



## Caminhos preparatórios de Lewis e seu interesse pelas ligações químicas

Leonardo Lessa Pacheco<sup>1</sup> e Ivoni Freitas-Reis<sup>2</sup>

### Resumo

Com o objetivo de nortear o leitor no contexto da elaboração da teoria do par compartilhado de Gilbert Newton Lewis (1875-1946), nos debruçamos sobre os documentos originais publicados por ele e as produções disponíveis dos autores que se tornaram relevantes ao desenvolvimento do seu modelo estrutural, chamado de átomo cúbico. A partir da metodologia de pesquisa estudo de caso abordamos tanto a vivência escolar ou preparação acadêmica de Lewis, para tanto, traçamos os caminhos percorridos por seus predecessores e contemporâneos. Objetivando subsidiar os trabalhos de História da Ciência e Ensino buscamos abordar o pesquisador em seu contexto, bem como a construção do conhecimento da teoria da ligação de G. Lewis. Desde a sua chegada em Berkeley, em 1912, que Lewis se dedicou fortemente a pesquisa. Entre vários outros trabalhos de grande relevância para a química, ele postulou que o átomo neutro tenderia a manter um número par de elétrons em uma *Concha* ao redor do núcleo, esse número poderia variar se dispondo simetricamente nos oito cantos de um *Cubo*.

### Palavras-Chave

Lewis; ligações químicas; compartilhamento eletrônico.

### *Preparatory paths for Lewis and their interest in chemical bonds*

### Abstract

In order to guide the reader in the context of the elaboration of Gilbert Newton Lewis's shared pair theory (1875-1946), we focus on the original documents published by him and the available productions of the authors that have become relevant to the development of the his structural model, called the cubic atom. From the case study research methodology, we approach Lewis's school experience, or academic preparation, we trace the paths traveled by his predecessors and contemporaries. Aiming to subsidize the works of History of Science and Teaching, we seek to approach the researcher in its context, as well as the construction of knowledge of G. Lewis's theory of bond. Since his arrival in Berkeley in 1912, Lewis has devoted himself strongly to research. Among several other works of great relevance to chemistry, he postulated that the neutral atom would tend to keep an even number of electrons in a *Shell* around the nucleus; such a number could vary if arranged symmetrically in the eight corners of a cube.

### Keywords

Lewis; chemical bonds; electronic sharing.

<sup>1</sup>Departamento de Química, Universidade Federal de Juiz de Fora, Juiz de Fora, Brasil

<sup>2</sup>Departamento de Química, Universidade Federal de Juiz de Fora, Juiz de Fora, Brasil

## Introdução

Considerando a importância que a teoria do par eletrônico compartilhado possui para o entendimento das ligações químicas, mormente na química orgânica, pode-se, a partir de um extenso levantamento bibliográfico, perceber a relevância desse assunto para os professores de química. Esta abordagem historiográfica privilegia não apenas a epistemologia, mas ocupa-se igualmente das questões sócio históricas que gravitam o culminar de uma teoria. Este estudo pretende abordar o percurso acadêmico de Gilbert Newton Lewis (1875-1946) desde a sua formação básica até o momento em que este se debruça nas questões da valência a partir dos estudos de Richard Wilhelm Heinrich Abegg (1869-1910) em 1904, o qual também a relaciona a “regra dos oito elétrons”. A partir daí, Lewis elabora a teoria do par compartilhado. Tal abordagem nos permite contribuir não apenas com a compreensão dos trabalhos de Lewis mas também trazer luz a questão da ciência como um saber coletivo e em constante construção, contribuindo ainda para rechaçar a visão de cientista isolado, que negligencia o papel da comunidade científica para o desenvolvimento da ciência. (Zanon e Machado, 2013; Franco-Patrocínio, 2018). Analisando o tratamento dado aos estudos de história da ciência nos livros do Plano Nacional do Livro Didático - PNLD alguns autores percebem que este é um dos maiores obstáculos para se trabalhar a ciência como uma construção histórica, nas várias dimensões de ensino. (Franco-Patrocínio, 2018; Franco-Patrocínio e Freitas-Reis, 2017; Vidal 2009).

Cabe aqui a evidência da necessidade da interface História da Ciência e Ensino visto que:

Dessa maneira, utilizar o passado como uma ferramenta para a compreensão do presente pode ser uma alternativa pedagógica eficaz na busca de tornar as aulas de Química mais estimulantes e desafiadoras para os alunos (Callegario *et al.*, 2015, p. 979).

Para traçar esta tessitura, sempre que possível iremos buscar as obras originais dos autores citados e nos apoiaremos também em seus principais biógrafos e renomados historiadores, os quais nos permitirão através da metodologia estudo de caso engendrar uma trama que nos permita compreender os caminhos que levaram Lewis a construção da teoria do átomo cúbico, responsável por justificar o compartilhamento eletrônico nos compostos não polares.

## Sua trajetória acadêmica

Gilbert Newton Lewis (1875-1946) nasceu em Weymouth, Massachusetts, nos USA, foi o segundo filho do casal Frank Wesley Lewis e Mary Burr White. Em 1912, Lewis casou-se com Mary Hinckley Sheldon filha de Edward Stevens Sheldon, que era professor na Universidade de Harvard, e de Katherine Hinckley Sheldon e tiveram três filhos (Coffey, 2008).

Segundo Hildebrand (1947), seu contato com as instituições de ensino formal foi tardio, foram os próprios pais que o instruíram. Sua mãe foi a responsável pela sua leitura, e o pai lhe ensinou a matemática.

