostos que contém elementos da família 6 A e hidrogênio

HIDRETOS DA FAMÍLIA 6 A	TEMPERATURA DE EBULIÇÃO
H ₂ O	100°C
H ₂ S	-50°C
H ₂ Se	-40°C
H ₂ Te	0°C

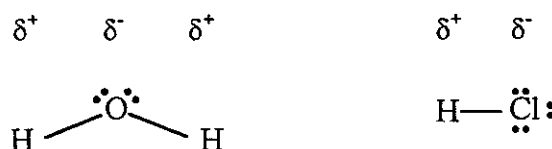
Explicando melhor, a massa molecular aumenta da H_2O para o H_2Te , então a água deveria apresentar o menor ponto de ebulição. Exceção feita à água, os outros compostos seguem o comportamento esperado. Justifica-se o comportamento anômalo da água pela presença das ligações hidrogênio.

Outro comportamento macroscópico da substância água, justificado pelas ligações hidrogênio, é a alta tensão superficial que a água apresenta.

A ligações hidrogênio, que ocorrem entre as moléculas de água, são mais compridas que as ligações covalentes O-H. Graças às ligações hidrogênio, a estrutura do gelo é mais aberta que a da água líquida. Como, em média, as moléculas de água estão mais afastadas no gelo do que na água líquida, aquele é menos denso que esta. Ou seja, quando a água se solidifica formando cristais de gelo, esses cristais ocuparam um volume maior no estado sólido se comparado com o estado líquido, portanto a densidade do estado sólido é menor que a do estado líquido, contrariando o comportamento da maioria das substâncias. Águas de rios congelam de cima para baixo ao contrário da maioria das substâncias líquidas em função dessa diferenciação da densidade do estado sólido em comparação ao estado líquido.

A água também dissolve compostos moleculares polares, mas dissolve muito pouco compostos moleculares apolares. Temos então que o tetracloreto de carbono (CCl_4) que contém moléculas apolares tipo AX_4 , sem pares de elétrons não compartilhados no átomo central, é um líquido praticamente insolúvel em água.

Outra participação importante da água é quando misturada às substâncias do tipo HCl , HBr , HI , HF , H_2SO_4 . Quando montamos a estrutura de Lewis dessas substâncias, o hidrogênio está ligado a um elemento muito eletronegativo, fazendo com que o par de elétrons fique mais próximo do elemento mais eletronegativo. Quando essas substâncias são adicionadas à água, ocorre a ionização, ou seja, formação de íons que não existiam. Exemplificando: Ao adicionarmos HCl à água, teremos as seguintes estruturas com suas respectivas polaridades:



Como já discutimos acima, o hidrogênio do HCl forma ligação de hidrogênio com o oxigênio da água, fig. 30 A, e a ligação H-Cl tem o par de elétrons localizado próximo ao cloro. Devido à presença da água e da formação da ligação de hidrogênio, ocorre uma ionização (formação de íons) que podemos representar pelas figura 30 B.

Fig. 30 A – formação da ligação hidrogênio, entre moléculas de água e de HCl.

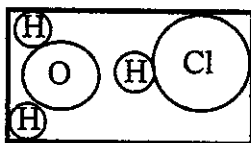
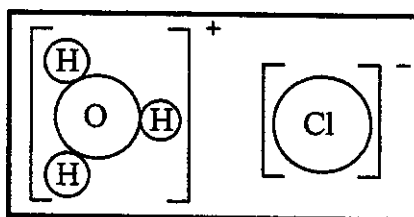


Fig. 30 B – ionização do HCl.



Os íons formados $[H_3O]^+$ e $[Cl]^-$ estarão solvatados por moléculas de água assim como ocorreu com compostos iônicos descrito acima. Na verdade o que acabamos de descrever trata-se de uma reação química. O íon $[H_3O]^+$ é chamado de íon hidrônio e confere à solução um caráter ácido.

A água é capaz de ionizar substâncias como o HCl, HBr, etc, devido à presença de ligações hidrogênio. Então, esperamos que a água seja capaz de sofrer auto ionização, ou seja, gerar íons. Seguindo a mesma sequência, utilizada para o HCl em água, teremos a formação das ligações de hidrogênio entre moléculas de água, figura 31 A, e a auto ionização figura 31 B.

Fig. 31 A – Formação da ligação de hidrogênio entre duas moléculas de água.

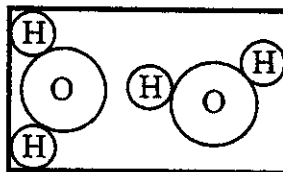
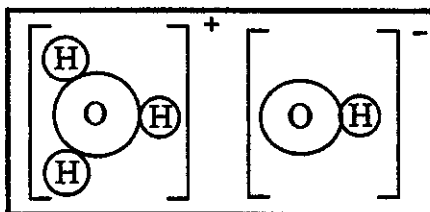


Fig. 31 B – Auto-ionização da água – formação de íons a partir de duas moléculas de água.



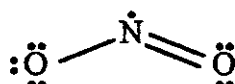
A auto ionização serve para justificar o comportamento neutro da água, porém, a quantidade de íons formados, só pode ser justificada depois de assimilado equilíbrio químico.

Exemplo 7: NO_2 – dióxido de nitrogênio

- cálculo do número total de elétrons de valência para a moléculas: $(5 \times 1) + (6 \times 2) = 17$, portanto 8 pares de elétrons e um elétron desemparelhado.
- o átomo central será o nitrogênio, pois é aquele, que na fórmula, apresenta apenas um átomo.
- estabelecendo uma ligação entre o átomo central e os periféricos teremos:



- tanto o oxigênio quanto o nitrogênio tem seus elétrons de valência localizados no segundo período, portanto esse nível tem capacidade máxima de 8 elétrons ou quatro pares de elétrons. Temos a seguinte possibilidade:



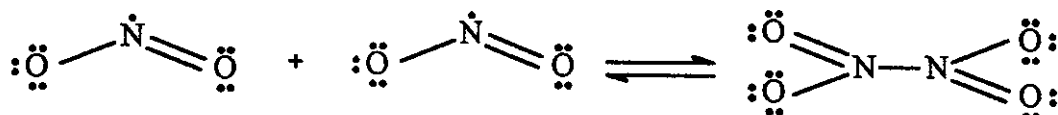
Estrutura I

A estrutura I apresenta densidade de carga para um dos oxigênios igual a -1 e densidade de carga para o nitrogênio $+1$, sendo a soma das densidades igual a zero, o que é desejado para uma molécula, além de respeitar a capacidade máxima de elétrons tanto do nitrogênio quanto do oxigênio, então esta será adotada como modelo molecular para o NO_2 . Esta é uma molécula, do tipo AX_2 figura 27, mas apresenta um desvio do ângulo de 180° , tornando-a angular. A molécula angular apresenta menor repulsão

entre os pares de elétrons compartilhados e o elétron não compartilhado, localizado no nitrogênio.

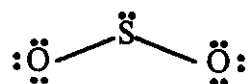
A estrutura I é chamada de radical livre, pois apresenta um elétron desemparelhado sobre o nitrogênio, o que o torna bastante reativo, pois ou se combina com outros radicais livres para dar origem a moléculas com elétrons emparelhados, ou reage dando origem a outros radicais livres. O comportamento macroscópico do NO_2 confirma essa previsão.

Outra observação macroscópica que confirma que a estrutura I é representativa do NO_2 , é o fato de o dióxido de nitrogênio, gás castanho, quando resfriado, sofrer dimerização dando origem ao N_2O_4 , gás incolor, pois este não apresenta elétrons desemparelhados. Esse fenômeno é representado pela equação:

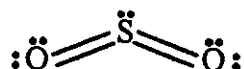


Exemplo 8: SO_2 – dióxido de enxofre

- cálculo do número total de elétrons de valência para a molécula: $(6 \times 3) = 18$, portanto 9 pares de elétrons devem ser distribuídos.
- O átomo de enxofre é o átomo central, pois é aquele, que na fórmula, apresenta apenas um átomo.
- estabelecendo uma ligação entre o átomo central e os periféricos temos:

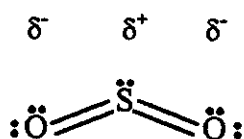


A estrutura anterior apresenta densidade de carga -1 sobre o oxigênio e $+2$ sobre o enxofre. Sempre deve-se avaliar a existência de outra estrutura que apresente densidade de cargas atômicas zero para moléculas e com o maior número de ligações possíveis, pois isso significa maior atração simultânea. Propomos, então, uma segunda estrutura:



Na estrutura acima as densidades de cargas atômicas são iguais a zero. O oxigênio, que apresenta seus elétrons de valência no segundo nível de energia, apresenta oito elétrons, que é a capacidade máxima eletrônica do 2º nível. Já o enxofre, com elétrons de valência no terceiro nível de energia, apresenta 10 elétrons, isso não é problema, pois no modelo adotado, elementos com elétrons de valência no terceiro nível de energia podem apresentar até 18 elétrons nesse nível. Portanto, essa parece ser a melhor estrutura para a molécula de SO₂.

