

Universidade Federal De Juiz De Fora
Programa De Pós-Graduação Em Química
Mestrado Em Química

Leonardo Lessa Pacheco

**GILBERT LEWIS E A DELICADA TESSITURA DA TEORIA DO PAR
COMPARTILHADO**

Juiz de Fora

2019

Leonardo Lessa Pacheco

**GILBERT LEWIS E A DELICADA TESSITURA DA TEORIA DO PAR
COMPARTILHADO**

Dissertação apresentada ao Programa de Pós-graduação em Química, área de concentração: Educação Química, da Universidade Federal de Juiz de Fora, como requisito parcial para obtenção do grau de Mestre.

Orientadora: Profa. Dra. Ivoní de Freitas Reis

Juiz de Fora

2019

A Deus.

Ariana, Ana Clara e Laís por serem a imagem de Deus.

A Ivoni, grande orientadora, sempre luz de Deus nesse caminho tão gratificante de retorno aos estudos, não me deixando desistir, apesar de todas as provações.

A ciência tem suas catedrais construídas pelos esforços de alguns arquitetos e muitos trabalhadores (Lewis, 1923).

AGRADECIMENTOS

Agradeço primeiramente a Deus, porque, ao longo de todo o processo, não parou de me dar motivos para me aproximar dEle.

A minha esposa Ariana, grande incentivadora e responsável direta por minha produção, visto que, sempre fez de tudo por minha capacitação, sendo imagem direta de Deus com seu amor demonstrado em todas as minhas muitas ausências.

A minha filhona Ana Clara, que de um modo especial, sofreu muito neste meu processo, ao qual, por diversas vezes, tive que optar por priorizar meus estudos. Desculpe-me e espero colher os frutos desta enriquecedora jornada.

A minha segunda filhona Laís, por sempre estar de bem com a vida, exemplo de alegria nesses dois anos de intensos questionamentos.

A minha orientadora Ivoni, faltam-me palavras. A senhora sempre foi importante exemplo de educadora, de pesquisadora, de pessoa, por sempre partilhar de sua vida e me fazer entender que desafios, não servem para serem desviados, mas para serem enfrentados e vencidos e, junto com a senhora, acredito que vou conseguir vencê-los, pelo meu bem e da minha família.

Aos meus pais Juracy's que, apesar da distância, por morarem em outro estado, sempre se interessaram por minha pesquisa e sempre se dispuseram a me ajudar.

A Zuleyce, minha irmã mais velha, por sempre se desfazer das minhas queixas me mostrando que o caminho de um pesquisador não precisa ser fácil.

Ao meu cunhado Felipe, por estar presente novamente na família e mostrar que sempre podemos começar de novo, independente das nossas falhas.

A minha afilhada Yasmin, por todo amor que ela guarda no seu coração e por me mostrar que sonhos podem surgir, independente da época da nossa vida.

A Sayonara, minha irmã do meio, por ser uma grande profissional e estar atenta as questões emocionais de nossa família, ao longo desse período que mais me distanciei.

Ao meu cunhado Giullian, sempre divertido, o pouco momento que passamos juntos foram fundamentais para abastecer as baterias.

Ao meu sogro Expedito e minha sogra Rita, que sempre estiveram dispostos e prontos a me ajudar em todo esse meu processo, cuidando com todo o carinho das minhas princesas e da minha esposa, entendendo a importância das prioridades dos meus estudos.

A Amanda e Felipe, por todas as invenções de passeio aos finais de semana com minha família, sempre prontos a nos distrair diante das dificuldades.

Ao incentivo do meu cunhado Heberton, concunhada Shirlem e sobrinhas Isabela e Isadora, por sempre estarem dispostos a partilhar minha caminhada, dando-me exemplo de esforço e superação.

Aos colegas do Grupo de Estudos em Educação Química (GEEDUQ) e do Núcleo de Estudos em História da Ciências (NEHC), por todas as contribuições e por sempre estarem dispostos a me ajudar, frente aos meus inúmeros desafios.

Aos professores da banca de qualificação Dr. José Guilherme da Silva Lopes e Dr. Fumikazu Saito, por me auxiliarem no desenvolvimento dos meus estudos.

Ao Programa de Pós-Graduação em Química da UFJF e à CAPES, pela oportunidade de me capacitar e me formar.

Ao diretor do Colégio Equipe de Juiz de Fora, pelo grande incentivo nos meus estudos.

Aos colegas do Colégio e Curso Nota 10 e do Instituto Metodista Granbery, que sempre torceram por mim, dando-me muita força para seguir adiante nos meus estudos.

RESUMO

Este texto apresenta os resultados de uma pesquisa que explorou o contexto e a intensa dedicação do químico americano Gilbert Newton Lewis, com o objetivo de investigar a consolidação da teoria do par compartilhado que justificou a formação das ligações químicas nas moléculas a partir da elucidação do átomo cúbico, ao qual nos arriscamos em chamarmos de modelo atômico. Foram analisadas obras originais do autor do século XX, mais especificamente o artigo publicado em 1916, *O Átomo e a Molécula* e o livro de 1923, *Valência e a Estrutura dos Átomos e das moléculas*. Também foram analisados artigos da época de cientistas que, de um modo ou outro, estavam diretamente relacionados ao pesquisado, seja por calcarem as bases para os estudos de Lewis, seja por estarem diretamente relacionados à sua pesquisa. Espera-se, com esse trabalho, que a figura de Lewis venha a ser lembrada não apenas por uma de suas teorias, mas como um cientista fundamental para a construção do conhecimento químico incentivando a todos que de algum modo, como estudantes de graduação, pós-graduação ou mesmo professores em exercício, estavam ligados a ele.

Palavras-Chave: História da Ciência. Gilbert Lewis. Ligações Químicas. Teoria do Par Compartilhado.

ABSTRACT

This paper presents the results of a research that explored the context and intense dedication of the American chemist Gilbert Newton Lewis, aiming to investigate the consolidation of the shared pair theory that justified the formation of chemical bonds in the molecules from the elucidation of the atom, which we risk calling the atomic model. Original works by the twentieth century author were analyzed, specifically the article published in 1916, *The Atom and the Molecule*, and the 1923 book, *Valencia and the Structure of Atoms and Molecules*. It was also analyzed periodical articles by scientists that in one way or another were directly related to the researched, either by laying the groundwork for Lewis's studies or by being directly related to their research. It is hoped with this work that the figure of Lewis will be remembered not only by one of his theories, but as a fundamental scientist for the construction of chemical knowledge encouraging everyone who, in some way, as undergraduate, postgraduate students, undergraduate or even acting teachers, were attached to it.

Keywords: History of Science. Gilbert Lewis. Chemical Bonds. Shared Pair Theory.

LISTA DE FIGURAS

Figura 01: Foto de Lewis aos 35 anos.

Figura 02: Capa do Folheto de Divulgação do prédio inaugurado e negociado por Gilbert Newton Lewis, quando da sua mudança para assumir a Faculdade de Química em Berkeley.

Figura 03: Imagem da fachada do Gillman Hall.

Figura 04: Imagem da fachada do Gillman Hall com os membros departamentais quando da conclusão do edifício em 1917.

Figura 05: Daniel Coit Gillman.

Figura 06: Imagem da contracapa do livro publicado por Lewis com seu aluno de doutorado Randall.

Figura 07: Imagem do manuscrito de Lewis datado de 1902.

Figura 08: Imagem de Thomson de frente à ampola na qual evidenciou a existência de uma partícula fundamental que compõe a matéria.

Figura 09: Imagem que retrata os valores aproximados para a razão entre a massa e a carga do elétron.

Figura 10: Imagem de Willian Albert Noyes.

Figura 11: Etapas reacionais quando das modificações quantitativas da amônia nos experimentos.

Figura 12: Imagem de rosto de Oliver Lodge.

Figura 13: Imagem de Richard Abegg.

Figura 14: Tabela de valências e contra valências de Abegg.

Figura 15: Imagem que indica as linhas de força para a formação das ligações químicas.

Figura 16: Imagem de Ernest Rutherford.

Figura 17: Modelo do Sistema Saturniano de Nagaoka.

Figura 18: Exemplo do número polar e número total de valência para amônia e cloreto de amônio.

Figura 19: Exemplo do cálculo dos números polares para alguns elementos.

Figura 20: Formas tautoméricas para compostos não polares.

Figura 21: Tabela que diferencia os compostos polares dos apolares.

Figura 22: Representação dos elétrons de valência dos elementos do 2º período.

Figura 23: Acoplamento possível para o compartilhamento eletrônico.

Figura 24: Formação da ligação dupla entre os átomos de oxigênio

Figura 25: Tabela periódica dos elementos químicos conhecidos no ano de 1923.

Figura 26: Representação esquemática do átomo cúbico, com o “octeto”, representado aos pares ao redor da carga positiva do átomo.

Figura 27: Modelo do átomo cúbico para o arranjo espacial tetraédrico.

Figura 28: Modelos cúbicos para alguns compostos químicos.

Figura 29: Membros do departamento de Química de Berkeley.

Figura 30: Gilbert Lewis e seus orientandos Nobel's.

LISTA DE QUADROS

Quadro 01: Postulados de Langmuir (1919) publicados sobre o mesmo título, mas em revistas diferentes

LISTA DE TABELAS

Tabela 01: Compostos e suas respectivas estruturas espaciais de acordo com o convencionalizado por Lewis em 1916, p. 779.

Tabela 02: Alguns colaboradores renomados da faculdade de química no período da direção de Lewis

SUMÁRIO

1 INTRODUÇÃO.....	12
2 A LIGAÇÃO QUÍMICA E SEU CONTEXTO ATÉ LEWIS.....	15
2.1 BIOGRAFIA E CONTEXTO	15
2.2 O CONTEXTO DOS ESTUDOS DAS LIGAÇÕES QUÍMICAS NO FINAL DO SÉCULO XIX E INÍCIO DO SÉCULO XX: ALGUNS CONTEMPORÂNEOS ATÉ LEWIS.....	24
3 A LIGAÇÃO QUÍMICA	46
3.1 A FORMULAÇÃO DAS IDEIAS DE LEWIS PARA A LIGAÇÃO QUÍMICA....	46
3.2 O ACIRRADO DEBATE ENTRE LEWIS E LANGMUIR.....	65
3.3 A CONTRIBUIÇÃO DE LINUS PAULING.....	86
4 LEWIS PARA ALÉM DO PAR DE ELÉTRONS.....	95
4.1 CONTRIBUIÇÕES NA FÍSICO-QUÍMICA: UM CIENTISTA RESPEITADO INTERNACIONALMENTE	99
4.2 UMA PREOCUPAÇÃO PARA ALÉM DO LABORATÓRIO	104
5 CONCLUSÃO.....	107
REFERÊNCIAS	110
APÊNDICE.....	119

1 INTRODUÇÃO

Para História das Ciências, não basta agregar eventos que constituem a História e a Ciência, pois ela se tornou a justificativa da Ciência e, no decorrer dos anos, agregou características próprias das ciências humanas como História e Antropologia que não precisam aparecer neste processo, já que depende do tipo de pesquisa e do foco do pesquisador ao analisar sua questão a ser desenvolvida no processo de análise (ALFONSO-GOLDFARB, 1995).

A metodologia em História das Ciências, segundo Martins (2005), corresponde a um intenso processo de levantamento bibliográfico por busca de documentos que foram produzidos pelo próprio autor pesquisado ou obras científicas de mesmo período como biografias, para que, ao meio de uma gama de informações, o estudo historiográfico possa ser realizado.