Lewis bacharelou-se em Harvard, indo trabalhar por um ano em Phillips Andover Academy, retornando a Harvard para seu mestrado em artes<sup>1</sup> em 1898 e doutorado em Filosofia<sup>2</sup> 1899. Esse último sob orientação de Theodore Willian Richards (1868-1928), Nobel em química de 1914 (Hildebrand, 1947).

No ano seguinte a sua tese, Lewis foi para a Europa para completar seus estudos, em 1900 esteve em Leipzig com Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932) e em 1901 esteve

<sup>1</sup>Dissertação intitulada “O elétron e a molécula”.

<sup>2</sup>Com a tese “Algumas relações eletroquímicas e termoquímicas de amálgamas de zinco e cádmio”.

em Göttingen sob orientação de Walther Hermann Nernst (1864-1941), após esse tempo retornou a Harvard onde lecionou por três anos. Mudou-se para as Filipinas para ser Superintendente de Pesos e Medidas em Manila. Enquanto estava lá, encontrou tempo e instalações suficientes para se aprofundar nas ciências (Gonçalves-Maia, 2016).

Retornou aos Estados Unidos para assumir o cargo de professor assistente no MIT, Massachusetts Institute of Technology, fazendo parte da equipe de Arthur Amos Noyes (1866-1936), por quem Lewis guardou significativo apreço. Os sete anos que passou no Instituto foram muito produtivos e devido as suas tantas contribuições para a ciências o nome de Lewis ascendeu como um grande físico-químico norte americano, publicando numerosos artigos.

Como Noyes passou a assumir encargos administrativos, Lewis ficou responsável pela produção científica, até que em 1912 recebeu um convite de trabalho para compor a Universidade de Berkeley na Califórnia. Ele aceitou a proposta, assumindo a presidência do Departamento de Química e a direção do *College of Chemistry* levando consigo três de seus colegas do MIT. Sua influência e entusiasmo favoreceram o estabelecimento de um centro de atividade científica no qual não se fazia distinção entre as áreas departamentais, ninguém representava um campo específico seja de orgânica, inorgânica ou físico-química, o clima era de discussão e favorecimento científico, o que corrobora a sua versatilidade científica e seu espírito de trabalho em grupo (Hildebrand, 1947).

## Estudos anteriores sobre as ligações químicas

Podemos analisar o caminho percorrido para a construção do conhecimento sobre Ligação Química, se nos atentarmos à perspectiva de que, o século XIX foi marcado pelas principais descobertas responsáveis por forjarem tal teoria, principalmente ao entendermos a jornada empreendida pelos químicos em examinar os corpos responsáveis por constituírem a matéria.

Tais questões começam a se tornar relevantes bem antes do conhecimento da existência das partículas atômicas fundamentais e por consequência, antes do surgimento da mecânica quântica, se concretizando com a publicação por Linus Carl Pauling (1901-1994) no ano de 1931 do artigo intitulado “*The nature of the chemical bond*”.

Nessa perspectiva de construção conceitual a respeito da teoria que rege as ligações químicas, do início do século XX até aproximadamente a década de 30, físicos e químicos se empenharam por desenvolver teorias eletrônicas modernas, teorias sobre as ligações químicas e teorias sobre a reatividade das espécies químicas. Por esse motivo recorremos a História da Ciência, na expectativa de oferecer ao professor em sala de aula, uma forma de investigar junto ao estudante —até mesmo estimulando-o na pesquisa on-line e posterior debate em sala— como se deu a construção do conhecimento que se tem atualmente em relação a ligação química, um saber fundamental para o estudo da relação entre o pequeno número de elementos químicos conhecidos e a enormidades de substâncias químicas existentes. Esse momento produziria o *underground* para se discutir esses saberes a luz da construção coletiva e da importância dos trabalhos dos predecessores.

Por volta do século XV, período conhecido como Renascimento, através de um esforço imenso de recuperação das obras da Antiguidade Clássica, foram descobertos escritos de Lucrécio e algumas cartas de Epicuro. Segundo Porto (2013), esses trabalhos permitiram que o atomismo influenciasse o pensamento filosófico e científico.

Um dos principais pensadores que exemplificam esse resgate conceitual durante o Renascimento, foi Giordano Bruno (1548-1600), um monge católico condenado a morte pela inquisição, por propagar as ideias de que o universo era infinito e formado por átomos em constante movimento (Porto, 2013).

Nesse contexto John Locke (1632-1704) no “*An Essay Concerning Human Understanding*”, publicado em 1690, exemplificou a importância empírica da construção do pensamento científico e retomou as questões dos corpúsculos questionando inclusive sua divisibilidade, adentrando na possibilidade de coesão entre as partículas para darem origem às substâncias que se unem por uma força no éter, capaz de originar os estados da matéria:

Pois embora a pressão das partículas de ar seja responsável pela coesão de várias partes da matéria que são mais grosseiras que as partículas de ar, e tem poros menores do que os corpúsculos do ar, o peso ou pressão do ar, não irá explicar e nem pode ser uma causa da coerência das próprias partículas de ar. E se a pressão do éter, pode unir facilmente qualquer matéria sutil do ar e juntos segurar as partes de uma partícula de ar, bem como de outros corpos, ele ainda não pode fazer ligações para si mesmo e manter junto as partes que compõem todos os corpúsculos menores dessa matéria sutil (LOCKE, 1999, p. 291).