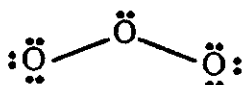
A molécula apresenta duas regiões com pares de elétrons compartilhados e uma região com par de elétrons não compartilhado. A melhor disposição desses pares de elétrons é aquela onde ocorra menor repulsão, do tipo AX₃. As ligações são polares e a molécula também, já que moléculas do tipo AX₃ só são apolares se os três átomos periféricos forem iguais.



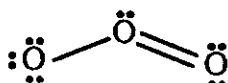
Essa estrutura onde o átomo central apresenta par de elétrons não compartilhado, faz com que o SO₂ comporte-se como uma base de Lewis, por exemplo na presença de BF₃.

Exemplo 9 – O₃ – gás ozônio

- cálculo do número total de elétrons de valência na composição da molécula: (6x3)=18, portanto 9 pares de elétrons devem ser distribuídos.
- Como os átomos são iguais não há sentido em falar em átomo central.
- Estabelecendo uma ligação entre os átomos teremos:



- Na estrutura anterior temos densidade de carga atômica -1 para dois oxigênios e +2 para um, a soma das densidades de carga é zero, porém estabelecendo maior número de ligações entre os átomos tem-se uma estrutura com maior atração simultânea, respeitando a capacidade máxima de elétrons para o oxigênio:



Na estrutura anterior, temos as seguintes densidades de cargas atômicas, da esquerda para a direita respectivamente, -1, +1 e zero.

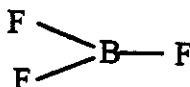
A geometria para a molécula de O_3 será aquela que produz a menor repulsão entre, as duas regiões com pares de elétrons compartilhados e a região com par de elétrons não compartilhados. Essa molécula é do tipo AX_3 , plana triangular. Porém, moléculas do tipo AX_3 , somente serão apolares, se todos os X forem iguais, então a molécula O_3 é polar.

Resumindo temos, moléculas do tipo AX_2 (onde A é o átomo central e X são átomos periféricos iguais) serão lineares e apolares se o átomo central não apresentar pares de elétrons não compartilhados, caso o átomo central apresente elétrons não compartilhados essa molécula será polar.

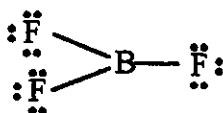
MOLÉCULAS DO TIPO AX_3

Exemplo 10: BF_3 – trifluoreto de boro

- cálculo do número total de elétrons de valência para a molécula: $(3 \times 1) + (7 \times 3) = 24$, portanto 12 pares de elétrons deverão ser distribuídos.
- o átomo central será o boro, pois é aquele, que na fórmula, apresenta apenas um átomo.
- Estabelecendo uma ligação entre o átomo central e os periféricos teremos:



- como o fluor é do segundo período, (elétrons de valência no segundo nível de energia), preencher sua camada de valência significa colocar 4 pares de elétrons, como um já foi utilizado na ligação faltam três:



e) cálculo da densidade de carga atômica para o fluor e boro:

$$d_F = 7 - (6+1) = 0$$

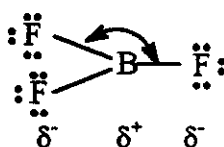
$$d_B = 3 - (0+3) = 0$$

Como a molécula é neutra e as densidades atômicas também, essa estrutura é viável.

Para diminuir a repulsão entre os três pares de elétrons compartilhados, a geometria onde ocorre maior afastamento é de 120° entre as ligações (pares de elétrons compartilhados), ou seja geometria triangular plana.

As ligações são polares, pois o fluor é um elemento mais eletronegativo que o boro, então os pares de elétrons compartilhados estarão mais próximos ao fluor que ao boro, mas essa disposição geométrica, que gera a menor repulsão entre pares de elétrons compartilhados, dessas três ligações, produz uma molécula apolar.

120°

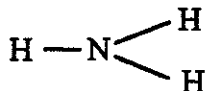


Outra conclusão interessante, quando da observação desse modelo molecular, é o fato do boro estar localizado no segundo período da tabela periódica. Portanto, apresenta elétrons de valência localizados no segundo nível de energia, cuja capacidade máxima de elétrons é 8, ou ainda, aceita até 4 pares de elétrons. Como o boro, nessa estrutura, compartilha apenas 3 pares de elétrons, é de se esperar que, essa substância, seja capaz de reagir com outra que apresente par de elétrons não compartilhado, como observaremos na amônia. Observa-se que o BF_3 reage facilmente com substâncias que apresentem par de elétrons não compartilhado, sendo considerado um ácido de Lewis forte.

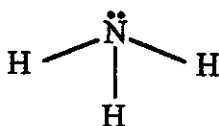
Exemplo 11: NH_3 – amônia

a) cálculo do número total de elétrons de valência na molécula: $(5 \times 1) + (1 \times 3) = 8$ elétrons, portanto 4 pares de elétrons deverão ser distribuídos na composição da molécula.

- b) o átomo central será o N, pois é aquele, que na fórmula, apresenta apenas um átomo.



- c) estabelecendo uma ligação entre o átomo central e os periféricos teremos:
- d) como o hidrogênio é do primeiro período da tabela periódica (elétrons de valência no primeiro nível de energia), preencher sua camada de valência significa colocar um par de elétrons. Quando o hidrogênio estabelece ligação com o N, sua capacidade é máxima. Portanto, o par de elétrons restante deverá se localizar no átomo central, resultando em:



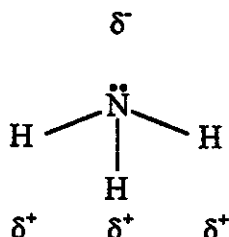
- e) cálculo da densidade de carga atômica para o hidrogênio e nitrogênio:

$$d_{\text{H}} = 1 - (1+0) = 0$$

$$d_{\text{N}} = 5 - (3+2) = 0$$

Devido a existência do par de elétrons localizado no átomo central, essa estrutura será do tipo AX_4 , pois resulta na menor repulsão possível, entre pares de elétrons compartilhados e não compartilhado. Porém, essa molécula será polar devido a existência do par de elétrons não compartilhado.

As ligações nitrogênio-hidrogênio são polares pois o nitrogênio é mais eletronegativo que o hidrogênio, resultando em polaridade negativa para o nitrogênio e positiva para o hidrogênio. Devido a geometria da molécula ela também será polar.

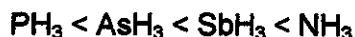


A presença do par de elétrons não compartilhado, no nitrogênio, dará a essa substância caráter básico. Espera-se, também, que ela seja capaz de reagir com o BF_3 ,

pois o boro, que apresenta seus elétrons de valência no segundo nível de energia, aceita mais um par de elétrons, no caso, oriundo da molécula de amônia. De fato, o comportamento macroscópico dessas duas substâncias é coerente com esses modelos moleculares.

ESTRUTURA MOLECULAR DA AMÔNIA (NH₃) *versus* COMPORTAMENTO MACROSCÓPICO

Novamente, como temos o hidrogênio ligado a um elemento muito eletronegativo (N), teremos ligações de hidrogênio entre moléculas como ocorreu no HF e na H₂O. A confirmação das ligações de hidrogênio, entre moléculas de NH₃, é feita pela comparação dos pontos de ebulição, dos compostos de hidrogênio com elementos da família do nitrogênio (família 5A). Retomando a discussão feita tanto para a água, como para o fluoreto de hidrogênio, tem-se como expectativa que o NH₃ deva apresentar menor ponto de ebulição, em relação ao PH₃, AsH₃ e SbH₃, já que o NH₃ apresenta menor massa molecular. No entanto a sequência que percebemos para a temperatura de ebulição é:



Esse comportamento anômalo é justificado pelas ligações de hidrogênio entre moléculas desse composto.

A amônia pode formar ligação de hidrogênio com outras moléculas de amônia ou com moléculas de água, fig. 32 A. A solubilidade da amônia em água é justificada pela formação de ligações de hidrogênio entre essas duas substâncias. Em função da formação de ligações de hidrogênio, tem-se a possibilidade da ionização da amônia em água, fig. 32 B. Essa reação apresenta um equilíbrio, então, tem-se moléculas não ionizadas em equilíbrio com os seus respectivos íons.

Fig. 32 A – Modelo para a formação de ligação de hidrogênio entre moléculas de água e amônia.