O estudo historiográfico das ciências depende de um intenso levantamento de documentos que remetem a uma questão de pesquisa e de sua devida separação e distinção em fontes primárias e secundárias. Para Roberto Martins (2004), membro do Grupo de História, Teoria e Ensino de Ciências (GHCT) da USP, a historiografia nas suas próprias palavras:

É o produto primário da atividade dos historiadores. Ela é constituída essencialmente por textos escritos. Ela reflete sobre os acontecimentos históricos, mas agrega-lhe um caráter discursivo novo. Ela procura desvendar aspectos da história, mas não é uma mera descrição da realidade histórica (p. 01).

Podemos dizer, portanto, que escrever sobre História da Ciência significa escrever sobre a Historiografia da Ciência o que implica numa tentativa de chegar ao entendimento, ou descobrir alguns aspectos das produções dos cientistas que envolvem suas práticas, permitindo-nos ponderar sobre o contexto no qual esses trabalhos se encontram estabelecidos (MARTINS, 2004).

Apesar de mudanças que ocorreram com os processos de análises em História das Ciências de tempos em tempos, a metodologia de busca por documentos de fontes primárias que sustentem uma determinada questão de trabalho continua a se manter, sem perder de vista as influências filosóficas e epistemológicas derivadas desse processo (ALFONSO-GOLDFARB, 2008).

Nesse sentido, levando em conta a importância de Gilbert Newton Lewis (1875-1946) para o entendimento químico das ligações, aproximamo-nos de seus estudos, a fim de

evidenciarmos suas grandes contribuições que justificaram, ao início do século XIX, a combinação dos átomos para formarem as substâncias.

Como consequência desse processo, foi feita uma busca online dos materiais disponíveis digitalizados de seus escritos originais “*The atom and the molecule*” publicado em 1916 e “*Valence and the Structure of Atoms and Molecules*” publicado em 1923, tal como propõe Martins (2005) ao tratar das principais fontes de pesquisa em história da ciência.

Foram analisadas as publicações, em revistas de porte científico nacionais, de modo a encontrar qualquer publicação brasileira que pudesse dar suporte ao nosso trabalho. Na Revista Dynamis que corresponde a um periódico Qualis A2 sobre ensino de Ciências Naturais e Matemática, não foi encontrada nenhuma relação de Ligações Químicas e Gilbert Newton Lewis, bem como na Revista Brasileira de História da Ciência, Manguinhos e História da Ciência e Ensino. Nos Encontros Nacionais de Ensino de Química - ENEQs, foram encontrados 22 trabalhos que relacionavam tabelas para o melhor entendimento dos estudantes na teoria das ligações químicas, uso de jogos, mapas conceituais, criações de software e avaliação curricular abordando tema.

Na Revista Química Nova, foram encontrados dois trabalhos pertinentes cujos autores são Chagas e Davanzo (1993), e Filgueiras (2016). Ambos serviram de base para a construção dos objetivos e nortearam na busca pelos documentos primários do pesquisado. Outro documento de época, imprescindível para o nosso trabalho, tem sido a *Biography Memoirs*, escrita por seu ex-aluno Hildebrand, e publicada em 1958. Ainda em língua portuguesa a biografia de Lewis, escrita pela pesquisadora lisboeta Raquel Gonçalves-Maia, foi de enorme importância na estruturação e na compreensão do *underground* científico-social, o qual nos é tão caro na composição do percurso historiográfico que escolhemos percorrer.

Diante desse quadro investigativo, o trabalho de Michael Kasha (1920-2013), *The Triplet State*, não foi deixado de lado, porque o autor conviveu com Lewis e, por meio de sua orientação, obteve seu Ph.D. no ano de 1945.

Outro autor que adquiriu significado nesse processo proposto foi Linus Carl Pauling (1901-1994), por ter conhecido Lewis em 1924 e por 5 anos, a partir do ano de 1929, ter ido frequentemente a Berkeley para visitá-lo e discutido intensamente sobre físico-química. Em 1984 Pauling escreveu uma biografia cujo título era Gilbert Newton Lewis e a Ligação Química que, segundo ele, ao introduzir o conceito da ligação química com par de elétrons compartilhado, Lewis revolucionou a química (PAULING, 1984).

Portanto, muitas obras foram lidas, estudadas e analisadas e eventualmente poderão aparecer para compor a estrutura do texto, segundo a vertente de uma pesquisa qualitativa, no

objetivo de se desmembrar possíveis características que justifiquem sua preocupação com a formação de uma molécula e uma aproximação com os conceitos da ligação por meio do par compartilhado.

No primeiro capítulo, buscamos contextualizar a produção científica de Lewis, fazendo um breve recorte biográfico de sua vida. No segundo, elaboramos um apanhado historiográfico em relação à construção do modelo das ligações químicas no início do século XIX. Nesse capítulo, abordamos a proposta conceitual de Lewis a partir de uma contextualização das concepções históricas adotadas pelos cientistas sobre uma possível justificativa de como os átomos se combinam para formarem as substâncias.

No terceiro capítulo, atentaremos-nos, ao considerarmos como suas ideias se disseminaram, para suas contribuições para além do par eletrônico compartilhado. Nas considerações finais, urdimos as conclusões dos nossos estudos apresentando os resultados dos nossos trabalhos bem como as expectativas de alcance dos nossos estudos.

A partir das obras de Lewis e de sua caminhada enquanto pesquisador, consideramos pertinente responder a seguinte questão: quais os caminhos metodológicos de Lewis na elaboração da teoria do par compartilhado?

Desse modo, destacamos o contexto de elaboração em que Lewis construiu sua pesquisa a respeito das ligações químicas, com o objetivo de identificarmos os caminhos que culminaram com o despertar do cientista para o interesse por explicar a forma como os átomos se ligam para originarem as moléculas.

Nesse sentido, nossa pesquisa objetivou identificar as características motivacionais, trazidas por Lewis, ao longo de seu intenso percurso de produção científica, analisando seus trabalhos, porém, mantendo o foco nos artigos que propõem uma justificativa para a combinação dos átomos de elementos, “The Atom and the Molecule” (1916) e “Valence and The Structure of Atoms and Molecules” (1923).

2 A LIGAÇÃO QUÍMICA E SEU CONTEXTO ATÉ LEWIS

2.1 BIOGRAFIA E CONTEXTO

Gilbert Newton Lewis (1875-1946) nasceu em Weymouth, Massachusetts, nos Estados Unidos da América, em outubro de 1875, portanto, na segunda metade do século XIX, época marcada por um grande número de conflitos. Um primeiro momento bastante turbulento foi a expansão norte americana para oeste, por meio do Destino Manifesto¹, expressão que surgiu após conquistarem a independência, por acreditarem na fundação de seu governo democrático com liberdade religiosa, forte e próspero, acentuando o conflito contra os indígenas, que ocorria desde o início da colonização americana (FONSECA, 2007).

Outro momento que também caracterizou o cenário violento que antecedeu o nascimento de Lewis foi a Guerra de Secessão, conflito entre Norte (industrial) e Sul (escravocrata), que culminou com a vitória do Norte e com consecutivo crescimento econômico exigido pela necessidade de reconstrução do país, com mais de bilhões de dólares gastos no conflito, tendo como vítimas milhares de americanos (SAMPAIO, 2013).

Gilbert Lewis foi o segundo filho do casal Frank Wesley Lewis e Mary Burr White Lewis num total de três: uma irmã quatro anos mais velha chamada de Mary Hannibal (Tia Polly) e um irmão nove anos mais novo chamado Roger (GONÇALVES-MAIA, 2016). Sua família fixou-se nos Estados Unidos, vindo da Inglaterra, por um avô muito distante genealogicamente, em torno do ano de 1632, sendo um dos fundadores da cidade de Barnstable em Cape Cod (LEWIS, Richard, 1984).

Ainda segundo Lewis (1984), a família possuía decendência comum a família real inglesa: “Papai costumava dizer: ‘Há sangue real nas minhas veias’. Suponho que estivesse falando dos Stuarts” (p. 03) e esteve diretamente envolvido no avanço americano para o oeste: “Eles se juntaram a um grupo de guerreiros [...] e viajaram para as selvagens terras do oeste” (p. 03), fundando cidades e participando de longos e sangrentos conflitos contra os indígenas.

Em 1912, aos 37 anos de idade, Lewis casou-se com Mary Hinckley Sheldon, filha de Edward Stevens Sheldon, professor de Harvard, e de Katherine Hinckley (Sheldon) e tiveram

¹ Doutrina responsável pela ocupação de terras a oeste dos Estados Unidos, regida pelo Calvinismo, na perspectiva de que Deus escolheu o povo norte americano para colonizar o continente. Desse modo, foi designado por Deus para evidenciar ao restante do mundo os valores divinos por meio do progresso, liberdade e emancipação universal, evidenciando as nações, que esta seria a maior no futuro (SAMPAIO E OLIMPIO, 2006).

três filhos, Richard Lewis nasceu em 1916 (faleceu em 1991), Margery em 1917 e o mais novo Edward Lewis, em 1920. Os dois filhos seguiram os passos do pai (HILDEBRAND, 1947), enquanto que sua filha, segundo Gonçalves-Maia (2016) não se interessou por ciência.

Ao longo de nossa pesquisa, conjecturamos que o interesse de Lewis pela ciência era de extrema importância e ocupava um lugar de destaque no seu cotidiano. Tal posição parece ter sido também levantada por Coffey (2008), no que destacou a fala de um dos filhos do nosso pesquisado:

Para Lewis sua família sempre foi secundária em relação ao seu trabalho e à camaradagem do departamento de química (...). Ambos os filhos se tornariam químicos, mas o filho Edward me disse, que não consegue lembrar de uma única conversa íntima com o pai (COFFEY, 2008, p. 147).

A partir de 1923, Lewis e sua família adquiriram uma casa em Inverness, no condado de Marin, Califórnia, acredita-se que, por ter um clima agradável durante o verão, serviu para a família como um refúgio. Segundo Richard Lewis (1984), quando seus avós e o pai mudaram para Lincoln, Nebraska, ele desenvolveu um gosto especial pela natureza, principalmente por pássaros, numa região onde havia muitas árvores, os cantos das aves, principalmente o Catbird, encantavam-no.

Segundo Calvin (1982), Lewis já se fazia conhecer na Europa, pelo seu trabalho com a Termodinâmica e reformulou o departamento de química em Berkeley. Hildebrand (1947) esclareceu que na sua contratação foi acordado um valor salarial, uma expansão física departamental e também a contratação de alguns companheiros para somarem, por suas competências, ao departamento.

Na pretensão de contextualizarmos a relação de Lewis com a educação, evidenciaremos suas principais relações com as instituições de estudo, bem como suas possíveis atividades de pesquisa, nelas desenvolvidas.

Em relação ao aspecto inicial do processo de escolarização de Lewis, seu contato com as instituições de ensino formal foi tardio. Foram os próprios pais que buscaram lhe dar as devidas instruções de leitura e de álgebra. Sua mãe foi a responsável pela sua leitura, iniciando o processo aos três anos de idade (GONÇALVES-MAIA, 2016).

Joel Henry Hildebrand (1881-1983), ao escrever o obituário de Lewis, seu colega de trabalho e amigo, assim se referiu aos anos que Lewis morou em Lincoln com seus pais no estado de Nebraska:

Aqui, durante vários anos, ele teve pouca escolaridade formal, desfrutando de uma vantagem que ele mencionou em seus últimos anos como tendo

ocorrido frequentemente nas carreiras dos homens mais destacados do mundo, a de ter "escapado de alguns dos processos comuns de educação formal" (HILDEBRAND, 1947, p. 491).