Ainda ao final do século XVII, 1674, John Mayow (1640-1679), postulou que,

A força elástica, ou o poder de recuo, surge da flexão de corpos rígidos, na medida em que estes, quando curvados, se esforcem para retornar a sua forma original. E, de fato, é provável que a elasticidade do ar resulte principalmente dessa mesma causa. Certamente seria razoável supor que as partículas nitro aéreas e de fogo estão fixas nas próprias partículas aéreas e constituem a parte mais ativa delas. Pois embora as partículas aéreas sejam muito minúsculas e sejam comumente consideradas mais simples e elementares, ainda me parece necessário supor que elas são compostas e que algumas de suas partes são ramificadas e aderem-se firmemente umas às outras como que se agarrando mutuamente (Mayow, [1674], 1907, p. 79).

Temos um importante exemplo que fundamentou a nossa pesquisa caracterizando a propagação do interesse pelas ligações químicas ao final do século XVII, porque no trecho acima citado, vemos que o autor expõe a ligação química sugerindo partículas “ramificadas” ligadas umas às outras.

Ainda segundo essa vertente, Robert Boyle (1627-1691) antes de Mayow, descreveu:

Para os corpúsculos, dos quais consiste cada elemento em tamanho e forma peculiares, pode facilmente ser manifestado, que tais corpúsculos, diferentemente figurados, podem ser misturados em várias proporções e podem ser conectados de tantas maneiras, que um quase inacreditável [número] de concretos qualificados podem ser incluídos (Boyle, 1661, p. 32).

Com esse trecho podemos perceber que ao final o século XVII os cientistas buscavam interpretar os agregados corpusculares propondo situações que justificavam a composição das substâncias, como um emaranhado corpuscular, sem que houvesse ainda um interesse, ao menos expresso diretamente, que justificasse esse modo de ligação.

Com o surgimento da mecânica gravitacional de Newton, houve um grande espaço para que os cientistas buscassem uma relação atrativa entre os corpúsculos que compunham a matéria, por analogia conceitual como consequência da teoria de Newton e ao final do século XVIII, podemos perceber o surgimento de duas escolas, uma em torno da eletricidade e outra em torno da massa, que analisam a afinidade química, como justificativa da coesão e da combinação química, através da atração entre as partículas que formavam as substâncias (Mackle, 1954).

A partir desse momento, na tentativa de construir uma base para o surgimento do modelo simples de Lewis, analisaremos o surgimento da primeira escola, com base nos trabalhos de Alessandro Volta (1745-1827), que em 1800 construiu a pilha, formada por um empilhamento de placas de zinco ou estanho e cobre, separadas por um tecido embebido por uma solução condutora, podendo ser um pedaço de pele, couro, cartão ou roupa velha.

Seus experimentos mostraram que o contato entre diferentes metais geravam eletricidade espontaneamente, por um método químico. Tal fenômeno era perceptível sensorialmente, quando se tocava a “pilha de metais”, poderia ser percebida a eletricidade pelas concussões sentidas pelo indivíduo.

No ano seguinte ao estudarem a Pilha de Volta, William Nicholson (1753-1815) e Anthony Carlisle (1768-1840), preencheram os diferentes polos desse aparato com água e realizaram sua decomposição, produzindo os gases hidrogênio no polo negativo do aparato e oxigênio no polo positivo, confirmando-os por meio de pequenas explosões (Nicholson e Carlisle, 1801; Hudson, 1992).

Segundo Bensaude-Vincent e Stengers (1994), os experimentos de Carlisle e Nicholson provocaram muito interesse e reboição nos meios científicos, embora eles ainda não conseguissem explicar o surgimento das soluções alcalinas e das soluções ácidas nas extremidades distintas dos tubos que se encontravam em contato direto com o fio condutor. Podemos, no entanto, observar a importância desse experimento para nossa sequência de estudos já que, de uma maneira diferente de Volta, utilizaram a eletricidade para separar os elementos constituintes da água.

Dois anos depois de Volta publicar a descoberta da pilha, Berzelius e Wilhelm Hisinger (1766-1852) descobriram que ao passar corrente elétrica através de soluções salinas, de modo a decompô-los, os ácidos eram formados no polo positivo, enquanto as bases no polo negativo (Davy, 1807).

A partir desse ponto Humphry Davy (1778-1829) da “*Royal Institution*” em Londres e Berzelius na Suécia começam a decomposição de numerosos compostos através da utilização desse aparato, aplicando corrente elétrica nas soluções que continham substâncias resistentes à decomposição, chegando à conclusão que, a origem das forças atrativas dos elementos que formam os compostos, era elétrica “e que a afinidade era proporcional à diferença na condição elétrica dos corpos” (Stranges, 1984, p. 185).

O hidrogênio, as substâncias alcalinas, os metais e certos óxidos metálicos, são atraídos por superfícies metálicas negativamente eletrificadas, e repelidos por superfícies metálicas positivamente eletrificadas; e, ao contrário, que oxigênio e substâncias ácidas são atraídos por superfícies metálicas positivamente eletrificadas e repelidos por superfícies metálicas negativamente eletrificadas. Estas forças atraentes e repulsivas são suficientemente energéticas para destruir ou suspender a operação usual de afinidade “*elective*” (Davy, 1807, p. 29).