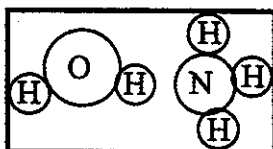
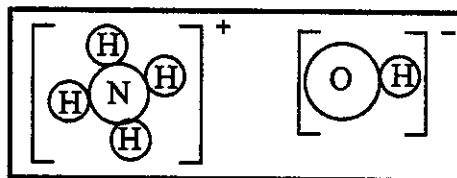
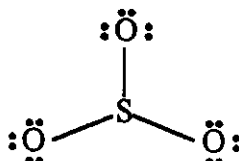


Fig. 32 B – Modelo para a ionização da amônia na presença de água

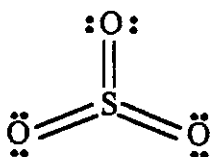


Exemplo 12: SO₃ – trióxido de enxofre

- cálculo do número total de elétrons de valência da molécula: $(6 \times 4) = 24$, ou seja, 12 pares de elétrons devem ser distribuídos.
- o átomo central será o enxofre, pois é aquele, que na fórmula, apresenta apenas um átomo.
- estabelecendo uma ligação entre o átomo central e os periféricos e respeitando a capacidade máximo de elétrons de cada elemento na camada de valência temos:



- Na estrutura anterior temos densidade de carga -1 sobre os oxigênios e $+3$ sobre o enxofre. Propomos então uma estrutura onde as densidades de cargas atômicas sejam zero e o maior número de ligações possíveis. Temos então:



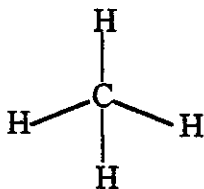
Essa estrutura justifica o comportamento ácido do SO₃ perante a água, dando origem ao ácido sulfúrico, pois o enxofre está ligado a um elemento mais eletronegativo que ele e também não apresenta par de elétrons não compartilhado, fazendo com que o enxofre seja um bom aceptor dos pares de elétrons da água.

Moléculas do tipo AX₃ (A é o átomo central e X são átomos periféricos iguais) apresentam geometria trigonal e são apolares se o átomo central (A) não apresenta par de elétrons não compartilhados. Caso o átomo central apresente um par de elétrons não compartilhado a geometria da molécula será tetraédrica e a molécula será polar.

MOLÉCULA AX₄

Exemplo 13: CH₄ – metano

- cálculo do número total de elétrons de valência na molécula: $(4 \times 1) + (1 \times 4) = 8$ elétrons, portanto 4 pares de elétrons deverão ser distribuídos na composição da molécula.
- o átomo central será o C, pois é aquele, que na fórmula, apresenta apenas um átomo.
- estabelecendo uma ligação entre o átomo central e os periféricos teremos:



onde todos os pares de elétrons foram utilizados.

- Cálculo da densidade de carga atômica para o carbono e o hidrogênio:

$$d_C = 4 - (0 + 4) = 0$$

$$d_H = 1 - (0 + 1) = 0$$

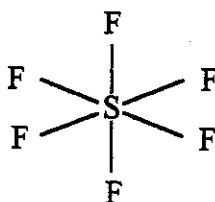
O carbono é um pouco mais eletronegativo que o hidrogênio, então, o par de elétrons estará mais próximo do carbono que do hidrogênio, resultando em polaridade negativa para o carbono e positiva para o hidrogênio. Os pares de elétrons irão se posicionar de tal forma a produzir a menor repulsão possível, resultando em geometria tetraédrica (RPECV). Embora as ligações sejam polares a geometria, do tipo AX₄, onde todos os átomos periféricos são iguais, resulta em uma molécula apolar.

OUTROS EXEMPLOS DE ESTRUTURAS DE LEWIS

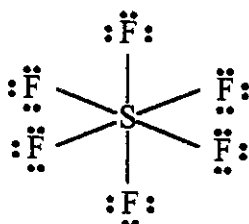
Exemplo 14: SF₆

- cálculo do número total de elétrons: $(6 \times 1) + (7 \times 6) = 48$, portanto 24 pares de elétrons deverão ser distribuídos.
- O átomo central será o S, pois é aquele, que na fórmula, apresenta apenas um átomo.

- c) Estabelecendo uma ligação entre o átomo central e os periféricos teremos:



- d) como o Fluor é do segundo período (elétrons de valência no segundo nível de energia), preencher sua camada de valência significa colocar 4 pares de elétrons ao seu redor.



- e) cálculo da densidade de carga atômica para o fluor e fósforo:

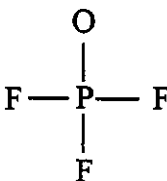
$$d_F = 7 - (6+1) = 0$$

$$d_P = 5 - (0+5) = 0$$

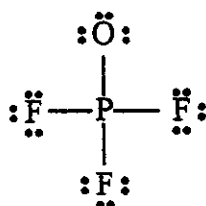
O SF_6 apresenta geometria molecular do tipo AX_6 , ou seja, octaédrica, pois é esse arranjo que proporciona a menor repulsão entre os pares de elétrons compartilhados. Como os átomos periféricos são iguais, essa molécula, embora apresente ligações polares, será apolar.

Exemplo 15: PF_3O

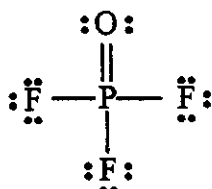
- a) cálculo do número total de elétrons: $(6 \times 1) + (5 \times 1) + (7 \times 3) = 32$, portanto 16 pares de elétrons deverão ser distribuídos.
- b) o átomo central será o P, localizado no terceiro período, com elétrons de valência no terceiro nível de energia, pois o oxigênio, localizado no segundo período, tem uma capacidade menor de comportar elétrons e portanto, de estabelecer ligações.
- c) Estabelecendo uma ligação entre o átomo central e os periféricos teremos:



- d) como o fluor e o oxigênio são do segundo período, preencher suas camadas de valência significa colocar 4 pares de elétrons para cada elemento, como já foram utilizados 4 pares nas ligações, faltam 12 para serem distribuídos:



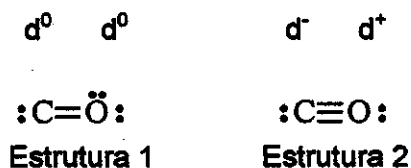
- e) ao fazer o cálculo da densidade de carga para o fluor, oxigênio e fósforo, temos respectivamente: $d_{\text{F}}=0$; $d_{\text{O}}=-1$ e $d_{\text{P}}=+1$, como ocorreu a formação de densidade de carga diferente de zero, será que temos a estrutura com maior atração simultânea possível, ou seja, maior número de ligações? Então colocamos mais uma ligação entre o P e O (onde a densidade de carga não é zero), dessa forma a densidade de carga desses dois elementos fica igual a zero. Atingimos a situação de maior atração simultânea possível:



O PF_3O apresenta geometria molecular do tipo AX_4 , ou seja, tetraédrica. Como os átomos periféricos são diferentes, essa molécula será polar.

Exemplo 16: CO

- a) cálculo do número total de elétrons: $(4 \times 1) + (6 \times 1) = 10$, portanto 5 pares de elétrons.
 b) não existe átomo central.
 c) Estabelecendo o máximo de ligações possíveis entre os átomos, e isso implica na máxima atração simultânea possível, teremos duas possibilidades:

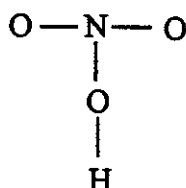


Na estrutura 1 temos densidade de carga zero tanto para o carbono como para o oxigênio, porém o carbono não está com sua camada de valência completamente preenchida. Na estrutura 2 temos o máximo de ligações porém o carbono está com densidade de carga -1 e o oxigênio com densidade de carga $+1$ o que não é adequado visto que o oxigênio tem maior afinidade eletrônica que o carbono. Na verdade temos ressonância entre essas duas estruturas, porém isso não será abordado no ensino médio.

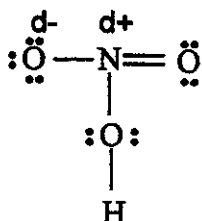
Escolheremos então como mais representativa a estrutura 2 visto que a soma das densidades de carga é igual a zero, com o máximo de ligações possíveis e ambos átomos que compõem a molécula contém 4 pares de elétrons ao seu redor, e mais a presença de densidade de carga atômica significa que essa molécula é muito reativa o que de fato observamos.