Sua irmã Polly fundou uma escola privada, possivelmente por acreditar na forma de “pensar a educação” de seus pais. Em sua instituição, ela ensinava do modo como acreditava que as crianças deveriam ser ensinadas, porém, veio a ser encerrada. Foi uma figura importante na vida de Lewis e de grande influência. Seu filho Richard Newton Lewis escreveu:

Eu acredito que Polly teve uma forte influência em Gilbert. Ela aparentemente adquiriu algumas das idéias de seus pais na educação e criou uma escola particular em Buffalo, onde ela poderia ensinar a maneira como ela pensava que as crianças deveriam ser ensinadas. Meus pais continuaram na mesma linha. Seus três filhos foram ensinados em casa até o final do ensino médio (LEWIS, Richard, 1984, p. 03).

Conforme mencionamos, Lewis recebeu durante toda a sua infância e parte da adolescência uma escolarização informal, lendo todas as obras que lhe apareceram sem restrição. O pai, Frank Wesley Lewis (1840-1910) lhe ensinou a matemática. Sabemos pouco dele, apenas que escreveu um livro intitulado “*State Insurance*” - que deu origem ao Seguro Social norte-americano - sendo formado em direito e especialista em seguros (LEWIS, Richard, 1984).

Gilbert Lewis passou dois anos na escola preparatória da Universidade de Nebraska onde estudou até o ano de 1892, transferindo-se para Harvard College, aos 17 anos. Seu desapontamento com a instituição, em Nebraska, pode ter sido fundamental para a mudança de sua família para o leste, pois seu pai tornou-se um executivo em Boston trabalhando para a *Merchants Trust Company*. Depois de quatro anos, Lewis bacharelou-se em Química em 1896, em Harvard, indo trabalhar por um ano na *Phillips Andover Academy*, retornando a Harvard para seu mestrado em Artes, em 1898, e o doutorado em Filosofia, 1899 (HARRIS, 1999).

Esse último sob orientação de Theodore Willian Richards (1868-1928), Nobel em química de 1914, proporcionado-lhe o primeiro artigo de sua carreira intitulado “*Algumas Relações Eletroquímicas e Termoquímicas das Amálgamas de Zinco e Cádmio*” (RICHARDS e LEWIS, 1898).

No ano seguinte a sua tese, seguiu o ritmo de muitos químicos americanos de então, e conseguiu ir à Europa para completar seus estudos em físico-química, com dois pioneiros nessa área da ciência. Em 1900, esteve em Leipzig com Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932), cientista renomado, fundamental para o estabelecimento da físico-química, fundador

do *Zeitschrift für physikalische Chemie*², Nobel em 1909, por seu trabalho com catálise. Preocupou-se em compreender mais profundamente as questões relativas às reações químicas por meio de raciocínio matemático e medidas físicas experimentais, como condutividade elétrica (SCHUMMER, 2018).

Em 1901, esteve em Göttingen com Walther Hermann Nernst (1864-1941), foi assistente do laboratório de Ostwald em Leipzig. Nernst havia trabalhado com ele em 1891 ao assumir o cargo de professor e ao longo de sua carreira e foi um propagador do pensamento físico-químico, dedicando-se principalmente a “eletroquímica, [...] ao teorema do calor” (CROPPER, 1987, p. 03 e p. 06) e “a teoria quântica dos sólidos” (GROSS, HENNEAUX E SEVRIN, 2013).

Nesse processo é necessário um entendimento em relação à mudança de Lewis para Europa, “tornar-se um estudante sério de química, significava estudar na Alemanha” (COFFEY, 2008, p. 62) para completar seus estudos em físico-química com Nernst e Ostwald, os quais representavam o “único caminho” de sucesso (COFFEY, 2008, p. 62).

Podemos verificar a importância de Nernst para a físico-química, ainda, sob a perspectiva do trabalho de Cropper (1987):

De acordo com uma história atual para o ano de 1900 em Berlim, Deus decidiu um dia criar um super-homem. Ele trabalhou primeiro no cérebro, formando uma “mente mais perfeita e sutil”. Mas ele tinha outros negócios e o trabalho teve que ser deixado de lado. Um dos assistentes de Deus, o Arcanjo Gabriel, viu esse cérebro maravilhoso e não pôde resistir à tentação de tentar criar o homem completo. Ele super estimou suas habilidades e no entanto, conseguiu criar apenas “um homenzinho de aparência nada impressionante”. Desanimado por seu fracasso, ele deixou sua criação inanimada. Logo o Diabo veio, olhou com satisfação para este ser único, mas sem vida e deu vida a ele. “Aquele era Walther Nernst” (p. 03)

Com a citação anterior, podemos perceber como ser orientado por Nernst, no início do século XX, em físico-química, era importante para a carreira de Lewis, visto a relevância das pesquisas e dos estudos de Nernst para a Alemanha, já que, até uma lenda sobre sua origem era difundida no país. Acreditamos que tal veneração justificou a iniciativa de Lewis ao se mudar para a Europa e seguir seus estudos com Nernst, confirmando a visão exposta por Coffey (2008).

Ainda segundo Coffey (2008), vale a pena destacar que foram “quarenta e quatro estudantes americanos que se mudaram para a Europa entre 1889 a 1904”, entre eles, seu orientador de doutorado Theodore Richards, seu futuro chefe no MIT, Arthur Amos Noyes

² Jornal de Físico-Química, fundado por Ostwald em 1887

(1866-1936) e Willis Rodney Whitney (1868-1958) responsável por estabelecer o primeiro laboratório de pesquisa da General Electrical nos Estados Unidos (COFFEY, 2008).

Após esse tempo, retornou a Harvard, lecionando por três anos, até que se mudou 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 apesar de encontrar algumas situações precárias à pesquisa:

Suas pesquisas continuaram apesar das facilidades limitadas de Manila, onde seu estudo de decomposição de óxido de prata, em um termostato de alta temperatura controlado para um ou dois centésimos de grau e construído com um regulador de mercúrio improvisado que controlava um queimador de Bunsen, com a assistência de um telégrafo, torna-se um exemplo simples do seu desejo de investigar. (GIAUQUE, 1947, p. 319).

De acordo com Kohler (1975), Lewis retornou aos Estados Unidos em 1905 para assumir o cargo de professor assistente no MIT, *Massachusetts Institute of Technology*, fazendo parte da equipe de Arthur Amos Noyes.

Noyes foi orientador de Ostwald em seu doutorado e fez parte do seleto grupo de estudantes americanos que passou um tempo na Europa, pós-graduando em físico-química, entre os anos de 1889 a 1904, por quem Lewis guardou significativo apreço (COFFEY, 2008).

Segundo Gonçalves-Maia (2016), Noyes o dispensou da função de dar aulas, passando a assumir responsabilidades administrativas, encorajando-o a dedicar-se exclusivamente à pesquisa. Os sete anos que passou no Instituto foram muito produtivos e foram marcados por estas e mais algumas publicações:

- 1906: *An elementary proof of the relation between the vapour pressures and the composition of a binary mixture e A review of recent progress in physical chemistry.*
- 1907: *Outlines of a new system of thermodynamic chemistry.*
- 1908: *A revision of the fundamental laws of matter and energy e The ionic theory.*
- 1909: *The principle of relativity and non-Newtonian mechanics e The use and abuse of the ionic theory.*

Devido às suas tantas contribuições para a ciências, o nome de Lewis se ascendeu como grande físico-químico norte americano, publicando numerosos artigos em revistas importantes

como *Zeitschrift für Chemie Physikalische*³, periódico de físico-química, publicado na Alemanha e *Science*, periódico publicado em Washington D.C. Estados Unidos.

Possuía uma inesgotável fonte de saber e não se prendia a área acadêmica de formação. Seu interesse por ciência era indescritível. Vale ressaltar que Lewis publicou, em 1909, um artigo sobre o Princípio da Relatividade e a Mecânica Não-Newtoniana, com Richard Chace Tolman (1881-1948). Essa perspectiva de fazer ciências sem limites indica o tamanho do seu potencial porque se adentrou em outros ramos da ciência, não economizando esforços mentais para propagar suas teorias e resultados de suas pesquisas (HILDEBRAND, 1947).

Figura 1: Foto de Lewis aos 35 anos



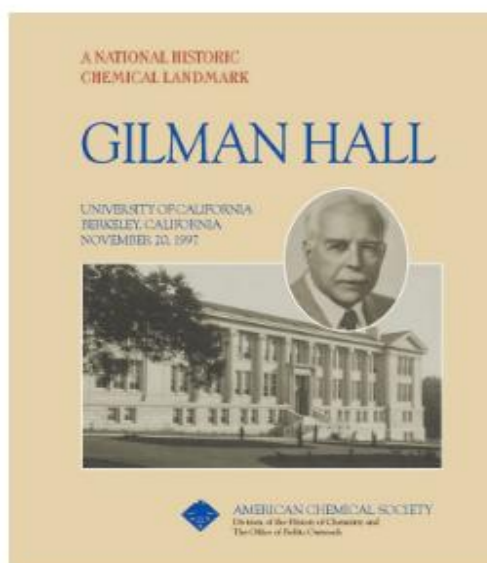
**Gilbert N. Lewis,
Cerca 1910**

Fonte - <https://ilblogdellasci.wordpress.com/2016/05/07/gilbert-newton-lewis-1875-1946-un-premio-nobel-mancato-parte-1/>

Segundo “*Gilman Hall*”, folheto comemorativo produzido pelo *National Historic Chemical Landmarks* programa da *American Chemical Society* em 1997, Gilbert Lewis visitou a Universidade de Berkeley em 1911 e determinou suas condições para liderar o *College of Chemistry* que incluíam um aumento nos orçamentos, um incremento do número de funcionários, dentre eles professores e técnicos administrativos, e a construção de um novo edifício, em anexo, ao único prédio da Faculdade de Química.

³ Jornal de Físico-Química

Figura 2: Capa do Folheto de Divulgação do prédio inaugurado e negociado por Gilbert Newton Lewis, quando da sua mudança para assumir a Faculdade de Química em Berkeley.



Fonte - [https:// www.acs.org/content/acs/en/education/whatischemistry/landmarks/gilman.html](https://www.acs.org/content/acs/en/education/whatischemistry/landmarks/gilman.html)

Em 1912, Lewis veio a Berkeley para compor a Universidade de Berkeley na Califórnia (HARRIS, 1999). Ele aceitou o trabalho, assumindo a presidência do Departamento de Química e a direção do *College of Chemistry* (HILDEBRAND, 1958), levando consigo três de seus colegas do M.I.T.

Em 1917, o edifício de Lewis foi completado. Uma estrutura moderna de aço e concreto e era utilizado exclusivamente para a instrução técnica de físico-química, química inorgânica e química nuclear.

Figura 3: Imagem da fachada do Gillman Hall



Fonte - <http://projects.wsj.com/waste-lands/site/62-gilman-hall-university-of-california-at-berkeley/>

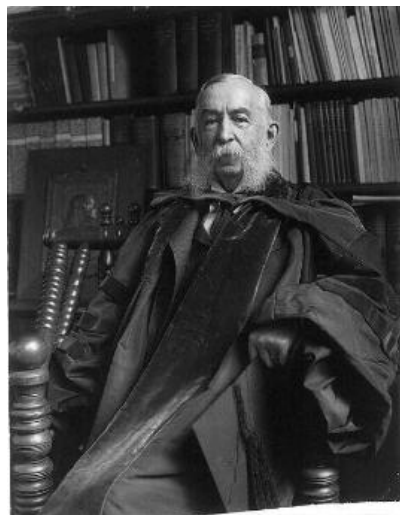
Figura 4: Imagem da fachada do Gillman Hall com os membros departamentais quando da conclusão do edifício em 1917.