Desse modo, Davy concluiu que diante do que, na época foi construído pela comunidade científica a respeito das possibilidades do surgimento de diferenças de cargas nos diversos corpos por fricção, seus resultados, obtidos a partir do estudo das decomposições das soluções salinas por influência da eletricidade, eram condizentes com essas leis:

O que pode ser chamado de energia elétrica positiva e negativa, em suas funções repelentes e atraentes parecem ser por lei, as mesmas que as leis comuns de atração e repulsão elétrica. O corpo que possui a energia positiva, sendo positivamente eletrificado, era atraído por superfícies elétricas negativas; e o corpo que possui a energia negativa, seguia as ordens contrárias. (Davy, 1807, p. 33).



Berzelius em 1819 afirmou que, as cargas elétricas ao invés de surgirem nos compostos como resultados de uma indução elétrica, já eram características dos átomos que as combinavam, havendo neles um estado de carregamento natural que ele chamou de eletropositivo e eletronegativo. Desse modo, percebeu que o necessário para a combinação dos átomos de elementos, era a quantidade de cargas negativas ou positivas por ele apresentados para que ocorresse a combinação. De acordo com Bensaude-Vincent (1994), em Berzelius, “a carga elétrica determina o grau de afinidade dos corpos simples, pela união do mais ao menos” (p. 174).

O século XIX foi marcado intensamente pela descoberta de novos elementos, com o desenvolvimento de novos equipamentos e tecnologias e é segundo essa perspectiva, que ocorreu um intenso desenvolvimento do método de síntese e por sua vez, análise dos componentes que constituem a natureza, havendo um intenso avanço na indústria de corantes, drogas e petroquímicos sem nenhuma contextualização sob a forma da combinação dos átomos de elementos para a formação as substâncias conforme descrito abaixo:

A rápida ascensão da indústria química, particularmente na Alemanha na segunda metade do século XIX, evidenciou a recém-adquirida proeminência da química orgânica. Os químicos Alemães realizaram análises e sínteses de corantes, drogas, petroquímicos, todas as substâncias orgânicas, sem assumir qualquer teoria elétrica da atração. Uma linha simples representava a união dos átomos nesses compostos (Stranges, 1984, p. 185).

Embora noutra perspectiva, possa ter tido um avanço em meados do século XIX, visto que em 1850, Benjamin Collins Brodie (1783-1862) escreveu que as substâncias podem ser,

Sintetizadas e decompostas; mas aplicado aos elementos, essas palavras são totalmente inapropriadas; quando o elemento é formado não há síntese química, e quando passa do livre para o estado combinado, não há decomposição química. Essa diferença é atômica, a teoria atribui expressamente às duas classes de corpos uma constituição molecular diferente. Consideramos o elemento consistir em átomos isolados, e todos os outros corpos, como sistemas mais ou menos complexos, de partículas combinadas (p. 759).

Nessa perspectiva o autor afirmou que de 1820 a 1850, a teoria que envolvia a combinação dos átomos na formação dos compostos químicos havia sido deixada de lado, dando-nos margem para empreender uma tentativa de explicação, visto que ao longo desse período temporal, com o avanço industrial e tecnológico, os cientistas se preocupavam com o lado tecnicista da ciência, havendo uma necessidade de produzir superior a de entender o processo, período temporal sob o qual o filósofo da ciência Bachelard (1996) definiu como caracterizado por um “estado científico” (pág. 09).

Edward Frankland (1825-1899) em 1852 percebeu ao fazer um levantamento de possíveis compostos orgânicos que se combinavam com elementos metálicos, como as combinações de grupos metila com Zinco metálico, que algumas substâncias se combinam de maneira simétrica com quantidades equivalentes de outros elementos e é nessa proporção fixa que os elementos se estabilizariam, obedecendo a proporção equivalente do número de átomos com a afinidade característica de cada elemento, levando em conta o caráter eletroquímico dos átomos individualmente:

Quando a fórmula dos compostos químicos inorgânicos é considerada, até mesmo um observador superficial é golpeado com a simetria geral da construção deles ou delas. Os compostos de nitrogênio, fósforo, antimônio e arsênio, exibem especialmente a tendência desses elementos formarem compostos contendo 3 ou 5 equivalentes de outros elementos e é nessas proporções que suas afinidades são melhor satisfeitas; assim no grupo de três átomos [de outros elementos] temos o  $\text{NO}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NI}_3$ ,  $\text{NS}_3$ ,  $\text{PO}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{SbO}_3$ ,  $\text{SbH}_3$ ,  $\text{AsO}_3$ ,  $\text{ASH}_3$ ,  $\text{AsCl}_3$  &c. e no grupo de cinco átomos  $\text{NO}_5$ ,  $\text{NH}_4\text{O}$ ,  $\text{NH}_4\text{I}$ ,  $\text{PO}_5$ ,  $\text{PH}_4\text{I}$ , &c. Sem oferecer

qualquer hipótese sobre a causa deste agrupamento simétrico de átomos, é suficientemente evidente, pelos exemplos que acabamos de dar, que tal tendência ou lei prevalece, e que, não importa qual seja o caráter dos átomos unificadores, a combinação do poder do elemento de atração, se me permitem o termo, é sempre satisfeito pelo mesmo número desses átomos (Frankland, 1852, p. 440).

A segunda escola que definimos no início desse capítulo, tem como protagonista inicial Dalton, que em 1808 se preocupou com a fórmula dos compostos químicos, na tentativa de descrever qual era a quantidade de átomos, e seus tipos, capazes de se combinarem para formarem as substâncias, embora tenha se dedicado aos gases, chegou “à conclusão que é necessário diferenciar os corpúsculos ou átomos dos gases não apenas pelo tamanho ou forma, mas também pelo seu peso” (Bensaude-Vincent e Stengers, 1992, p. 164)”.