Exemplo 17: HNO_3

- cálculo do número total de elétrons: $(1 \times 1) + (5 \times 1) + (6 \times 3) = 24$, portanto 12 pares de elétrons.
- O átomo central será o nitrogênio e lembrando que o H está ligado a um oxigênio.
- estabelecemos uma ligação entre os átomos periféricos e o central:



- caso deixemos essa estrutura com apenas uma ligação entre o N e o O teremos densidade de carga nos átomos de nitrogênio e oxigênio. Então, lembramos que tanto o N quanto o O tem seus elétrons de valência no segundo nível de energia e que portanto comportam no máximo 4 pares de elétrons. Para ter menor densidade de carga atômica, de preferência zero, maior número de ligações ou maior atração simultânea, teremos como estrutura mais provável:



Na estrutura acima, nenhum elemento do segundo período tem mais do que quatro pares de elétrons ao seu redor, e a soma das densidades de carga é igual a zero visto tratar-se de uma molécula neutra.

As estruturas de Lewis facilitam a elaboração de modelos para as moléculas. Esses modelos nos auxiliarão na compreensão do comportamento físico e químico das moléculas, tais como: solubilidade, polaridade, reatividade, etc.

Os modelos, para a geometria molecular, estão relacionados com a menor repulsão entre os pares de elétrons compartilhados entre os átomos e o par de elétrons não compartilhado localizado no átomo central. Portanto utilizamos o modelo RPECV. Essa geometria justifica moléculas com ou sem polaridade.

Atualmente, no Ensino Médio, as estruturas de Lewis se apoiam única e exclusivamente na regra do octeto. Ou seja, o parâmetro, para viabilizar uma estrutura de Lewis, é a obediência à regra do octeto. Nos exemplos de modelos moleculares anteriores, não foi utilizada a regra do octeto como condição única para propor uma estrutura de Lewis, mas sim, como limitante para elementos com elétrons de valência no segundo nível de energia.

Na abordagem adotada nesse trabalho, utilizou-se como parâmetros, para a montagem das estruturas de Lewis, o Modelo de Bohr para orientar sobre o número máximo de elétrons permitido na camada de valência, a máxima atração simultânea e a densidade de carga. Ocorreu, nessa abordagem, a conexão dos conhecimentos discutidos anteriormente, formando um raciocínio único, para viabilizar uma determinada estrutura.

A não utilização da ligação covalente dativa, é coerente com o princípio da maior atração simultânea possível, onde todos os elétrons, independentemente de sua origem, se posicionam de tal forma a produzir a maior atração e a menor repulsão possível.

Embora, essa forma de montar as estruturas de Lewis seja mais trabalhosa, e portanto, demanda mais tempo, ela é mais coerente na elaboração de um modelo científico do que a regra do octeto, onde a máxima é a "vontade" dos elementos de apresentar configuração do gás nobre mais próximo. Contudo, resta-nos a elaboração de modelos para ligações entre metais.

3.10. LIGAÇÃO METÁLICA

Nas interações eletrostáticas temos cátions e ânions unidos de tal forma a produzir um composto iônico com o máximo de atração entre íons de cargas opostas e menor repulsão entre os íons de mesma carga, sendo que os íons são cátions de metais e ânions de ametais. Já na ligação covalente, átomos neutros de ametais se unem à átomos neutros de ametais ou hidrogênio, ou ainda hidrogênio com hidrogênio. Essa união ocorre, de tal forma a resultar na maior atração simultânea possível, entre núcleos e elétrons de valência e a menor repulsão possível entre núcleos e entre elétrons. Porém, como modelar os compostos formados de átomos de metais, sendo que estes apresentam baixa energia de ionização, ou seja, o núcleo não apresenta forte atração pelos elétrons de valência, para que esse modelo atenda às observações macroscópicas desse composto.

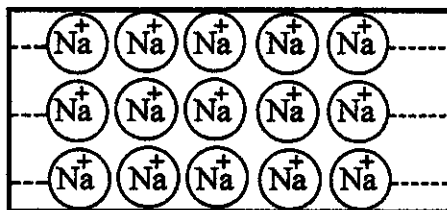
Imaginemos então dois átomos de sódio se aproximando, cada um com um elétron de valência fracamente atraído pelo núcleo. Seguindo a linha de raciocínio utilizada no modelo de ligação covalente, o par de elétrons, um elétron de cada átomo de sódio, irá se localizar entre os dois átomos de sódio, de tal forma a produzir a maior atração simultânea possível. Porém, como esses átomos apresentam fraca atração para com seus próprios elétrons de valência, a atração será menor ainda para com elétrons adicionais. Então, atração simultânea entre dois átomos de sódio não será forte e, esses átomos, formam ligações covalentes fracas. Isso, vale para o sódio e para os outros metais, pois é comprovado experimentalmente que, moléculas do tipo Na_2 , K_2 , Zn_2 , etc., são instáveis.

Então talvez a maior atração simultânea não ocorra entre dois átomos de sódio. A maior atração deve ocorrer quando se tem vários átomos de sódio, suficientemente próximos para permitir que seus elétrons de valência sofram atração de vários núcleos.

Ou seja, três átomos de Na, atraem simultaneamente 3 elétrons, quatro átomos de sódio, atraem simultaneamente 4 elétrons, então, os elétrons são atraídos por todos os núcleos, permitindo que esses elétrons se movam livremente. A partir do momento que há mobilidade eletrônica, não há mais átomos de sódio, mas sim cátions sódio, visto que, os elétrons não estão mais nas regiões dos átomos que lhe deram origem. A repulsão entre os cátions, originados da livre movimentação dos elétrons, é compensada pela atração destes pelos elétrons, compartilhados por todos os íons. O conjunto de elétrons que é atraído simultaneamente por todos os núcleos, convencionalmente é chamada de “mar de elétrons”. Dessa maneira, no metal sódio temos um conjunto de íons Na^+ mergulhados num “mar de elétrons” móveis de valência. Esse conjunto de íons, devidamente organizado formando um cristal metálico, está representado na figura 33.

O número de elétrons que participa desse “mar de elétrons” é múltiplo da carga do cátion gerado, ou seja, um mol de cátions Na^+ gera 1 mol de elétrons, enquanto que, 1 mol de cátions Al^{3+} gera 3 mols de elétrons.

Fig. 33 - Modelo para arranjo dos cátions sódio na composição do metal sódio, e esses cátions estão mergulhados em um “mar de elétrons”, não representados na figura.



Resumindo, em um pedaço de metal não temos moléculas discretas, temos cátions metálicos, mantidos unidos pela atração que exercem sobre os elétrons livres. A deslocalização permanente dos elétrons, “mar de elétrons”, onde cada elétron não é mais atraído por um cátion, mas sim por vários, é possível, pois os metais apresentam baixa energia de ionização.

Adota-se, neste trabalho, a mesma linha de raciocínio para justificar interações eletrostáticas, ligação covalente e ligação metálica, onde o ponto básico é atração máxima e repulsão mínima. No Ensino Médio, utiliza-se a regra do octeto para justificar a ligação iônica e covalente, porém, quando da abordagem de ligação metálica, fala-se

do modelo do “mar de elétrons”, mas sem muito, ou quase nenhuma, justificativa teórica, pois a regra do octeto não é capaz de justificar esse modelo.

COMPORTAMENTO MACROSCÓPICO DAS SUBSTÂNCIAS METÁLICAS

No cristal metálico, os cátions estão arranjados tridimensionalmente, e as principais formas de empacotamento entre cátions são: cúbico de face centrada, cúbico de corpo centrado e hexagonal. Dependendo desse empacotamento os metais apresentam diferentes densidades e pontos de fusão. De um modo geral, em função desse empacotamento, os compostos metálicos apresentam altos pontos de fusão, ebulição e altas densidades.

Esse modelo de ligação justifica a condutibilidade elétrica e térmica dos metais, ou seja, a existência de elétrons se movendo livremente, permite o estabelecimento de uma corrente elétrica e o transporte de calor. O modelo também justifica a maleabilidade dos metais, ou seja, a propriedade que permite a um material sofrer deformações apreciáveis, quando laminado. A presença de elétrons com grande liberdade de movimento, produz uma ligação metálica não direcionada, fazendo com que o metal, ao ser submetido a um esforço mecânico, acomode seus elétrons facilmente em novas posições. Isso permite a reestruturação dos cátions e dos elétrons. O contrário acontece com os compostos iônicos, onde existe um compromisso, de distância, muito bem definido entre cátions e ânions. Ou ainda, na ligação metálica os elétrons tem maior liberdade de movimento, quando comparado com os ânions no composto iônico.

A dureza dos metais também é compreendida por esse modelo. Quanto maior a carga do cátion originado do metal, maior deverá ser o esforço para deformá-lo, pois uma maior carga iônica implica em uma atração simultânea mais efetiva, resultando em um metal de menor maleabilidade. Então, o metal formado por cátions Al^{3+} é mais duro que o formado por Mg^{2+} e este mais duro do que o originado por Na^{+} .