Fonte – Gilman Hall, ACS 1997. Gilbert Newton Lewis é o sexto da primeira linha

Em março de 1918, na semana semicentenária da Universidade, o novo prédio foi dedicado a Daniel Coit Gillman (1831-1908), presidente da Universidade da Califórnia entre 1872-1875

Figura 5: Daniel Coit Gillman



Fonte - [https:// www.loc.gov/item/2001704032/](https://www.loc.gov/item/2001704032/)

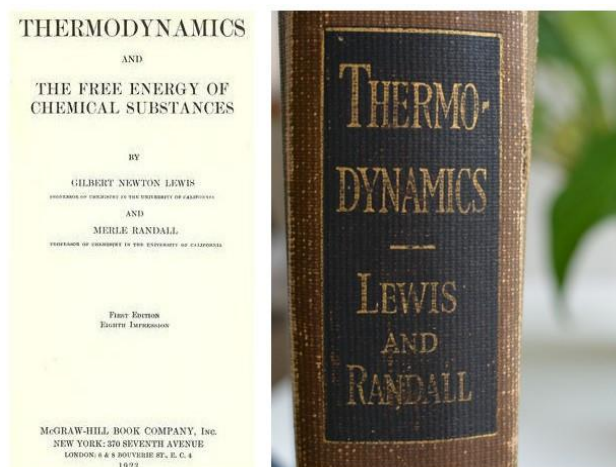
Ao perceber que o prédio departamental não estaria pronto a tempo para sua chegada, Gilbert preocupou-se em eleger um laboratório de pesquisa temporário e deslumbrou-se ao perceber que, apenas poucas semanas depois de ter se instalado na universidade, muitos pesquisadores já estavam com suas pesquisas em progresso ativo (GIAUQUE, 1947).

Nessa instituição, Gilbert Lewis pode ser ele plenamente (GONÇALVES-MAIA, 2016). Sua influência e entusiasmo favoreceram o estabelecimento de um centro de atividade científica no qual não havia distinção entre as áreas departamentais. Ninguém representava um campo específico, seja de orgânica, analítica, inorgânica ou físico-química, o clima era de discussão e favorecimento científico: “Não houve divisões dentro do departamento em nenhuma das organizações ou espírito. Todos se reuniram para discutir química, orgânica, inorgânica ou químico-física. A maior regra foi a liberdade em discussão” (HILDEBRAND, 1947, p. 492).

Um exemplo do que foi afirmado anteriormente está sobre autoria de Michael Kasha (1920-2013) que foi orientando de Lewis em seu PhD. Descreveu que, em 1943 ao chegar em Berkeley com o objetivo de trabalhar com físico-química, disposto a receber orientação de Lewis, foi recebido por ele em sua própria sala e Lewis lhe disse: “Agora, não pense que eu vou te envergonhar fazendo-lhe muitas perguntas detalhadas sobre físico-química. Gostaria apenas de lhe falar sobre algumas das pesquisas interessantes nas quais pensamos recentemente” (KASHA, 1982, p. 207) .

Em Berkeley, além de se preocupar e formular a teoria do par compartilhado, influenciou a físico-química, contribuindo inclusive para a análise e identificações de isótopos (CALVIN, 1982). Na físico-química publicou o livro sobre os conceitos básicos da Termodinâmica, em 1923, com seu amigo e orientando de doutorado Merle Randall (1888-1950), até o ano de 1951 foi editado sem modificações, até que dois de seus discípulos publicaram duas novas edições em 1961 e 1995. O livro escrito por Lewis e Randall foi o grande responsável pela popularização da Termodinâmica entre os químicos (CHAGAS, 2007).

Figura 6: Imagem da contracapa do livro publicado por Lewis com seu aluno de doutorado Randall



Fonte - <https://ilblogdellasci.wordpress.com/2016/05/07/gilbert-newton-lewis-1875-1946-un-premio-nobel-mancato-parte-1/>

Suas linhas de pesquisas foram diversas e suas contribuições relevantes em toda química. Podemos exemplificar algumas delas: teoria das ligações covalentes (Lewis foi o precursor de idéias como emparelhamento eletrônico), vínculo químico (conceito que foi amplamente discutido e remete ao par de elétrons), noção da importância dos pares de elétrons livres das ligações químicas, reformulação dos conceitos de ligações polares e apolares, aplicação da termodinâmica na orgânica e teoria da ressonância ao evidenciar que o hidrogênio ionizável de um ácido carboxílico pertence simultaneamente aos dois oxigênios da carboxila (SHAIK, 2007).

Segundo Chagas (1992) e Pitzer (1984), Lewis criou os conceitos de atividade e fugacidade, aplicados diretamente na termodinâmica, adentrou na química dos isótopos (BIGELEISEN, 1984), sendo um dos pioneiros nas discussões que evidenciam a existência do deutério. Particularmente sobre esse assunto, Filgueiras (2016) destacou que foram 26 artigos publicados por ele que relacionavam a existência do isótopo e as evidências experimentais da água pesada.

2.2 O CONTEXTO DOS ESTUDOS DAS LIGAÇÕES QUÍMICAS NO FINAL DO SÉCULO XIX E INÍCIO DO SÉCULO XX: ALGUNS CONTEMPORÂNEOS ATÉ LEWIS

Existem 118 átomos elementos químicos de acordo com a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), existindo no contexto da possível combinação de átomos de elementos para a formação das substâncias, milhões de compostos. Nesse sentido, a existência

dos compostos químicos é o ponto central da química, e a compreensão de como são formados é essencial para o seu entendimento e para a perspectiva futura de aplicação de tais conhecimentos, visto que os químicos se baseiam nas combinações de átomos para a produção de novos materiais (ATKINS e JONES, 2007).

A partir dessas considerações, nas quais reinteramos a importância do entendimento das ligações químicas e as contribuições de Lewis para a Química, com a proposta de seu “modelo atômico estático” (BEZERRA e SILVA, 2001, p. 182), passaremos a análise de sua teoria, publicada no mesmo trabalho do “átomo cúbico” (LEWIS, 1916, p. 767), retomando inicialmente, aos autores que, no início do século XX, contribuíram para o surgimento de suas ideias.

Desde o início do século XIX que as ligações entre átomos chamam a atenção de químicos em relação aos seus possíveis números e quantidades. Em 1808, John Dalton (1766-1844), ao utilizar os conceitos de Antoine Laurent-Lavoisier (1743-1794) de que os gases são corpúsculos que se repelem sob influência do calórico e os de Joseph Louis Proust (1754-1826) de que as relações entre as massas de dois elementos químicos que se combinam são fixas, teve a necessidade de quantificar a matéria a partir do seu peso. Embora sua hipótese leve em conta que os átomos se combinam para formar as substâncias (BENSAUD-VINCENT e STENGERS, 1992), encontramos aqui uma questão relevante: qual seria o mecanismo que rege essas recombinações atômicas?

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, concretizando-se com a publicação por Linus Carl Pauling (1901-1994) no ano de 1931 do artigo intitulado “*The nature of the chemical bond. Application of Results Obtained From the Quantum Mechanics and From a Theory of Paramagnetic Susceptibility to the Structure of Molecules*”.

Na introdução desse artigo, Linus Pauling (1931) faz referência à regra do par compartilhado proposta por Lewis sem, entretanto, desfazer do cientista:

No seguinte artigo, será mostrado que muitos mais resultados de significância química podem ser obtidos a partir das equações da mecânica Quântica, permitindo a formulação de um poderoso conjunto de regras para o vínculo de elétrons que complementa os de Lewis. (...) essa teoria em conjunto com as regras para ligações de pares de elétrons leva a uma fórmula única de estruturas eletrônicas, bem como uma determinação definitiva do tipo de geometrias envolvido (p. 1367).

Foi a noção de valência a primeira responsável pela aproximação dos químicos ao mundo das combinações atômicas, tanto por inaugurar ideias e fortalecer hipóteses na surgente química orgânica de Friedrich August Kekulé (1829-1896), colaborando para explicações das propriedades dos complexos de Alfred Werner (1866-1919), quanto para direcionar Dmitri Ivanovic Mendeleev (1834-1907) na organização dos primeiros elementos de classificação periódica (NETO, 2007).

Embora o conceito de valência tenha sido, por vezes, atribuído a Kekulé, sendo um número simples que indicava a tendência de combinação de um elemento (COULSON, 1961), acredita-se que tenha sido proposto por William Odling (GREENBERG, 2017), entretanto, foi Kekulé que cunhou a palavra “valência” (HUDSON, 1992) e dedicou-se aos estudos das afinidades químicas que uniam duas espécies químicas, podendo ser usadas completa ou parcialmente, de modo que as afinidades que não participavam das combinações atômicas poderiam ficar livres (NETO, 2007).

Segundo Filgueiras et al (2009), foi o estudo aprofundado das afinidades que uniam os átomos para formarem as substâncias, que possibilitou o surgimento do termo ligação química primeiramente por Alexander Mikhailovich Butlerov (1828-1886) num artigo de 1863 intitulado “*Ueber die verschiedenen Erklärungsweisen einiger Fälle von Isomerie*”,⁴ publicado pela *Zeitschrift für Chemie*.

Nesse artigo, Filgueiras relatou que Butlerov cunhou o termo ligação química afirmando que valência era a força contida no elemento que poderia ser convertida para se transformar na ligação química. Tal conceito causou uma repercussão epistemológica e metodológica entre os estudiosos de química:

Butlerov introduziu o termo ligação química. 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)

Três anos mais tarde, o termo ligação química foi designado para evidenciar uma correspondência comprobatória entre o vínculo químico dos átomos para formarem as substâncias na qual a ligação química realmente mantém os átomos unidos nos compostos químicos. Elas são tão evidentes e fortes, como as forças gravitacionais que mantêm os corpos em conexão no sistema solar (FRANKLAND, 1866).

⁴ Tradução: Sobre as diferentes explicações de alguns casos de isomeria

A ideia de ligação química mostrou ser uma boa justificativa para prever fatos químicos, atraindo a atenção dos cientistas ao final do século XIX para o desenvolvimento de teorias que construíram sua base.

George Johnstone Stoney (1826-1911), no seu artigo publicado em 1881, “*On the Physical Units of Nature*”, aplicando um processo de simplificação matemática, considerou unidades macroscópicas e microscópicas da matéria, afirmando que é conveniente trazer tais unidades às suas bases de cálculos, para que as relações quantitativas se tornem mais íntimas com a natureza e demonstrem uma aproximação maior ao modo como ela se apresenta, desde que os fenômenos analisados tenham uma representatividade mensurável.

Nesse trabalho, Stoney considerou o surgimento de uma constante que comprova a ligação química entre dois átomos para a formação de uma substância, chamando-a de *electrine*, definindo-a conforme citação abaixo:

A eletricidade eletromagnética ou a quantidade unitária de eletricidade eletromagnética na série métrica, é essa quantidade de cada um dos dois tipos de eletricidade que deve ser descarregada a cada segundo em direções opostas ao longo de um fio para manter nele a unidade métrica atual, esta corrente ou unidade atual sendo definida como a corrente que deve existir em um fio da ordem de um metro de comprimento, que possa exercer uma força de um hiper-decigrama em uma matéria ponderável, a uma distância de um metro, carregado com um unidade de magnetismo; e a carga unitária do magnetismo de qualquer espécie seja definida como aquela quantidade que, agindo em matéria ponderável a uma distância de um metro, carregado com uma quantidade igual de magnetismo, exerce sobre ele a unidade força, ou seja, um hiper-decigrama (p.383).