Considerando os átomos dos elementos unidos por suas proporções de modo a se combinarem para a formação dos compostos químicos, temos o surgimento da lei dos equivalentes químicos, que correspondeu a uma escala numérica que partia dos reais pesos desses compostos, que formavam as soluções analisadas. Foi considerado que, um mesmo corpo poderia se ligar a outro, em diferentes proporções, formando diferentes compostos, por múltiplos simples;

Eu não desejei distorcer meus números de acordo com uma teoria atômica, mas me esforcei para fazer da conveniência prática meu único guia, e considerei a doutrina de múltiplos simples, na qual a teoria dos átomos é fundada, apenas como um valioso assistente na determinação, por divisão simples, do montante das quantidades (Wollaston, 1814, p. 7).

Embora aceita por Berzelius a teoria dos equivalentes foi rejeitada à medida que novos compostos foram sendo descobertos, porque foi confundida basicamente com o peso real do elemento que formava a substância. Segundo Dumas (1878), a teoria do equivalente divergia principalmente ao aferir o peso dos corpos simples, atualmente conhecidos como elementos.

Podemos considerar que, provavelmente, foi o modelo de correção dos pesos atômicos, escrito por Stanislao Canizzaro (1826-1910), que introduziu uma orientação correta para à questão do equivalente químico relacionado ao peso atômico.

No seu trabalho que teve a primeira edição datada de 1858, Canizzaro embasou-se em teorias anteriores para dar consistência aos resultados obtidos dos pesos atômicos:

Acreditamos que o progresso da ciência feito nestes últimos anos confirmou a hipótese de Avogadro, de Ampère e de Dumas sobre a constituição similar de substâncias no estado gasoso; volumes iguais dessas substâncias, seja simples ou composto, contém um número igual de moléculas: no entanto, não um número igual de átomos, já que as moléculas das diferentes substâncias, ou aquelas da mesma substância em seus diferentes estados, podem conter um número diferente de átomos, da mesma natureza ou de diversas naturezas (p. 1).

Ao descrever as constituições moleculares, tornou evidente que “embora as moléculas de substâncias compostas possam consistir em números diferentes de átomos, todas as moléculas das várias substâncias simples devem conter um átomo, ou pelo menos um número igual de átomos” (Canizzaro, 1910, p. 2).

Devemos estar atentos de acordo com o raciocínio que vem sendo construído nas páginas anteriores, que as concepções que diferenciam átomos de elementos, ainda não estavam claras, logo, de acordo com o exposto e com os nossos conhecimentos, substâncias simples devem conter apenas um elemento.

Canizzaro (1910) reforçou a constituição atômica da matéria, porque ao descrever a multiplicidade das combinações atômicas para formarem os diversos compostos químicos

garantiu que, “as diferentes quantidades do mesmo elemento contido em diferentes moléculas são todos inteiros múltiplos de uma e da mesma quantidade, que, sempre sendo inteiro, tem o direito de ser chamado de átomo” (p. 11).

Foi essa possibilidade de combinação que cada elemento possui em quantidade atômica, que ficou sendo reconhecida como equivalente químico, porque o trabalho de Canizzaro definiu o peso das espécies químicas, ou pelo menos possibilitou que “muitos químicos começassem a discernir relações periódicas” (Lewis, 1923, p. 23).

A partir desse ponto acreditamos que não podemos mais separar essas duas linhas de construção de conhecimento que tenta justificar a formação dos compostos químicos por uma vertente eletroquímica e por outra relacionada às quantidades em pesos atômicos. Segundo Dumas (1878), a gênese dos compostos químicos foi considerada a partir da afinidade química resultante da quantidade e do arranjo espacial dos átomos na estrutura, e é a partir dessa corrente de pensamento, que surgiu a ideia de valência que irá sustentar o modelo do átomo cúbico de Lewis.

De modo a sustentar a nossa linha de pesquisa, conforme afirmou Archibald Scott Couper (1831-1892) em 1858:

O fim da química é sua teoria. O guia da pesquisa em química é uma teoria. Portanto, é da maior importância averiguar se as teorias atualmente adotadas pelos químicos são adequadas para a explicação dos fenômenos químicos, ou se estão, pelo menos, baseadas nos verdadeiros princípios que devem regular a pesquisa científica (p.104).

De acordo com esse pensamento, Couper (1858) também evidenciou a necessidade de ir além de uma teoria capaz de explicar a composição da matéria tanto pelo arranjo dos corpos que a compõe, quanto por sua composição e propriedades inerentes, que justificam sua constituição,

É absolutamente necessário para a unidade científica, procurar considerar esses corpos como inteiramente derivados, como não contendo nenhum último poder secreto, e que as propriedades que esses chamados quasi-elementos possuem, são uma consequência direta das propriedades dos elementos individuais dos quais são feitos. [...] Mas como eles são unidos, ou que força os une? Esta explicação é arbitrária? Isso é instrutivo? Isso é Ciência? (p. 107; 108).