Já o brilho dos compostos metálicos pode ser justificado pela facilidade que os metais apresentam de emitir luz; a emissão de luz é maior quando maior a mobilidade

eletrônica. Como nos metais essa mobilidade é muito acentuada, a emissão de luz por parte dos mesmos é intensa, por isso os metais apresentam brilho intenso.

RESULTADOS E CONCLUSÃO

Este trabalho foi encaminhado para avaliação de 17 professores de ensino médio, sendo que, 41% deles trabalham em escolas particulares, 35% em escolas públicas estaduais, municipais e federais e, 24% trabalham tanto em escolas particulares quanto públicas. Todas as escolas são do estado de São Paulo, envolvendo as cidades de São Paulo, Campinas e Porto Feliz. O número ficou restrito a 17 professores em função da disponibilidade e da possibilidade de aplicação de parte do trabalho nas escolas..

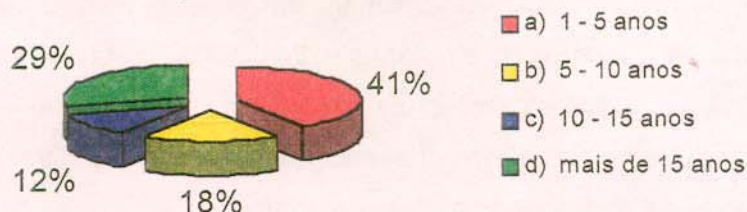
Trabalhou-se com um público, principalmente nas escolas estaduais, desmotivado e cético. Porém, encontrou-se, com certa dificuldade, profissionais dispostos a ler, emitir opinião e, quando possível, aplicar a abordagem adotada neste trabalho. A opinião desses profissionais é fundamental para avaliar a aplicabilidade, ou não, dessa abordagem, para estrutura atômica e ligações químicas, em sala de aula, além de possibilitar perceber as limitações de tal abordagem.

Dos dezessete professores, apenas um, que trabalha tanto na rede pública quanto particular, vem aplicando essa nova abordagem. A resposta foi positiva até a parte de interações eletrostáticas, uma vez que, ligação covalente só poderá ser avaliada no próximo semestre. Todos os outros professores envolvidos na pesquisa, emitiram sua opinião, mas não aplicaram essa abordagem em função das limitações impostas pela escola, e também pela ausência de um material específico de sala de aula.

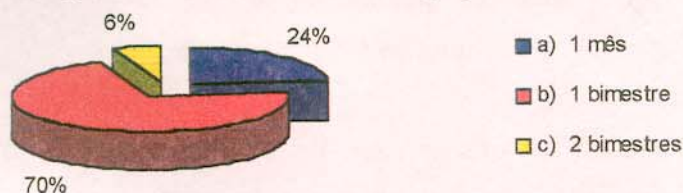
Para a avaliação do material foram apresentados aos professores dois questionários, um respondido antes da leitura deste texto, questionário 1, e um após a leitura do mesmo, questionário 2. O questionário 1 teve como função avaliar o tempo envolvido e os conceitos atualmente adotados, para apresentação de estrutura atômica e ligações químicas no ensino médio. A estatística das respostas dos dezessete professores para o questionário 1, foi a seguinte:

Questionário 1 – respondido antes da leitura deste trabalho

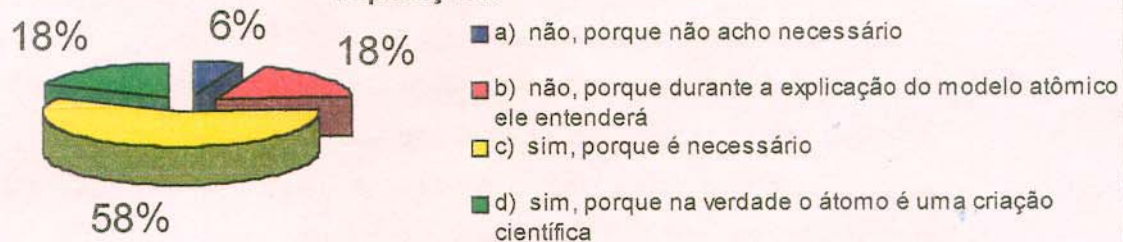
Questão 1. Há quanto tempo você ministra aulas de Química para o Ensino Médio?



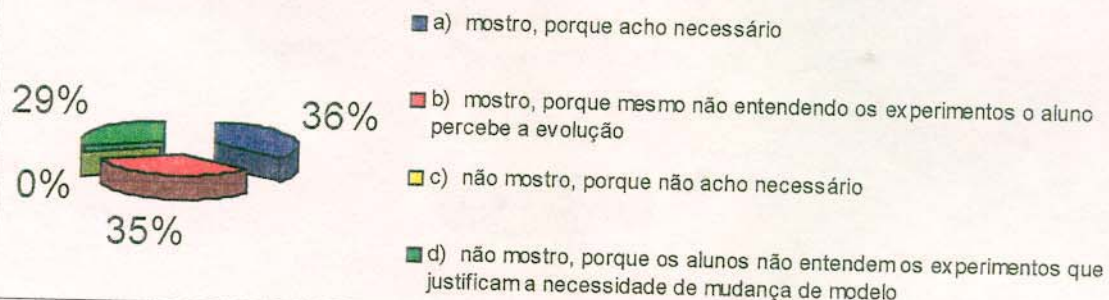
Questão 2. Quanto tempo de aula você dedica à abordagem dos tópicos Estrutura Atômica e Ligação Química?



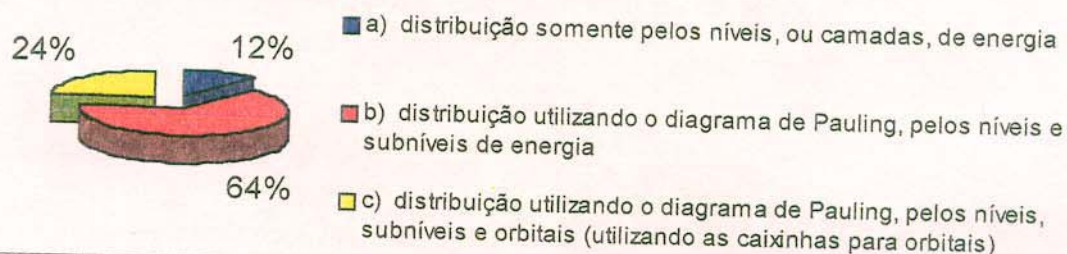
Questão 3. Antes de iniciar a abordagem de "Modelos Atômicos" você esclarece aos alunos o significado do termo "modelo" e suas implicações?



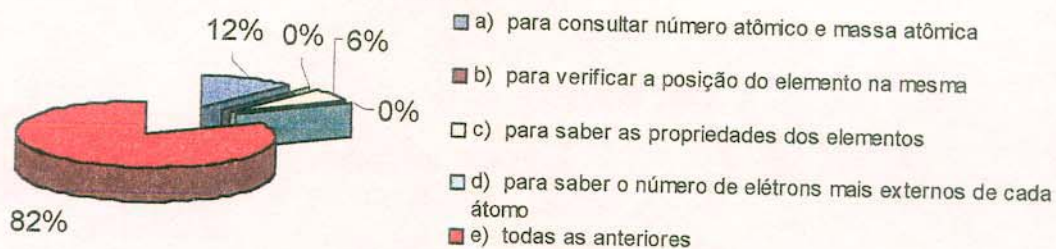
Questão 4. Você mostra a evolução dos modelos atômicos baseado em resultados experimentais? Por que você faz isso?



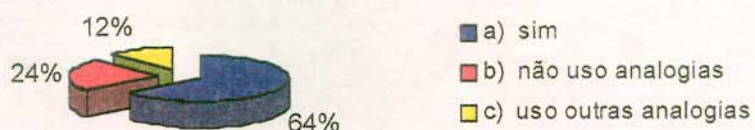
Questão 5. Em suas aulas no Ensino Médio, como você faz a distribuição eletrônica dos átomos?



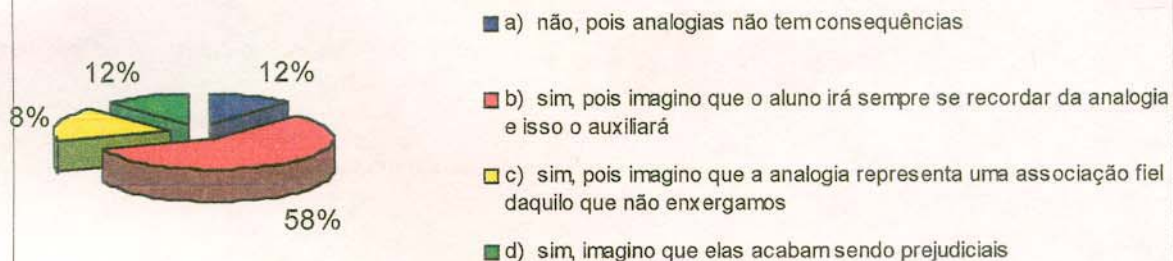
Questão 6. Em todo o Ensino Médio, para que você utiliza a Tabela Periódica?