Essa quantidade unitária de eletricidade eletromagnética, em movimento num fio de um metro, foi considerada por Joseph John Thomson (1856-1940) como uma partícula e recebeu o nome de elétron.

Três anos antes da publicação do artigo de Thomson (1897) que caracterizou a razão da carga pela massa do elétron, na qual ficou evidenciado que, de acordo com os experimentos propostos a partir dos raios catódicos, a radiação emitida pela ampola de Crooks era formada por corpúsculos eletrificados, Wilhelm Eduard Weber (1804-1891) publicou um artigo discutindo as forças eletrodinâmicas.

Partiu das descobertas das interações eletrostáticas propostas por Charles Augustin de Coulomb (1736-1806), das interações eletrodinâmicas propostas por André-Marie Ampère (1775-1836) e pelas induções eletrodinâmicas propostas por Michael Faraday (1791-1867). Nesse trabalho Weber sugeriu que os átomos são formados por cargas positivas e negativas (WEBER, [1864], 1894).

Do início do século XX até, aproximadamente, a década de 30, com a aceitação por parte da comunidade científica de que a matéria era formada por átomos e esses constituídos por cargas elétricas, físicos e químicos se empenharam por desenvolver teorias eletrônicas modernas, teorias sobre as ligações químicas e teorias sobre a reatividade das espécies químicas.

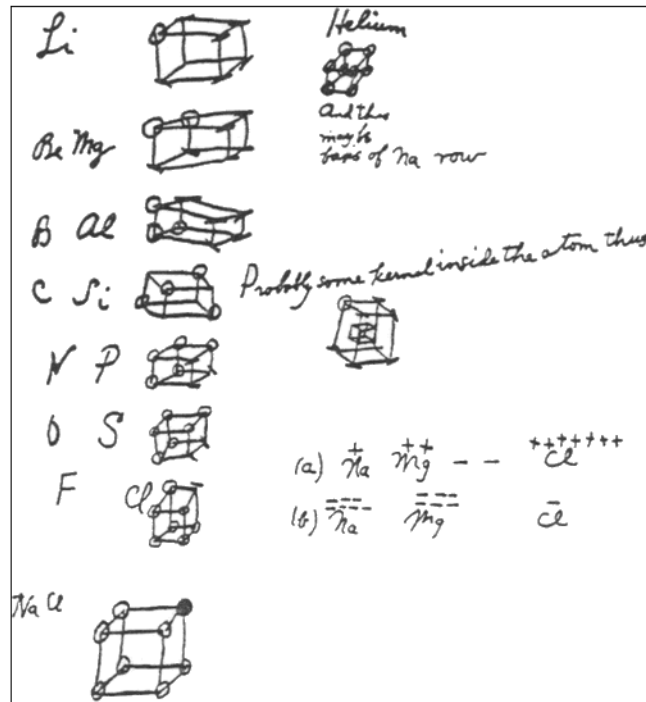
Gilbert Lewis (1916) considerou a lei de Richard Wilhelm Heinrich Abegg (1869-1910) na qual descreveu que a valência de qualquer elemento é frequentemente oito e nunca superior a oito e propôs uma teoria que discutisse plenamente a natureza das diferenças entre os compostos iônicos (polares) e as moléculas (não polares).

Nessa teoria, ele fez uma analogia simples, importante para a compreensão da natureza da ligação química, postulando 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, dispondo-se simetricamente nos oito cantos de um *Cubo*.

Consideramos que Lewis se referiu às órbitas de Niels Henrik David Bohr (1885-1962) como concha, admitindo um modelo estático para os elétrons da eletrosfera, visto que o modelo do átomo cúbico foi proposto bem antes, conforme se encontra em destaque no livro “*Valence*”, publicado em 1923, nas páginas 29 e 30.

No ano de 1919, Irving Langmuir (1881-1957) ao publicar uma série de artigos que contemplam a teoria de Lewis, chamou a mesma região ocupada pelos elétrons de Casca. Logo, optaremos por denominar as “Conchas, Cascas e Órbitas” de Camadas, termo que possui significado equivalente, sem correremos o risco de perdermos a semântica textual.

Figura 07: Imagem do manuscrito de Lewis datado de 1902



Fonte – Figura extraída do seu livro “Valence and the Structure of Atoms and Molecules”

Nas palavras de Duarte (2001, p. 14) ,“A ligação química, sendo a interação de dois átomos (ou grupos de átomos), está intimamente ligada ao rearranjo da estrutura eletrônica, ou melhor, dos elétrons dos átomos dentro de uma nova molécula”.

Ao investigarmos a construção do conhecimento proposto por Lewis para as ligações químicas, tomaremos como ponto de partida os estudos das ligações moleculares, impulsionadas pela descoberta do elétron por Joseph John Thomson (1856-1940).

Figura 08: Imagem de Joseph John Thomson de frente à ampola na qual evidenciou a existência de uma partícula fundamental que compõe a matéria.



Fonte: The History of Chemistry, 1992, p. 162

Quando estudou os raios catódicos:

Os experimentos discutidos neste artigo foram realizados na esperança de ganhar, alguma informação sobre a natureza dos raios catódicos. São diversas as opiniões mantidas quanto a esses raios, de acordo com a opinião quase unânime dos físicos alemães, [os raios catódicos] surgem devido a algum processo no éter, ao qual, na medida em que [atravessam] um campo magnético uniforme, seu curso se torna circular e não mais retilíneo, nenhum fenômeno análogo até então, foi observado. Outra visão desses raios é que, longe de serem totalmente complementares, são de fato totalmente materiais, e marcam os caminhos das partículas de matéria, carregadas com eletricidade negativa (THOMSON, 1897, p. 293).

Thomson percebeu ,ao longo dos seus experimentos, que, independente dos tipos de eletrodos e dos gases no interior da ampola, a razão entre a massa da partícula e o módulo da carga dava aproximadamente o mesmo valor, conforme podemos perceber na figura abaixo:

Figura 09: Imagem que retrata os valores aproximados para a razão entre a massa e a carga do elétron

Gas	θ	H	F	l	m/e	v
Air	8/110	5.5	1.5×10^{10}	5	1.3×10^{-7}	2.8×10^9
Air	9.5/110	5.4	1.5×10^{10}	5	1.1×10^{-7}	2.8×10^9
Air	13/110	6.6	1.5×10^{10}	5	1.2×10^{-7}	2.3×10^9
Hydrogen	9/110	6.3	1.5×10^{10}	5	1.5×10^{-7}	2.5×10^9
Carbonic acid	11/110	6.9	1.5×10^{10}	5	1.5×10^{-7}	2.2×10^9
Air	6/110	5	1.8×10^{10}	5	1.3×10^{-7}	3.6×10^9
Air	7/110	3.6	1×10^{10}	5	1.1×10^{-7}	2.8×10^9

Fonte: Retirada do artigo de J. J. Thomson de outubro de 1897, página 309.

Desse modo, comparou que essa razão é muito menor do que o valor obtido para o H^+ ionizado na eletrólise, fazendo a seguinte questão: “a pequenez da razão ‘m/e’ pode ser devida a pequenez do ‘m’ ou à grandeza do ‘e’, ou ainda, a uma combinação desses dois” (THOMSON, 1897, p. 310).

Como essa razão praticamente não alterou, desvinculou a partícula de eletricidade como sendo dos gases em baixa pressão no interior do tubo, sendo um componente fundamental da matéria:

E se os corpúsculos são carregados com eletricidade e projetados a partir do cátodo pelo campo elétrico, eles se comportariam exatamente como os raios catódicos. Eles evidentemente dariam um valor m/e, que é independente da natureza do gás e da sua pressão, pois os transportadores são os mesmos, qualquer que seja o gás (THOMSON, 1897, p. 311).

Thomson, com seus estudos, percebeu a necessidade de reconstrução do modelo atômico:

Temos nos raios catódicos matéria num novo estado, um estado em que a divisibilidade da matéria é levada muito mais longe do que no estado gasoso ordinário; um estado em que toda a matéria - isto é, matéria proveniente de diferentes fontes, tais como o oxigénio, o hidrogénio, etc. - é de uma e mesma espécie; esta é a matéria de que são feitos os elementos químicos (THOMSON, 1897, p. 312).

Portanto, podemos compreender, com a citação acima, a determinação de Thomson para a verificação da existência de uma partícula fundamental para compor a matéria, pois embora não tenha atribuído a palavra elétrons às partículas fundamentais dotadas de eletricidade negativa, foi a partir do seu trabalho que “os raios catódicos foram associados a partículas carregadas negativamente, os elétrons” (BENSAUDE-VINCENT e STENGERS, 1992, p. 329).

Vale destacar que, ao falarmos do trabalho de Thomson que questionou a natureza atômica a partir da determinação da existência de uma unidade mais simples do que o átomo na matéria, a imagem que provavelmente vem à mente é aquela da analogia muito conhecida, a qual compara o átomo com um “Pudim de Passas”.

Segundo Hon e Goldstain (2013), ela não foi proposta por Thomson e a expressão “não se encontra em qualquer uma de suas subseqüentes publicações” (p. 129), embora em 1904, J. J. Thomson tenha publicado um livro sobre a estrutura do átomo e escreveu que os átomos que formavam os elementos “consistiam de um número de corpúsculos de eletricidade negativa encrustrados numa esfera uniforme de eletricidade positiva” (THOMSON, 1904, p. 237).

Raciocínio que no ano de 1899 já havia sido por ele publicado:

Eu considero o átomo como contendo um grande número de corpos menores que eu chamarei de corpúsculos. Esses corpúsculos são iguais entre si e a massa de um corpúsculo é a massa de íon negativo em um gás de baixa pressão, isto é, cerca de $3 \cdot 10^{-26}$ de um grama. No átomo normal, esse conjunto de corpúsculos forma um sistema eletricamente neutro. Embora os corpúsculos individuais se comportem como íons negativos, ainda que quando reunidos em um átomo neutro, seu efeito é equilibrado por algo que faz com que, o espaço entre eles existente, seja preenchido por uma carga de eletricidade positiva, igual ao somatório das cargas de corpúsculos negativos (THOMSON, 1899, p. 565).

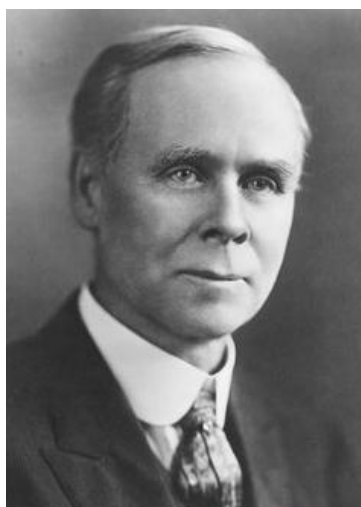
Ainda segundo os autores Hon e Goldstain 2013, Thomson foi convidado a ministrar uma série de palestras no ano de 1906 na Royal Institution, entre os meses de março e abril, assim:

Thomson sugere que a eletricidade negativa está concentrada no corpúsculo extremamente pequeno, enquanto que a eletricidade positiva é distribuída por toda a parte num volume considerável. Um átomo consistiria assim de pontos minúsculos, os corpúsculos negativos, nadando em uma eletrificação positiva, como passas em um pudim de ameixas (HON e GOLDSTAIN, 2013, p. 131).