Para justificar a combinação dos elementos na formação dos compostos ele utilizou o conceito de afinidade química e dividiu-o em dois. O primeiro chamou de afinidade de tipo, como o hidrogênio pelo oxigênio na água e o segundo, de grau. Na estrutura da própria água, temos dois Hidrogênios para cada Oxigênio, desse modo, esse arranjo seria de segundo grau, o que possibilitou a inserção de Kekulé (1858) com seu trabalho intitulado: “*Ueber die Constitution und die Metamorphosen der chemischen Verbindungen und über die chemische Natur des Kohlenstoffs*”.<sup>3</sup>

Nesse trabalho Kekulé analisou a possibilidade de substituições de hidrogênios em compostos orgânicos, admitindo a existência de termos como monoácidos, diácidos, monobásicos e dibásicos. Estudou as formulações de alguns compostos bem como suas tendências de se combinarem com certas quantidades de outros átomos, reagrupando os compostos orgânicos em séries homólogas de hidrocarbonetos, ao caracterizar derivados do benzeno e naftaleno por exemplo.

Esse trabalho foi de fundamental importância para o nosso contexto porque tornou evidente a tendência de combinações que os átomos possuem, sem se importar com a carga evidente em cada espécie química e nem suas “eletroafinidades”, porque, para que tal

<sup>3</sup>“Sobre a Constituição e Metamorfose de Compostos Químicos e Sobre a Natureza Química do Carbono”



processo de substituição tivesse ocorrido, deveria ser respeitado a tendência em quantidade que cada átomo formador do composto químico possuía.

O interesse nas possibilidades de combinações entre os átomos para formarem os compostos, se tornou o precursor do conceito de valência, que se confundiu com as afinidades químicas durante muitos anos. A valência foi a primeira responsável pela aproximação dos químicos ao mundo das combinações porque inaugurou e fortaleceu as hipóteses de Kekulé para o desenvolvimento da química orgânica, colaborou para a compreensão das propriedades de formação dos complexos de coordenação de Alfred Werner (1866-1919) e Direcionou Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907) na organização dos primeiros elementos na classificação periódica (Neto, 2007).

O termo ligação química, surgiu um pouco antes com Alexander Mikhailovich Butlerov (1828-1886)

Sabemos, pelo menos agora, que devemos supor que cada um dos átomos quimicamente combinados trabalha com uma unidade de afinidade e assim, a mesma unidade de afinidade não pode atuar em dois átomos diferentes ao mesmo tempo durante a ligação química (Butlerov, 1863, p. 505).

Butlerov afirmava que valência era a força contida no elemento que poderia ser convertida para se transformar na ligação química. A partir de Joseph John Thomson (1856-1940) o elétron foi considerado constituinte de todos os átomos e aplicado diretamente ao modelo das ligações químicas. Ocorrendo uma reformulação no conceito de afinidade que passou a ser considerada de afinidades dos átomos pelos elétrons (Camel *et al.*, 2008; Bensaude-Vincent e Stengers, 1992).

Na perspectiva de Camel *et al.* (2008)

Houve uma confusão inicial sobre o significado e a abrangência dos termos ligação química e valência. A valência se estabeleceu como uma característica do corpo químico e a ligação química como uma consequência externa a ele. Para Butlerov, valência era a força contida no elemento, que poderia ser totalmente ou parcialmente convertida e se transformar na ligação química (p. 551).

Coube a Richard Wilhelm Heinrich Abegg (1869-1910) em 1904, resolver o problema do termo valência e propor que;

Podemos então resumir nossa teoria da eletrovalência da seguinte maneira: cada elemento tem uma valência positiva e uma valência máxima negativa, que sempre somam o número 8, embora o primeiro corresponda ao número do grupo. Se um elemento opera sua eletrovalência positiva ou negativa depende da natureza polar de sua ligação. O uso de um tipo de valência parece muito forte para o outro mas sem levá-los, como veremos mais adiante. A seguir, consideraremos como valências normais e mais fortes de cada elemento, os números menores (<4), portanto, como fracos, suas contradições, ou seja, os números maiores com polaridades opostas. Assim tem valência normal negativa Cl 1 e contravalências positivas 7, e valência normal positiva análoga Ag 1 e contravalências (hipotéticas) 7. A admissão da valência máxima não é necessária (p. 343-344).

Desse modo com a valência sendo determinada por apenas um algarismo com o significado atrelado a polaridade da ligação o que a tornava positiva ou negativa? Coube a Gilbert Newton Lewis ir além da transferência eletrônica, acoplado ao conceito de ligação química, àquelas que não eram consideradas polares e portanto, na sua perspectiva, eram evidentes no compartilhamento eletrônico.

Vale ressaltar que foi através do conceito de valência proposto por Abegg que Lewis propôs o modelo da concha cúbica para os elétrons compartilhados:

O valor 8 presente nas valências e contravalências tem, portanto, simples significância como o número que representa para todos os átomos, os pontos de ataque de elétrons; e o número do grupo ou valência positiva indica quantos dos 8 pontos de ataque devem conter elétrons para tornar o elemento eletricamente neutro (Lewis, 1923, p. 30).

Com o início do século XX, aproximadamente na primeira década, devido aos esforços de Thompson, de Abegg e do grupo de pesquisa de Lewis no MIT, já se sabia que todos os átomos tinham uma partícula negativa chamada de elétron, em seu interior possuía uma segunda partícula, com massa bem maior e com carga exatamente contrária e que a transferência eletrônica entre os átomos, causava uma força de atração capaz de uni-los (Stranges, 1984).