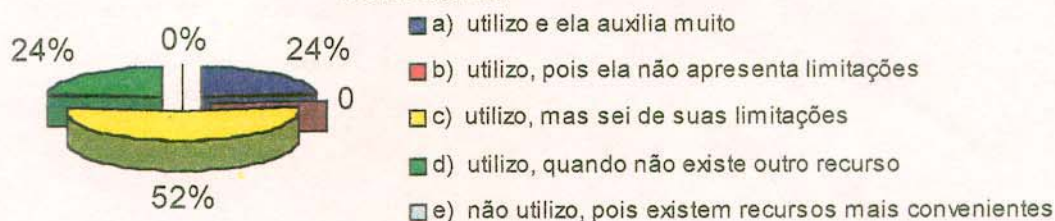
Questão 7. Você utiliza analogias do tipo: comparar orbital s à hélice de avião em movimento; ruas equivalendo a níveis de energia, casas a subníveis e cômodos a orbitais; etc.?

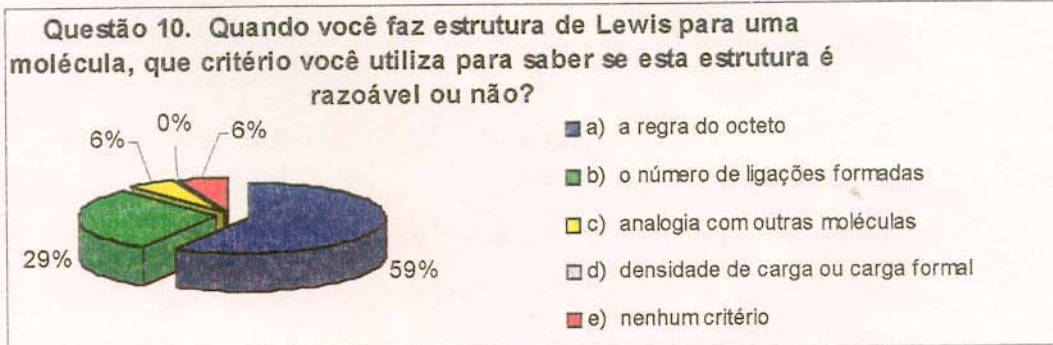


Questão 8. Alguma vez você já imaginou as consequências destas analogias?



Questão 9. Você utiliza a regra do octeto para justificar a formação de íons em compostos iônicos, e para justificar a formação de compostos moleculares?





A maioria dos professores, 70%, apresenta esse conteúdo em um bimestre, e durante a apresentação de “modelos atômicos e ligações químicas”, 24% dos professores entrevistados não esclarecem o significado do termo modelo e suas implicações. Por outro lado, 58% deles esclarecem o significado do termo modelo, mas somente ao abordar modelos atômicos, enquanto que, apenas 18% dos professores, entendem que o átomo é uma criação científica. Por coincidência, estes professores são aqueles que estão cursando Pós-Graduação. Isso significa que pouco valor está sendo dado ao termo modelo nas escolas do ensino médio, porque a grande maioria dos professores não concebe o átomo como uma criação científica. Esse termo só é abordado durante a apresentação dos modelos atômicos, não ficando claro para o professor que durante a apresentação de todo conteúdo de química se utiliza modelos.

Setenta e um por cento dos professores, apresenta a evolução dos modelos atômicos baseado em resultados experimentais, 29% acredita que não adianta mostrar esta evolução já que os alunos não entendem esses experimentos. Temos então, que a maioria deles segue o esquema apresentado nos livros didáticos. Sabe-se que essa abordagem, de fato, deixa o aluno confuso, impedindo-o de compreender a importância da evolução dos conceitos em ciência.

A distribuição eletrônica é feita pela maioria dos professores, 88%, através do diagrama de Linus Pauling, que adota o modelo do Orbital Atômico, modelo esse que apresenta muita abstração e conceitos de difícil assimilação pelos alunos do ensino médio. As dificuldades, inerentes a este modelo, fazem boa parte dos professores, 76%,

recorrerem a analogias, sendo que dos entrevistados apenas 12% acreditam que as analogias são prejudiciais e 58% acredita que os alunos irão sempre se recordar das analogias auxiliando-os na compreensão dos modelos.

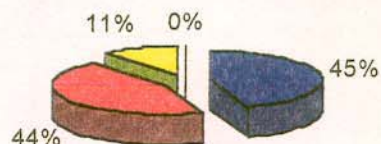
A regra do octeto é utilizada por 100% dos entrevistados, quando da apresentação das ligações iônica e covalente, sendo que 52% deles conhecem suas limitações. Já na montagem da estrutura de Lewis essa regra é utilizada por 59% dos entrevistados e nenhum deles utiliza densidade de carga atômica ou carga formal. A utilização da regra do octeto, deve-se ao fato dos professores não conhecerem outro recurso, embora aceitem os problemas oriundos da utilização da quase "lei" do octeto.

Pelos resultados obtidos nesse questionário preliminar, o trabalho fica justificado como fonte de discussão dos problemas oriundos da atual abordagem, e como uma proposta alternativa de abordagem, que tente minimizar tais problemas. Dessa forma, o professor toma conhecimento das dificuldades que a atual abordagem traz ao aluno, atualiza-o quanto: ao conceito e importância do termo modelo; à apresentação dos modelos atômicos sem utilização de experimentos, de difícil compreensão por parte dos alunos; e à discussão de ligações químicas sem a regra do octeto, pois essa deixou de ser uma regra. Toda essa discussão deve ser feita com uma linguagem não fragmentada, tentando mostrar a importância de relacionar o modelo adotado, tanto o atômico quanto o molecular e de ligações, para justificar o comportamento macroscópico da matéria.

Após responder o questionário 1, este trabalho foi entregue aos professores, que dispuseram de um período de três semanas para fazer a leitura e avaliação do mesmo, utilizando o questionário 2. A estatística das respostas obtidas é mostrada a seguir.

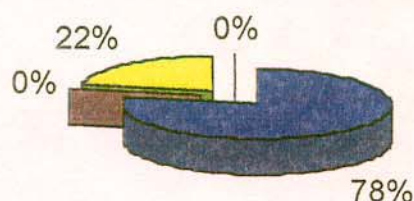
Questionário 2 – respondido após a leitura deste trabalho

Questão 1. Qual o diferencial desta abordagem em relação às demais que você conhece?



- ☒ a) é clara e facilita o entendimento do aluno
- ☒ b) é simples e utiliza apenas abordagens que são acessíveis ao aluno
- ☐ c) é mais complicada que aquela utilizada nos livros didáticos
- ☐ d) é complicada e inacessível à maioria dos alunos
- ☐ e) não apresenta vantagens em relação as outras abordagens já existentes

Questão 2. Na sua opinião, o desenvolvimento histórico feito desta maneira, ou seja, sem citar os experimentos é:



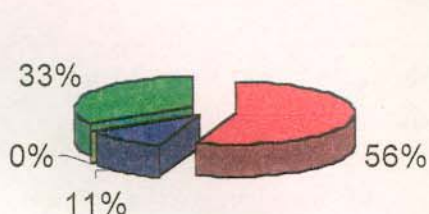
- ☒ a) interessante e conectado com o resto do trabalho
- ☐ b) interessante, mas prefiro com o desenvolvimento histórico com os experimentos
- ☐ c) interessante e passarei a adotá-lo em sala de aula
- ☐ d) não achei útil no processo de ensino/aprendizagem

Questão 3. Você acha que da maneira como foi abordado, o aluno consegue assimilar o significado do termo modelo?



- ☒ a) sim
- ☐ b) sim, mas apenas quando se fala de modelo atômico
- ☐ c) não

Questão 4. Você acha que o Modelo Padrão é adequado e suficiente para o Ensino Médio?



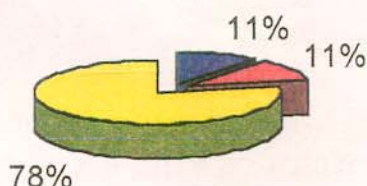
a) sim

b) sim, mas o modelo Padrão deveria ser explicitado utilizando os experimentos tais como as raias atômicas

c) não, o mais adequado é o modelo de subníveis de energia utilizando o diagrama de Pauling

d) não, porém não saberia dizer qual é o mais adequado

Questão 5. Você acha que existe algum inconveniente em fazer a distribuição eletrônica do átomo, utilizando apenas a sua posição na tabela periódica?