Desse modo, podemos inferir que a analogia do “Pudim de Passas”, ou conforme descrito no parágrafo acima como “Pudim de Ameixas”, embora não tivesse sido exposta por um trabalho escrito pelo próprio J. J. Thomson, pode ter sido preferida por ele como um modo possível de entendimento ao público presente na série de palestras proferidas na Royal Institution.

Dando sequência a nossa construção, em 1901, William A. Noyes (1857-1941), realizou a experiência reacional de amônia com gás cloro sem a presença do ácido sulfúrico diluído. Como resultado dos experimentos, foram encontrados para condições experimentais normais, liberação de nitrogênio, cloreto de nitrogênio e cloreto de amônio.

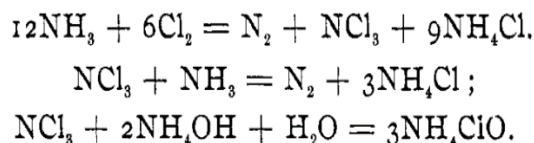
Figura 10: Imagem de Willian Albert Noyes



Fonte: <https://www.findagrave.com/memorial/92711302/william-albert-noyes>.

Com excesso de amônia, ocorreu a formação apenas de gás nitrogênio e cloreto de amônio, enquanto que, com escassez de amônia, o produto reacional foi apenas hipoclorito de amônio, conforme apresentado abaixo:

Figura 11: Etapas reacionais quando das modificações quantitativas da amônia nos experimentos



Fonte: Imagem retirada do artigo de W. A. Noyes, 1901, p. 461.

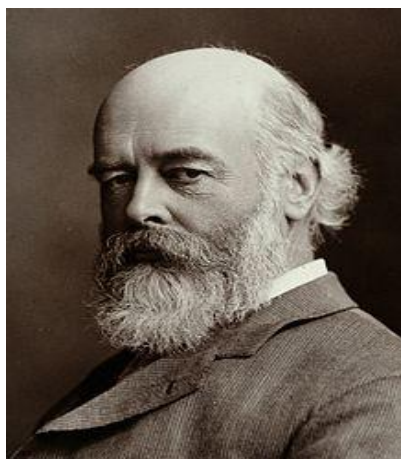
Tais possibilidades foram justificadas pela variação das cargas dos elementos em uma determinada substância para uma determinada condição reacional:

A explicação dada envolve a ideia adicional de que, na ionização da amônia, o hidrogênio pode se tornar positivo ou negativo. Quando nos lembramos do caráter neutro da amônia e do fato de que seu hidrogênio pode ser substituído por cloro ou sódio, tal pensamento não é tão improvável quanto parece, ao ser apresentado pela primeira vez, visto que, a hipótese aqui sugerida, dificilmente será dita que é capaz de uma ampla aplicação (NOYES, 1901, p. 463).

Desse modo, com a citação acima, podemos perceber que o elétron poderia sair de um átomo para o outro, sem que as espécies resultantes fossem as mesmas, ou seja, o cloro sendo negativo por natureza, poderia assumir uma carga positiva para a formação de um determinado composto, ou vice-versa.

Oliver Joseph Lodge (1851-1940) físico e escritor inglês, publicou um extenso trabalho sobre os elétrons, em 1903, sendo reconhecido como um físico britânico que aperfeiçoou os sistemas eletrônicos de detecção de ondas de rádio, capacitores e detectores dos telégrafos sem fio. Ao final de sua carreira, dedicou-se à literatura espiritualizada na crença de um contato com aqueles que já faleceram (TIKKANEM et al., 2019).

Figura 12: Imagem de rosto de Oliver Lodge



Fonte: https://en.wikipedia.org/wiki/Oliver_Lodge#/media/File:Oliver_Joseph_Lodge3.jpg

Segundo esse autor, os estudos dos elétrons e dos fenômenos relativos as suas descargas se tornaram importantes para a identificação das propriedades e do comportamento da matéria na natureza, conforme citação abaixo:

Esta previsão foi amplamente justificada pelo progresso da ciência, e sem dúvida ainda mais possibilidades de avanço estão na mesma direção. Primeiro o estudo da condução através de líquidos, a seguir, o estudo de condução através de gases, combinado com um estudo dos processos envolvidos na radiação, resultaram em um imenso acréscimo ao nosso conhecimento dos últimos anos, e abriram um novo capítulo de Física, na verdade um novo volume (LODGE, 1902, p. 45).

Ainda nesse trabalho, Lodge continuou afirmando sobre a relevância dos estudos das propriedades que envolvem uma carga elétrica em repouso, ou em movimento, para a compreensão da natureza:

Pois aí reside a chave para o significado interno de todas as ocorrências, com as quais, sua vida está tão intimamente ativa, aí reside a solução aproximada de problemas que despertaram a atenção e tributaram a ingenuidade de filósofos, físicos e químicos, desde que os homens começaram a escapar da luta por sua existência [...] e livres, dedicaram-se, alguns à arte, alguns à literatura, outros ao acúmulo de riqueza supérflua, e alguns à busca gratuita de especulações e puras teoria (LODGE, 1903, p. 46).

Nesse trabalho ainda, fez uso de algumas analogias astronômicas, sendo que, algumas delas podem ter motivado os modelos atômicos posteriores. Quando em seu trabalho direcionou os estudos para a magnetização da luz, afirmou:

Como a rotação do elétron constitui uma corrente, sua tendência será se deslocar com seu plano normal as linhas de força; mas como, por hipótese, o elétron tem inércia de rotação, a corrente não se ajustará, mas cederá à força de desvio de forma indireta como [...] a terra girando em sua órbita (LODGE, 1903, p. 85)

De acordo com a citação anterior, podemos perceber como as ideias em relação à estrutura atômica começavam a se firmar após a descoberta dos elétrons, como consequência dos estudos de Thomson: “Consequentemente, se a terra representasse um elétron, um átomo ocuparia uma esfera, tendo o sol como centro e o raio seria cinco vezes a distância da terra ao sol” (LODGE, 1903, p. 98).

Em outro trecho, ao escrever sobre a estimativa do “tamanho dos elétrons” (p. 96), analisando seu deslocamento em um fio e toda a consequência de campo, gerada ao redor desse fio, bem como, para seu poder de penetração, “energia penetrante” (p. 97), ao direcionar os estudos para os raios catódicos e suas colisões entre os átomos da matéria, questionando

“se os átomos da matéria são mesmos formados por tais partículas minúsculas” (p. 98), Lodge continuou:

Mas o impacto será realmente mais astronômico ou de caráter cometário, e o efeito é análogo ao aprisionamento de cometas quando passam perto de um planeta, tornando-os membros permanentes do sistema solar (LODGE, 1903, p. 99).

Com esse grupo de citações, podemos perceber que Lodge (1903), com suas analogias, por meio de seus intensos estudos, preparou o caminho para as referências de modelos atômicos que se seguiram, pois infere-se facilmente que o autor deu indícios do espaço vazio dentro do átomo, bem como da distância entre o elétron e o tamanho atômico.

Desse modo, se as combinações químicas foram feitas e partiam do entendimento do comportamento e da função dessa partícula para compor os átomos da matéria, a teoria de valência, devido aos intensos avanços de sínteses orgânicas, surge como uma possível explicação à luz das ligações químicas.

Coube a Richard Wilhelm Heinrich Abegg (1869-1910), em 1904, propor uma nova visão para o termo valência e preconizou 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 possui sua eletrovalência positiva ou negativa depende da natureza polar de sua ligação. O uso de um tipo de valência parece predominar sobre o outro, mas sem destituí-lo, como veremos mais adiante. A seguir, veremos os valores de cada elemento, que em número são os menores (<4) e portanto, são mais predominantes que suas valências normais, as quais são em maior número e menos predominante para designar a polaridade oposta, como suas contradições. Assim o Cl tem valência normal negativa 1 e contra valências positiva 7, e a Ag, analogamente, possui valência normal positiva análoga 1 e contra valência (hipotéticas) 7. A admissão de uma valência máxima não é necessária (p. 343-344).

Figura 13: Imagem de Richard Abegg



Fonte: <https://www.facebook.com/ahombrosdegiga/posts/richard-wilhelm-heinrich-abegg-la-teor%C3%ADa-de-la-valencia-qu%C3%ADmica-la-regla-de-abbe/1688884014561032/>

Figura 14: Tabela de valências e contra valências de Richard Abegg

	Gruppe:						
	1	2	3	4	5	6	7
Normalvalenzen	+1	+2	+3	±4	-3	-2	-1
Kontravalenzen	(-7)	(-6)	(-5)	±4	+5	+6	+7

Fonte – Figura extraída do artigo de Abegg em 1904, p. 344

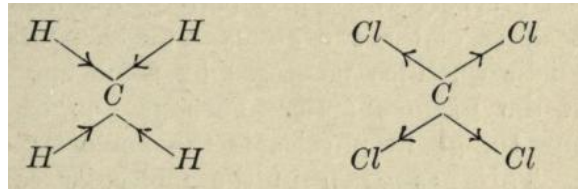
Desse modo, com a valência sendo determinada por apenas um algarismo com o significado atrelado a polaridade da ligação o que a tornava positiva ou negativa, havia um direcionamento do pensamento científico para a importância de a ligação química não estar vinculada a afinidade eletrônica.

Thomson (1907) reafirmou tal ideia:

Para cada ligação de valência estabelecida entre dois átomos ocorreu a transferência de um corpúsculo de um átomo para o outro. O átomo que recebeu o corpúsculo, adquiriu uma carga de eletricidade unitária negativa, enquanto que aquele que perdeu, adquiriu uma carga unitária de eletricidade positiva. Este processo elétrico pode ser representado pela produção de um único tubo de força elétrica entre dois átomos, partindo do positivo e terminando no negativo. Desse modo, podemos dar uma interpretação física às linhas, pelas quais, nas formulações gráficas, os químicos representam as ligações de valência, representando por meio dessas linhas, os tubos de força que conectam os átomos por meio da ligação (THOMSON, 1907, p. 138).

A citação acima pode ser explicada pela figura que se segue, ilustrada no livro de Thomson:

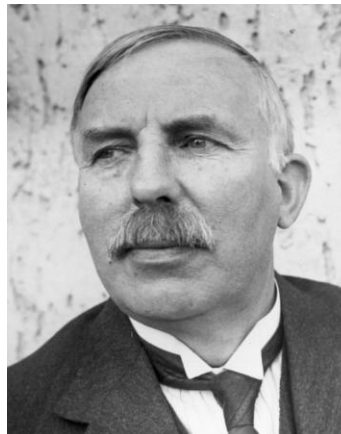
Figura 15: Imagem que indica as linhas de força para a formação das ligações químicas



Fonte: “The corpuscular theory of matter”, Thomson, 1907, p. 139.

Deste modo, podemos perceber que o número de valência para o carbono, conforme ilustrado, pode variar de acordo com a polaridade do elemento ao qual se liga. Novamente a teoria da estrutura atômica veio a ser questionada com os avanços dos estudos sobre a radioatividade, por Ernest Rutherford (1871-1937).