O que mais nos impressiona nesse momento já que tentamos no decorrer dessas páginas, reconstruir os principais conceitos e os cientistas que influenciaram a figura do personagem a ser estudado e a sua teoria do par compartilhado, Lewis admitiu que o único trabalho que o motivou foi o de Alfred Werner (1866-1919), conforme explicitado no trecho abaixo retirado de seu livro:

Tal abuso da fórmula estrutural levou inevitavelmente a uma reação que encontrou sua melhor expressão nas publicações de Werner. Seu “*Neuere Anschauungen Auf Dem Gebiete Der Anorganischen Chemie*”<sup>4</sup> (1905) marcou uma nova época na química; e na tentativa de identificar as ideias fundamentais de valência, não há trabalho o qual sinto [tanto] endividamento pessoal quanto a este de Werner. Embora algumas de suas conclusões teóricas não se tenham revelado convincentes, ele organizou de maneira magistral, uma grande variedade de fatos que mostraram as incongruências em que os químicos foram liderados pela fórmula estrutural existente de química inorgânica. (Lewis, 1923, p. 68).

Lewis considerou a lei de Abegg —a valência de qualquer elemento é frequentemente oito e nunca superior a oito— e propôs uma teoria que discutisse plenamente a natureza das diferenças entre os compostos iônicos (polares) e as moléculas (não polares). Ele postulou que o átomo neutro tenderia a manter um número par de elétrons em uma *Concha* ao redor do núcleo e por simetria esse número deveria variar em qualquer mudança química se dispendo simetricamente nos oito cantos de um *Cubo*.

## Considerações finais

O ressurgimento do atomismo e sua manutenção a partir da segunda metade do século XIX foi fundamental para a construção do modelo do átomo cúbico e o modelo da formação de ligações químicas a partir do par compartilhado.

Para isso, foi construído ao longo dos anos, sobretudo após o renascimento, formas de pensar, entender e interpretar as transformações da natureza, as quais levaram ao surgimento, no início do século XIX, de duas vertentes de estudo: uma dependente da eletricidade e outra das combinações em massa para a formação das substâncias.

Os estudos relativos a combinação dos átomos, tiveram uma grande importância no desenvolvimento de teorias que sustentassem a formulação dos compostos orgânicos e inorgânicos, visto que, historicamente, despertaram nos cientistas uma compreensão daquilo que seria responsável pela origem da matéria.

<sup>4</sup>“Atualidades no Campo da Química Inorgânica”

O estabelecimento de partículas atômicas direcionou os estudos que justificavam a formação dos compostos químicos e foi a partir desses estudos que Lewis propôs o modelo do átomo cúbico e como consequência o modelo do par compartilhado.

A teoria de Lewis, possibilita que o professor de química possa trabalhar esse conhecimento em sala de aula, quer seja na educação básica ou no ensino superior, expondo o modo como Lewis concebeu a teoria do par compartilhado, ou amarrando essa proposta, aos saberes produzidos por seus contemporâneos.

Além disso, com a compreensão histórica da construção do conhecimento, que justifica a formação das substâncias por meio da ligação química, o professor poderá evidenciar que as fórmulas eletrônicas de Lewis, não são apenas pontos necessários para equilibrar um determinado átomo pela quantidade de elétrons, mas partem de um modelo atômico, pouco ou quase nunca trabalhado em sala, chamado de átomo cúbico, proveniente dos estudos de diversos cientistas.

Nesse viés, é possível conceber a ciência não como um fazer isolado, um saber de gênios, numa vertente ainda tão presente em livros didáticos, conhecida como história pedigree, anacrônica, hagiográfica ou mesmo embasada no whiggismo, mas um saber como qualquer outro, construído a partir de colaborações, de muito estudo das obras anteriores, enfim, um trabalho coletivo, ainda que as vezes subliminar nos escritos do estudioso em questão.

## Referências

- Abegg, R. (1904). Die Valenz und das periodische System. Versuch einer Theorie der Molekularverbindungen, *Zeitschrift für anorganische Chemie*, 39 (1), 330-380.
- Aristóteles. (1922). *De caelo*. Tradução de J. L. Stocks. Oxford University Press, acessado em julho 01, 2018, na URL <https://archive.org/stream/decaelo00aris#page/>.
- Bachelard, G. (2005). *A Formação Do Espírito Científico: Contribuição Para Uma Psicanálise Do Conhecimento*. Rio de Janeiro, Brasil: Contraponto Editora LTDA.
- Bensaude-Vincent, B.; Stengers, I. (1992). *História da Química*. Lisboa, Portugal: Editora Instituto Piaget.
- Boyle, R. (1661). *The Sceptical Chymist: Or Chymico-Physical, Doubts & Paradoxes*. Londres, Inglaterra: J. Cadwell for J. Crooke.
- Brodie, B.C. (1850). On the Condition of Certain Elements at the Moment of Chemical Change. *Phil. Trans. R. Soc. Lond*, 140, 759-804, acessado maio 28, 2018, na URL <http://rstl.royalsocietypublishing.org/>.
- Butlerov, A. (1863). Ueber die verschiedenen Erklärungsweisen einiger Fälle von Isomerie. *Zeitschrift für Chemie*, 2, 500-534.
- Camel, T.O.; Koehler, C.B.G.; Filgueiras, C.A.L. (2009). A química orgânica na consolidação dos conceitos de átomo e molécula. *Química Nova*, São Paulo, 32 (2), 543-553.
- Callegario, L.J.; Hygino, C.B.; Alves, V.L.O.; Luna, F.J.; Linhares, M.P. (2015). A História da ciência no ensino de química: Uma revisão. *Revista Virtual de Química*, 7(3), 977-991. Consultado no dia 23 de março de 2020, na URL <http://rvq-sub.s bq.org.br/index.php/rvq/article/viewFile/1195/611>.