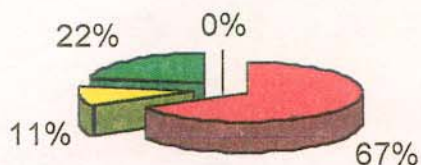


a) sim, pois o aluno precisa saber como essa distribuição é feita

b) sim, desde que o aluno também saiba fazer a distribuição para calcular o nº de elétrons de valência

c) não, já que a tabela periódica é um reflexo do modelo adotado

Questão 6. Na sua opinião, a abordagem adotada para interações eletrostáticas, chamada atualmente de ligação iônica, é:



a) difícil, já que a formação de íon é justificada pela energia de ionização e afinidade eletrônica e não pela regra do octeto

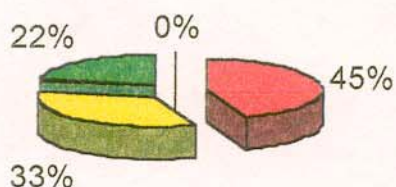
b) interessante, pois o aluno passa entender o comportamento macro dos compostos iônicos através de um modelo micro

c) interessante, porém não há necessidade de mudar o nome de ligação iônica para interação eletrostática

d) interessante, porém difícil de aplicar em função do vestibular

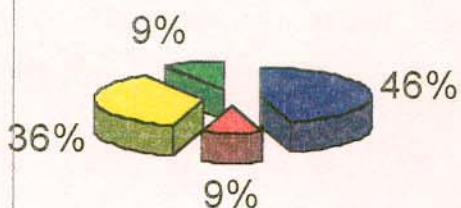
Questão 7. Na sua opinião, a abordagem adotada para ligação

covalente é:



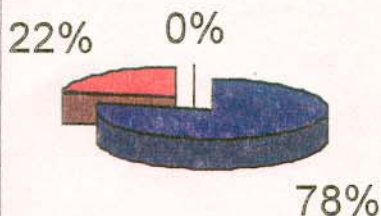
- a) difícil, pois não utiliza a regra do octeto nem tão pouco ligação covalente dativa
- b) difícil, pois os cálculos de densidade de carga são complicados para o aluno do ensino médio
- c) interessante, porém de difícil aplicação para o ensino médio
- d) interessante e fácil de aplicar, porém, sinto-me preocupado(a) se o vestibular adotará essa abordagem

Questão 8. Quais os principais inconvenientes de se utilizar esta abordagem, total ou parcialmente, nas escolas em que você atua?



- a) a ausência de livros adotando essa abordagem
- b) o material da minha escola é apostilado não me permitindo aplicar qualquer método diferenciado
- c) o tempo que tenho para abordar o tema não é suficiente para fazer esse tipo de abordagem
- d) é um método difícil do aluno entender

Questão 9. Você acha que esta abordagem facilita o aprendizado do aluno?



- a) facilita e ele não perde o conteúdo
- b) facilita, mas ele perde o conteúdo
- c) dificulta porque omite o modelo orbital
- d) não facilita, nem dificulta

Em uma parte complementar deste questionário, os professores entrevistados puderam fazer uma manifestação espontânea sobre este trabalho. Todos os professores entrevistados afirmaram que não tiveram esse tipo de abordagem durante a graduação, e a grande maioria deles, 93%, não conhecia essa abordagem até depararem-se com esse trabalho.

A forma como o termo modelo foi abordado foi bem aceita pelos professores, e acreditam que, dessa forma, o aluno assimilará modelos em química. Todos os professores entrevistados apreciaram a forma como foi abordado interação eletrostática, sendo que 78% acham que essa abordagem é possível de ser aplicada no ensino médio. A apresentação histórica também teve a mesma aceitação, sendo que 22% dos professores já pretendem aplicá-la em sala de aula.

Todos os professores entenderam a abordagem dada à ligação covalente, sendo que 55% deles acharam interessante, porém, acreditam que ou em função do tempo, ou em função do vestibular, o aluno do ensino médio não apresenta condições para assimilá-la. E ainda, 45% culpam os cálculos de densidade de carga como causa para a dificuldade de aplicação no ensino médio. Alegaram ter entendido, porém, duvidam que o aluno consiga assimilar no curto espaço de tempo permitido, para esse conteúdo, no ensino médio.

A abordagem dada à tabela periódica, estudando-a e analisando-a a medida em que o conteúdo é apresentado, foi bem aceita, assim como a forma como o micro é constantemente relacionado com o macro. Ou ainda, como modelos micro justificam o comportamento macroscópico, fazendo com que o aluno entenda o conceito e não o decore. Todos entendem que a fragmentação do conteúdo não é interessante no processo de aprendizagem.

Atualmente, o grande empecilho para a aplicação desse trabalho em sala de aula, é a ausência de material didático abordando o tema dessa forma, com exercícios, e uma forma mais adaptada para o aluno. Além disso, também em função do tempo, os professores acreditam que essa abordagem requer mais do que um bimestre, sem falar nas escolas estaduais que, na maioria das séries, têm apenas uma aula por semana de Química, contra, em média, 4 aulas por semana na escola particular. Outra

preocupação presente nas colocações dos professores é o vestibular, uma vez que eles temem que tal abordagem não seja aceita.

Todos os professores entrevistados concordam que essa abordagem facilita o aprendizado do tema, porém 22% acredita que embora facilite há perda de conteúdo, e essa perda está basicamente concentrada na não utilização do modelo orbital, com o diagrama de Pauling.

Em resumo, o trabalho como um todo foi bem aceito, em especial o desenvolvimento histórico, a abordagem de modelo, a utilização do Modelo Padrão, e interações eletrostáticas, tanto pela utilização de uma linguagem de fácil acesso, como pela conexão dos modelos adotados, com o comportamento macroscópico. A ligação covalente, aos entrevistados, de um modo geral, pareceu-lhes de difícil aplicação, ou pelo tempo disponível, ou pela utilização do cálculo da densidade de carga. Talvez, também, porque essa abordagem seja novidade para a quase totalidade dos entrevistados. O abandono da regra do octeto, da forma como é feita no Ensino Médio, não foi apontado como causa das dificuldades encontradas nesta abordagem.

Com a aceitação dessa forma de abordar o tema, faz-se necessário o preparo de um material didático para os alunos, incluindo exercícios, que facilitaria a aplicação dessa abordagem no Ensino Médio.

05. CONCLUSÃO

A maneira de apresentar o conteúdo, tem como diferencial, em relação aos materiais utilizados, atualmente, no ensino médio:

- a conceituação de modelo, inserido em um contexto histórico, e os cuidados a serem tomados quando da apresentação desse conceito ao aluno. Omitimos a apresentação dos experimentos envolvidos na criação dos diferentes modelos atômicos, em função das dificuldades apresentadas pelos estudantes na compreensão dos conceitos físicos.

- O Modelo Padrão é utilizado para justificar o comportamento dos átomos dos elementos. Na nossa opinião, é adequado e suficiente para essa fase de aprendizagem. Esse modelo interpreta o arranjo e dados experimentais sobre os elementos mais utilizados/citados no Ensino Médio.
- O modelo e a tabela justificam a formação de cátions, oriundos de elementos de baixa entalpia de ionização, e ânions, oriundos de elementos com alta afinidade eletrônica, e essa justificativa não é feita através da regra do octeto. Esses íons sofrem interações eletrostáticas, dando origem ao composto iônico. Apoiamo-nos nas interações coulombianas, para justificar o comportamento macroscópico desses compostos.
- A ligação covalente é justificada pela maior atração simultânea entre átomos que compõem as moléculas, e não pela regra do octeto. A viabilidade ou não de uma estrutura é dada pelo cálculo da densidade de carga atômica, cálculo até então não efetuado no ensino médio, e pelo comportamento macroscópico das substâncias.
- A construção de modelos para os diferentes estados físicos, tanto de compostos iônicos como moleculares, é feita para permitir a aceitação do vazio entre partículas.

Todos os professores apreciaram o trabalho, essencialmente por se sentirem atualizados, conhecedores de formas nunca antes apresentadas a eles, e acreditam que tal abordagem facilita o aprendizado do aluno.

Para o professor, o ponto nevrálgico é de fato a ligação covalente, talvez por ser o ponto mais inovador em todo o trabalho; somente um professor disse que achou os cálculos de densidade de carga fáceis, e de fácil assimilação.

Para os professores de Química que atuam no Ensino Médio, os tópicos Estrutura Atômica e Ligação Química, representam um verdadeiro desafio. Isto é devido às dificuldades de se encontrar formas convenientes de se abordar estes temas, sem perder conteúdo e sem tornar o aprendizado difícil e desmotivante.