Figura 16: Imagem de Ernest Rutherford



Fonte – Biblioteca Alexander Turnbull: <https://www.nzgeo.com/stories/ernest-rutherford/>

Rutherford foi um neozelandês que recebeu uma bolsa de estudos em 1894, para a pesquisa no laboratório Cavendish, na Universidade de Cambridge, sob orientação de Thomson, mudando-se em 1898 para o Canadá, onde ocupou uma cadeira na Universidade de McGill em Montreal (CORDEIRO e PEDUZZI, 2011). Sua trajetória iniciou-se ao final do século XIX, com os estudos da radioatividade, radiação de Raio-X e da descoberta de novos elementos derivados dos processos de separação dos óxidos de urânio por Marie Skłodowska Curie (1867-1934)⁵.

⁵ Marie Skłodowska Curie: filha de um professor de física em Varsóvia, completando seus estudos de física e matemática em Paris. Em seu doutorado estudou a radioatividade e sua tese “foi descrita como uma das mais

Como os estudos de Rutherford foram de extrema relevância para o desenvolvimento da teoria atômica, nesse ponto, teremos uma pequena impressão de alguma descontinuidade temporal, visto que retomaremos suas pesquisas anteriores, e não nos prenderemos aqui a uma continuidade cronológica, porque, pela nossa sequência, deveríamos tratar das pesquisas posteriores à produção de Abegg em 1904.

Como resultado de seus estudos orientados por Thomson, em 1896, Rutherford publicou junto ao seu orientador, um trabalho que continha a evidência de condução de eletricidade de gases que se ionizavam pela passagem dos raios-X (THOMSON e RUTHERFORD, 1896).

Nesse trabalho, Rutherford e Thomson verificaram, por meio de inúmeros experimentos, a modificação das propriedades de condução de eletricidade, que aparecia quando um gás era colocado em contato com os raios-X, propondo análises sobre a influência de variações de temperatura e os efeitos da imersão do gás condutor em alguns solventes como a água.

Seus estudos evidenciaram que “o comportamento dos gases expostos aos raios de Röntgen [raios-X] era análogo ao eletrólito de uma solução diluída” (THOMPSON e RUTHERFORD, 1896, p. 394), afirmando que “a corrente [através do volume gasoso] era diretamente proporcional ao produto do número de moléculas do gás pela diferença de potencial” (THOMSON e RUTHERFORD, 1896, p. 395) verificando assim, a condução de eletricidade por esse gás.

Desse modo, os autores concluíram que os raios-X são radiações ionizantes, tornando diferentes gases neutros, condutores de eletricidade e é por esse motivo que tal investigação tem significado para o nosso trabalho, visto que, o que ocorre, no processo de ionização, é a quebra de ligações entre os átomos das moléculas que compõe o gás, formando cátions e ânions.

Seguindo com o interesse de Rutherford pela radioatividade, na tentativa de culminarmos com sua proposta de estrutura atômica anos mais tarde, em 1899, publicou uma série de estudos realizados com a radiação do urânio incidente em alguns materiais metálicos, ao qual propõe pela primeira vez as denominações alfa e beta para as emissões radioativas:

Estas experiências mostram que a radiação de urânio é complexa e que existem pelo menos dois tipos distintos de radiação, uma que prontamente é muito absorvida, que será denominado por conveniência por radiação α , e o outro de caráter mais penetrante, que será denominado por radiação β (RUTHERFORD, 1899, p. 117).

importantes já apresentadas para tal grau” (HURLEY, 1992, p. 166). Casou-se com Pierre Currie, compartilhando seu interesse pelos estudos, o que veio a lhes render um Nobel em física em 1903 e outro em química em 1911. Na Primeira Guerra, por meio de um carro equipado com raio-X, ajudou a identificar balas e estilhaços nos soldados feridos (MARTINS, 2003). Marie faleceu em 1934.

Podemos perceber, com a citação acima e com os estudos relativos a radioatividade, que não havia uma correlação direta às estruturas atômicas, embora tais investigações tenham levado o próprio Rutherford a possíveis questionamentos futuros ao estudar o espalhamento das partículas radioativas em lâminas metálicas, com a intenção de entender os desvios sofridos por estas partículas (RUTHERFORD, 1911).

Nesse trabalho, Rutherford (1911) iniciou escrevendo que

É bem conhecido que as partículas α e β sofrem deflexões de seus caminhos retilíneos devido as colisões com os átomos da matéria. Esta dispersão é muito mais acentuada para β do que para a α , devido ao momento e da energia por ela constituída. Parece não haver dúvida de que tais partículas rapidamente passam através dos átomos em seu caminho e que as deflexões observadas são devidas ao forte campo elétrico atravessado dentro do sistema atômico (RUTHERFORD, 1911, p. 669).

Com a citação acima, percebemos que a comunidade científica conhecia os desvios das partículas ao atravessarem lâminas de metais, porém não havia uma proposta de modelo que justificasse tais desvios. Ainda em seu trabalho, os experimentos evidenciaram a impossibilidade probabilística, das partículas características das emissões radioativas positivas, aquelas denominadas por α , defletirem ângulos superiores a 90° , porém, de acordo com o observado, isso ocorreu algumas vezes.

Rutherford expôs que a deflexão das partículas β , por uma lâmina, já havia sido justificada por Thomson:

Sir J. J. Thomson apresentou uma teoria para explicar a dispersão de partículas eletrificadas ao longo da passagem através de pequenas espessuras de matéria. O átomo deve consistir de um número N de corpúsculos negativamente carregados, acompanhado por m quantidades iguais de eletricidade positiva uniformemente distribuída ao longo de uma esfera. A deflexão na passagem de uma partícula eletrificada negativamente, pode ser justificada por duas causas: (1) a repulsão de corpúsculos distribuídos através do átomo, e (2) a atração da eletricidade positiva no átomo (RUTHERFORD, 1911, p. 669).

Desse modo, seu trabalho experimental deu uma nova luz à estrutura atômica proposta por Thomson, visto que, a questão poderia ser entendida pela nova compreensão de da composição da matéria, justificada pelo fenômeno observado em relação aos desvios acentuados das partículas α , ao serem “difusamente refletidas” (RUTHERFORD, 1911, p. 680), quando projetadas sobre uma lâmina de espessura pequena de algum metal.

Com base nessas observações experimentais, pode propor um novo modelo atômico, amparado pela proposta teórica de Hantaro Nagaoka (1865-1950)⁶. Para o japonês o modelo estrutural atômico separava as cargas em regiões distintas:

O sistema, que eu vou discutir, consiste em um grande número de partículas de massa igual, dispostas em um círculo em intervalos angulares iguais, repelindo-se mutuamente com forças inversamente proporcionais ao quadrado da distância. No centro do círculo, coloque uma partícula de grande massa atraindo as outras partículas de acordo com a mesma lei de força. Se estas partículas repelentes, girarem quase com a mesma velocidade do centro de atração, o sistema permanecerá estável geralmente, para pequenos distúrbios [...]. Difere do Saturniano considerado por Maxwell por possuir partículas que se repelem em vez de atrair os satélites. O presente caso será, evidentemente, realizado de forma aproximada, se substituirmos esses satélites por elétrons negativos e o centro de atração, por um sistema de partículas carregadas positivamente (NAGAOKA, 1904, p. 445).

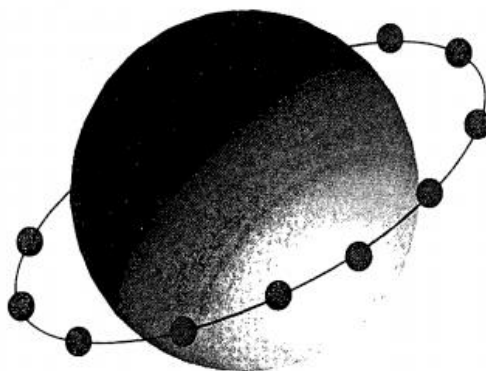
Nagaoka, por meio de aproximações matemáticas, expôs suas considerações teóricas na tentativa de justificar seu trabalho para a existência de um modelo atômico baseado no Sistema Saturniano (NAGAOKA, 1904, p. 445, 446 e 455), deixando espaços para futuras questões relativas às consequências do formato do átomo, abstendo-se de teorias que inferiam nas combinações atômicas. Evidenciou que elétrons, em movimento ao redor de uma região carregada positivamente, são um problema ao entendimento da valência e das conexões entre os átomos nas moléculas.

Em relação ao seu modelo afirmou:

Existem vários problemas que possivelmente serão capazes de ser atacado na hipótese de um sistema saturniano, como afinidade e valência química, eletrólise e muitos outros assuntos relacionados com átomos e moléculas (NAGAOKA, 1904, p. 455).

⁶ Físico japonês que recebeu uma bolsa de estudos para ir para a Europa, no momento da Revolução Meiji, processo ao qual o Japão começa a se abrir para a modernização, desconstruindo um sistema feudal que durou de 1867 a 1912. Nessa perspectiva, os estudos de Nagaoka tinham o objetivo de aprofundar a ciência de seu país e levar conhecimento para o desenvolvimento de novas tecnologias. Nesse período, conheceu alguns físicos relevantes, no cenário mundial, inclusive, visitou o laboratório Cavendish fazendo contatos com Rutherford (LOPES, 2009).

Figura 17: Modelo do Sistema Saturniano de Nagaoka



Fonte – Gazeta da Física, Vol. 19, No. 01, 1996.

Com base nesse modelo e nas observações das deflexões das partículas α , Rutherford propôs um modelo atômico estrutural:

Considerando a evidência como um todo, parece mais simples supor que o átomo contém uma carga central distribuída através de um volume muito pequeno e que as grandes deflexões individuais são devidas à carga central como um todo e não, aos seus constituintes (RUTHERFORD, 1911, p. 687).

Conforme podemos perceber, ele não localizou as cargas no átomo: “As deduções da teoria até agora consideradas são independentes do sinal da carga central, e até agora, não foi possível obter evidências definitivas para determinar se é positivo ou negativo” (RUTHERFORD, 1911, p. 688).

Assim, com a evolução da estrutura atômica, Lewis considerou duas regiões atômicas, uma positiva central aos quais os elétrons se encontravam ao redor. Porém, desconsiderou o contínuo movimento dos elétrons, fixando-os nos vértices de um cubo para, assim, propor sua teoria atômica que justificava a formação dos compostos químicos.

Nessa perspectiva de produção científica em relação as estruturas atômicas, temos a base para a construção do átomo cúbico e do par compartilhado, levantados por Lewis aos quais justificavam a construção de sua proposta em relação as ligações químicas, para compostos polares e não polares, diferenciando por apenas um tipo de mecanismo as ligações iônicas das moleculares (LEWIS, 1916).

De acordo com Stranges (1984), o trabalho de Lewis teve como objetivo dar continuidade as questões levantadas por William Crowell Bray (1879-1946) e Gerald Eyre Kirkwood Branch (1886-1954), mas, para Coffey (2008) as relações termodinâmicas ainda não estavam completamente esclarecidas, mesmo com a intensa dedicação de Lewis, justificada por seus

estudos na Europa e por suas pesquisas, visto que, o mecanismo das ligações químicas as quais justificavam as combinações atômicas, não estava determinado e, cada vez mais, os químicos orgânicos sintetizavam novas substâncias, sem o entendimento da formação das moléculas.

Como trabalhavam juntos em Berkeley, as ideias eram sempre expostas nas conferências semanais (BRAY & BRANCH, 1913), para que, somente depois de amplamente discutidas, fossem encaminhadas à divulgação, conforme transcrição abaixo:

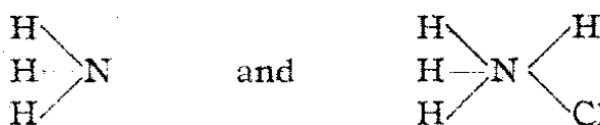
Desejamos, no entanto, mencionar que esses assuntos, [valência e tautomerismo], têm sido frequentemente discutidos nos colóquios do Instituto de Tecnologia de Massachussets e na Universidade da Califórnia e que devemos em particular, ao professor G. N. Lewis por suas sugestões e críticas (p. 1440).