- Canizzaro, S. ([1858], 1910). *Sketch of a course of chemical philosophy*. University College, Londres, Inglaterra: Library Services, University College, London.
- Carus, L.T. (2016). *The Rerum Natura*. Tradução, Introdução e Notas de Juvino Alves Maia Junior, Hermes Orígenes Duarte Vieira e Felipe dos Santos Almeida. João Pessoa, Brasil: Editora Ideia.
- Coffey, Patrick (2008). *Cathedrals of Science: The Personalities and Rivalries That Made Modern Chemistry*. New York, USA: Oxford University Press.
- Couper, A.S. (1858). On a new chemical theory. *Philosophical Magazine and Journal of Science*, 16(105), 104-116.
- Davy, H. (1807). The Bakerian Lecture, on some chemical agencies of electricity. *The Philosophical Transactions of the Royal Society*, 97, 1-56.
- Frankland, E. (1852). On a New Series of Organic Bodies Containing Metals. *The Philosophical Transactions of the Royal Society*, (142), 417-444. Consultado no dia 27 de maio de 2018, em URL <http://rstl.royalsocietypublishing.org/>.
- Franco-Patrocinio, S.O. (2018). *Tese (Doutorado em Química). Contribuições da História da Ciência para a ressignificação do conceito de Quantidade de Matéria e sua unidade de medida*, mol. *Universidade Federal de Juiz de Fora*, 1-156.
- Franco-Patrocinio, S.O.; Freitas-Reis, I. (2017). Os livros didáticos de química indicados ao PNLD 2015: A História da Ciência empregada na temática ‘Quantidade de Matéria’ e sua unidade, mol. *Holos*, 2, 375-395.
- Freitas-Reis, I. (2009). Um mapa da medicina antiga: entre a cura através dos contrários e a cura através dos semelhantes. *Historia de La Medicina y Epistemologia Medica*, 1(1), 01-14.
- Gonçalves-Maia, R. (2016). *Lewis*. São Paulo, Brasil: Editora Livraria da Física.
- Hildebrand, J.H. (1947). Gilbert Newton Lewis. 1875-1946. *Obituary Notices of Fellows of the Royal Society*, 5(15), 491-506.
- Hudson, J. (1992). *The History of Chemistry*. Hong Kong: The Macmillan Press LTD.
- Kekulé, A. (1858). Ueber die Constitution und die Metaniorphosen der chemischen Verbindungen und iiber die chemische Natur des Kohlenstoffs. *Annalen Der Emie Und Pharmacie*. CVI. Bades Zweites Heft, 129(106).
- Lewis, G.N. (1923). *Valence and the Structure of Atoms and Molecules*. New York, USA: J. J. Little & lves Company.
- Locke, J. ([1690], 1991). An Essay Concerning Human Understanding. *Pennsylvania State University. Penn States Electronic Classics Series*. Consultado no dia 06 de julho de 2018, na URL <ftp://ftp.dca.fee.unicamp.br/pub/docs/ia005/humanund.pdf>.
- Mackle, H. (1954). The Evolution of Valence Theory and Bond Symbolism. *Journal of Chemical Education*, 31(12), 618-625.
- Mayow, J. ([1674], 1907). *Medico-Physical Works: Being a Translation of Tractatus Quinque Medico-Physici*. Published by the Alembic Club. Consultado no dia 08 de julho de 2018, na URL <https://archive.org/details/medicophysicalwo00mayouoft>.

- Neto, W.N.A. (2007). A Noção Clássica de Valência e o Limiar da Representação Estrutural. *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola*, (07), 13-24.
- Nicholson, W.; Carlisle, A. (1801). Account of the New Electrical or Galvanic Apparatus of Sig. Alexandro Volta and Experiments Performed with the Same. *Journal of Natural Philosophy, Chemistry and the Arts*, 4, 179-187. Consultado em 07 de agosto de 2018, na URL <https://archive.org/stream/ajournalnatural10nichgoog#page/n200>.
- Porto, C.M. (2013). O atomismo grego e a formação do pensamento físico moderno. *Revista Brasileira de Ensino de Física*, 35(4), 1-11.
- Rocha, G.R. (2006). “A história do atomismo: A construção e a desconstrução de uma imagem sintático-semântica do conhecimento científico”. Dissertação (Mestrado em História) – Faculdade de Filosofia e Ciências Humanas, Universidade Federal de Minas Gerais.
- Stranges, A.N. (1984). Reflections on the Electron Theory of the Chemical Bond: 1900-1925. *Journal of Chemical Education*, 61(3), 185-190.
- Thompson, J.J. (1897). Cathodes Rays. *Philosophical Magazine, Londres*, 44(269), 293-316.
- Vidal, P. H. O. (2009). Dissertação (Mestrado em Ensino de Ciências). 2009.A História da Ciência nos Livros Didáticos de Química do PNLEM 2007. *Instituto de Física, Química, Biociências e Faculdade de Educação, Universidade de São Paulo, São Paulo*, 1-104.
- Volta, A. (1800). On the electricity excited by the mere contact of conducting substances of different kinds. *Philosophical Transactions of the Royal Society*, (90), 403-431.
- Wollaston, W.D. (1814). A Synoptic scale of chemical equivalents. *Philosophical Transactions of the Royal Society*, (104), 1-22.
- Zanon, D.A.V.; Machado, A.T. (2013). A visão do cotidiano de um cientista retratada por estudantes iniciantes de licenciatura em Química. *Revista Ciência e Cognição*, 18, 46-56.