Esta abordagem, na verdade, não representa uma solução imediata para estes problemas. Ela vem contribuir para uma facilitação do aprendizado, e se soma às demais propostas que surgem a cada dia. Ela não representa uma consolidação do aprendizado destes tópicos, mas apenas oferece subsídios para sustentar uma discussão, cada vez mais acalorada, que deve ser sempre estimulada. Da mesma forma, as estatísticas aqui mostradas, representam apenas uma tendência que só o tempo e a utilização mais intensa, desta proposta poderão confirmar.

Através de iniciativas como esta é que caminhamos para uma melhoria do ensino/aprendizagem em Química, que torna-se mais importante e estimulante a cada dia.

06. BIBLIOGRAFIA

1. Maskill, R.; Jesus, H.P.; *Educ. Chem.* **1997**, 132-135.
2. Nakhleh, M. B.; *J. Chem. Educ.* **1992**, 69, (3), 191-196.
3. Peruzzo, F. M.; Canto, E.L.; *Química na abordagem do cotidiano*; Ed. Moderna: São Paulo, **1999**.
4. Pimentel, G.C.; Spratley, R.D.; *Understanding chemistry*; Holden-Day: London, **1971**.
5. Camargo, G.C.; *"Química Moderna"* – v. único; Editora Scipione: São Paulo, **1997**.
6. Sardela, A.; *"Química"* – v. único; Editora ática: São Paulo, **2000**.
7. Chassot, A.; *Alfabetização científica* - Editora Unijuí: Rio Grande do Sul, **2001**.
8. Chassot, A.; *Quim. Nova na Esc.* **1996**, (3), 3.
9. Mortimer, E.F.; *Evolução do Atomismo em sala de aula: mudanças de perfis conceituais*. São Paulo, Fac. de Educação – USP, **1994**, tese de doutorado.
10. Feltre, R.; *"Química"* – v. 01; Editora Moderna: São Paulo, **1993**.
11. Novaes, V.; *"Química"* – v. único; Atual Editora: São Paulo, **1996**.
12. Garofalo A.; *J. Chem. Educ.*, **74**, (6), **1997**.
13. Faria-Fº, P.F.; *Estrutura Atômica & Ligação Química*. Campinas **1999**.
14. Kotz, J.C.; Treiche – Jr.,P.; *Química e reações químicas*; v. 1; Ed. LTC: Rio de Janeiro, **1998**.
15. Mortimer, E.F.; Mol, G.; Duarte, L.P.; *Quim. Nova*; **1994**, 17, 2, 243-252.
16. Taber, K. S.; *Educ. Chem.* **1994**, 100-102.
17. Ref. 13 – 235.

18. Nash, R. F. G.- *Educ. chem.*, setembro, 1995.
19. Griffiths, A. K.; Preston, K. R.; *J. Res. Sc. Teaching*; 29, (5), 1992.
20. Vidal, B.; *História da Química*, Ed. Edições 70: Portugal, 1986.
21. Chassot, A. I.; *A Ciência através dos tempos*, (Coleção polêmica), Ed. Moderna: São Paulo, 1994, 75.
22. Alfonso-Goldfarb, A. M.; *Da Alquimia à Química* – Nova Estela Edusp: São Paulo, 1987.
23. Atlas visuais, Química, Editora Ática: São Paulo, 1997.
24. Lazlo, P.; *A palavra das coisas ou a linguagem da química*, Publ. Gradiva: Lisboa, 1995, 44.
25. Rheinboldt, H.; *História da balança. A Vida de J. J. Berzelius*; EDUSP/Nova Stella: São Paulo, 1988. 95-122.
26. Priesner, C., *Chem. Inter.*, 11, (6), 1989.
27. Maron, S.H.; Lander, J. B.; *Fundamentals of Physical Chemistry*, Macmillan Publishing – New York – 1974 - 119
28. Romanelli, L. I.; Justi, R. S.; *Aprendendo Química*, Ed. UNIJUÍ: RS, 1999, 160.
29. Moore, W. J.; *Físico-Química*, v. 02 – Editora Edgard Blucher: São Paulo, 1976.
30. Pardo, J. Q.; *J. Chem. Educ.*; 1989, 66, (6), 456-458.
31. Ahmad, W. Y.; Zakaria, M. B.; *J. Chem. Educ.* – 2000, 77, (3), 329-331.
32. Gulden, W.; *J. Chem. Educ.*; 1996, 73, (8), 771-773.

07. BIBLIOGRAFIA CONSULTADA

- Duarte, H. A.; “*Ligações Químicas: Iônica, Covalente e Metálica*” - *Quím. Nova na Esc.* 2001, (4), 14
- Giordan, M.; Meleiro, A.; “*Hipermídia no Ensino de Modelos Atômicos*” – *Quím. Nova na Esc.* 1999, (10), 17.
- Tostes, J. G.; “*Estrutura Molecular: O Conceito Fundamental da Química*” – *Quím. Nova na Esc.* 1998, (7), 17.
- Mortimer, E. F.; “*O Significado das Fórmulas Químicas*” – *Quím. Nova na Esc.* 1996, (3), 19.
- Justi, R. S.; “*Sobre Espaços Vazios e Partículas – Movimento de Idéias sobre a Descontinuidade da Matéria em um Processo Contínuo de Ensino-Aprendizagem de*

- Química no II Grau*. Campinas - Faculdade de Educação - UNICAMP, 1991 – Dissertação de mestrado.
- Toma, H. E.; *"Ligação Química: Abordagem Clássica ou Quântica?"* - *Quím. Nova na Esc.* 1997, (6), 8.
 - Beltran, N. O.; *"Idéias em Movimento"*. – *Quím. Nova na Esc.* 1997, (5), 14.
 - Chagas, A. P.; Tolentino, M. e Rocha-Filho, R. C.; *"Alguns Aspectos Históricos da Classificação Periódica dos Elementos Químicos"* – *Quím. Nova*, 1997, 20, 1, 103-117.
 - Scerri, E. R.; *"The Evolution of the Periodic System"* – *Sc. American* – Setembro, 1998, 56-61.
 - Zmaczynski, E. W.; *"Periodic System of the Elements in a New Form"* – *J. Chem. Educ.*, maio, 1937, 232-235.
 - Luder, W. F.; *"Electron Configuration as the Basis of the Periodic Table"* – *J. Chem. Educ.*, Janeiro, 1943, 21-26
 - Davanzo, C. U.; Chagas, A. P.; *"Gilbert Newton Lewis e a Revolução dos Pares Eletrônicos"*. – *Quím. Nova*, 1993, 16, 2, 152-154.
 - Gasque-Silva, L.; *"Iônico o Covalente?"* – *Educ. Quím.* – 1997, 8, (3), 160-165.
 - Mortimer, E. F.; Mol, G.; Duarte, L.P.; *"Regra do Octeto e Teoria da Ligação Química no Ensino Médio: Dogma ou Ciência?"* – *Quím. Nova* - 1994, 17, (2), 243-252.
 - Laing, M.; *"Bonding in ozone"* – *Educ. Chem.* – março, 1996, 46-50.
 - Chagas, A. P.; Airoidi, C.; *"Os Livros Textos e Alguns Aspectos da Ligação Química"* – *Quím. Nova* – 1993, 60-66.
 - Taber, K. S.; *"Alternative Frameworks in Chemistry"* – *Educ. Chem.* – setembro, 1999, 135-137.
 - Peterson, R. F.; Treagust, D. F.; *"Grade-12 Students' Misconceptions of Covalent Bonding and Structure"* – *J. Chem. Educ.* – 1989, 66, (6), 459-461.
 - Robinson, W. R.; *"Learning about Atoms, Molecules, and Chemical Bonds: A Case Study of Multiple-Model Use"* – *J. Chem. Educ.* – setembro, 2000, 77, (9), 1110-1111.
 - Lopes, A. R. C.; *"Livros Didáticos: Obstáculos ao Aprendizado da Ciência Química"* – *Quím. Nova* – 1992, 15, (3), 254-261.
 - Gillespie, R. J.; *"What is Wrong with the General Chemistry Course?"* – *J. Chem. Educ.* – março, 1991, 68, (3), 192-194.

Resultados e Conclusão

- Taber, K. S.; *"Do atoms exist?" – Educ. Chem.* - janeiro, 1996, 8.
- Nelson, P. G.; *"To be a molecule or not to be?" – Educ. Chem.* – setembro, 1996, 129-130.
- Monteiro, I. G.; Justi, R. S.; *"Analogias em Livros Didáticos de Química Brasileiros Destinados ao Ensino Médio". – Invest. Ens. Ciências – 2001, 5, (2).*