Vale a pena destacar da citação acima que as conferências semanais foram extremamente relevantes para o processo de construção do conhecimento em relação às ligações químicas, ressaltando também as contribuições de Lewis, que segundo os autores, foram de fundamental importância para o desenvolvimento do tema.

Sendo assim, devido à ligação direta entre os cientistas, passaremos a análise do trabalho de Bray e Branch (1913), no qual foi destacado a importância de uma classificação mais geral sobre a diferença entre os compostos polares e não polares, de modo a “atender, por meio de uma linguagem simples, químicos orgânicos, inorgânicos e teóricos” (p. 1443).

Inicialmente foi desenvolvido a ideia de “número polar e número total de valência” (p. 1440), sendo que para os autores, o primeiro indicava o deslocamento dos elétrons na ligação química, enquanto que o segundo correspondia diretamente à quantidade de uniões entre os elementos.

Figura 18: Exemplo do número polar e número total de valência para amônia e cloreto de amônio



Fonte – Figura extraída do artigo de Bray e Branch (1913, p. 1440)

Conforme representação acima, o número polar para o nitrogênio corresponderia a -3, enquanto que o número total de valência seria 3 para a amônia e 5 para o cloreto de amônio. Fazendo uma correspondência à evolução dos conceitos, com o passar do tempo, o número

polar representa o cálculo realizado por nós químicos, para a obtenção do nox de qualquer elemento em uma determinada substância, conforme extraído abaixo:

Figura 19: Exemplo do cálculo dos números polares para alguns elementos

$$\begin{cases} \text{NH}_4\text{Cl} \\ x + 4 - 1 = 0 & x = -3 \text{ for nitrogen,} \end{cases}$$

$$\begin{cases} \text{KMnO}_4 \\ 1 + x - 8 = 0 & x = +7 \text{ for manganese,} \end{cases}$$

$$\begin{cases} \text{MnO}_4^- \\ x - 8 = -1 & x = +7 \text{ for manganese.} \end{cases}$$

Fonte – Figura extraída do trabalho de Bray e Branch (1913, p. 1441)

Logo, podemos perceber que o número total de valência seria mutável, pois dependeria da quantidade de elétrons que o elemento possui, enquanto que o número polar depende dos elementos ligados ao átomo analisado. Portanto, o autor propõe dois tipos de “uniões entre os átomos: uma polar, na qual o elétron passa de um átomo para o outro, e não polar, na qual não há esse movimento” (p. 1443).

Os autores não retomaram o conceito de ligação química, em discussão no nosso trabalho, mas ao escreverem sobre a relação entre os dois átomos numa substância, a expressão que foi utilizada foi de “união”, talvez, com o objetivo de se preservarem diante de um assunto que pudesse ser intensamente criticado.

Como consequência, dividiram as substâncias em “duas classes” (1443), uma polar e outra não polar:

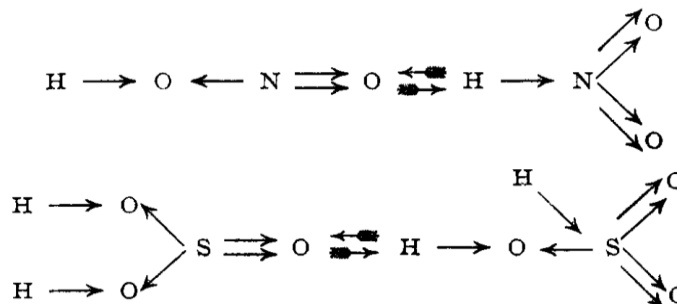
A primeira classe é caracterizada por constantes dielétricas altas, [alto] poder de formação de íons e alta reatividade química; e a segunda classe, por propriedades opostas. Esta classificação corresponde aproximadamente à divisão em compostos inorgânicos e orgânicos. Outras características do tipo não polar são a capacidade de formar compostos de cadeia, e a existência de isômeros separáveis. O caráter de longo alcance dessa classificação, é um forte argumento a favor da existência da união entre os átomos de tipos polares e não polares (BRAY e BRANCH, 1913, p. 1443).

Outro assunto destacado nesse trabalho foi a tautomeria:

A ideia de tautomerismo iniciou-se quando foi encontrado que, em certas substâncias, suas propriedades somente podem ser expressas completamente, por meio de duas (ou mais) fórmulas. Os químicos estão agora unidos considerando que, as diferentes formas tautoméricas de uma substância existem em equilíbrio uns com os outros no estado fluido, e que a transformação de uma forma em outra ocorre rapidamente (BRAY e BRANCH, 1913, p. 1444).

A partir da citação acima, verificamos que a tautomeria garante a existência de, pelo menos, duas fórmulas para determinação de uma substância, conforme figura a seguir:

Figura 20: Formas tautoméricas para compostos não polares



Fonte – Figura extraída do trabalho de Bray e Branch (1913, p. 1445)

Portanto, é importante notarmos, com as diferentes exposições acima, que determinada forma no equilíbrio apresentado é capaz de alterar o número de valência de um átomo.

Continuando o nosso processo de identificarmos os principais contribuintes para o surgimento da proposta de Lewis, retomamos ao estudo de Joseph Thomson, porém ao ano de 1914, no qual ele examinou as consequências das forças elétricas nas moléculas e entre as moléculas, e que, poderiam ser fundamentais para a descrição dos fenômenos físicos e químicos:

O átomo é uma mistura de corpúsculos eletrificados negativamente e de eletricidade positiva, produzindo em sua vizinhança, um campo de força elétrica. Pois mesmo que o átomo contenha quantidades iguais de eletricidade positiva e negativa, os efeitos das cargas opostas não se compensarão totalmente, uma vez que, estas taxas estão em partes diferentes do átomo, [ou seja], ainda haverá um campo de força que diminuirá mais rapidamente que o quadrado inverso da distância, no qual não será distribuído uniformemente em volta do átomo. Essas forças serão exercidas pelo átomo, não apenas sobre os átomos que estão associados a ele na [própria] molécula de um [determinado] composto químico, mas também, nos átomos de outras moléculas, dando origem a forças intermoleculares, produzindo assim a pressão, tensão na superfície intrínseca de líquidos, calor latente de evaporação, coesão de sólidos e líquidos, rigidez dos sólidos e assim por diante. Estes fenômenos físicos são os efeitos das forças entre diferentes moléculas, enquanto que a afinidade química e os fenômenos químicos em geral, são os efeitos das forças de mesma origem, mas atuando entre os átomos da mesma molécula (THOMSON, 1914, p.757).

Nesse trabalho, Thomson discutiu que, em alguns compostos, como o CO, monóxido de carbono, no qual existe um elemento bastante eletronegativo⁷ como o oxigênio, se os elétrons

⁷ Acreditamos que a primeira vez que o termo eletronegatividade surgiu em uma publicação, foi no trabalho de Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) no artigo intitulado *La Nomenclature Chimique*, ao discutir a teoria dualística

do carbono não eram por ele “arrastados” (p. 760), desse modo, tal molécula não seria “eletrificada”, chegando a conclusões semelhantes àquelas de Bray e Branch (1913) e Lewis (1913).

E talvez seja por esse motivo que Lewis tenha escrito que Thomson desconhecesse seu trabalho ao publicar sua pesquisa:

Este artigo foi aparentemente desconhecido pelo senhor. J. J. Thomson quando ele escreveu, em 1914, um artigo extremamente interessante sobre as "Forças entre Átomos e afinidade química" em que chegou a conclusões em consonância com as minhas, discutindo em detalhes consideráveis, as teorias da estrutura atômica e molecular que o levou a essas conclusões.

Com a citação anterior, reiteramos o que foi fundamentado por Lewis, por meio dos autores que construíram a base para o surgimento de sua teoria do par compartilhado, já que se baseou a partir do que outros haviam produzido, inclusive para, de um modo bem peculiar, enfatizar o conhecimento por ele gerado, ao se confrontar com o desconhecimento que, supostamente, Thomson possuía de seu trabalho.

da matéria que indica que os compostos químicos originam-se por meio da combinação das cargas opostas entre os elementos e afirmou que: “eu chamo de eletropositivas, aquelas [substâncias] que, nas decomposições operadas pela bateria elétrica, estão em torno do pólo positivo e aquelas que se juntam em torno do polo negativo, são eletronegativas” (BERZELIUS, 1811, p. 257).

3 A LIGAÇÃO QUÍMICA

3.1 A FORMULAÇÃO DAS IDEIAS DE LEWIS PARA A LIGAÇÃO QUÍMICA

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.

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

Desse modo, nossa análise permeou suas duas publicações cujos temas principais são o par compartilhado e os trabalhos de autores que com ele conviveram, sendo familiares, amigos e colegas de trabalho que remetem a Lewis, ou à sua teoria de algum modo. Nessa vertente historiográfica, verificamos a “perspectiva assumida pelo autor e a relevância do estudo para nossa pesquisa” (BELTRAN, SAITO e TRINDADE, 2014, p. 19).

Devido à importância que o conceito de valência representou para o entendimento das ligações químicas, organizamos nossa linha de raciocínio primeiramente com o artigo intitulado: “*Valence and Tautomerism*” publicado pelo *Journal American Chemical Society* em 1913, na tentativa de conceber a “gênese (...) das ideias e dos fatos científicos, considerando todas as modificações e influências” (BELTRAN et al., 2014, p. 33) recebidas por Lewis no seu percurso de produção do átomo cúbico e da teoria do par compartilhado⁸.

É a partir desse ponto que iniciamos nossa análise, procurando todos os conceitos que, de algum modo, resultam ou se relacionam com a teoria de valência. Embora o artigo de Lewis trate de duas importantes contribuições para a química, a teoria de valência e o tautomerismo, conforme mencionamos, o nosso foco está na teoria do par compartilhado.

⁸ Um trabalho de mesmo título foi analisado nas páginas 30, 31 e 32 dessa dissertação.

Não obstante, quando se fizer necessário relacionaremos as teorias que, de algum modo, são congruentes, com a justificativa para a formação da ligação química fornecida por Gilbert Lewis, na esperança de enriquecer e de aumentar o campo de visão sobre o nosso interesse.

No início do artigo, Lewis questionou o significado imposto por muitos estudiosos sobre a ideia do conceito de valência, afirmando que essas concepções eram as da Lei das Proporções Múltiplas de Dalton e que tais pesquisadores deveriam apenas aceitá-las:

Assim, o termo valência tem sido usado na discussão de um grande número de ideias que talvez tenham nada mais em comum do que a aceitação da lei das proporções múltiplas de Dalton. Até mesmo a concepção de valência como um número integral foi abandonado por aqueles que falam de "valência parcial" (LEWIS, 1913, p. 1448).

Conquanto, o estudioso tenha criticado abertamente tal situação, não conseguimos dizer para quais pesquisadores Lewis estava direcionando tal afirmação e muito menos qual era a linha de pesquisa que esse “grande número de ideias” se direcionava. Segundo Kohler (1975) “infelizmente, há muito pouca evidência sobre os pensamentos de Lewis sobre a teoria das ligações entre os anos 1900-1916, mas o que está disponível sugere que ele entretinha ideias de várias escolas de pensamento” (p. 233).

Para construir o significado do termo valência Lewis assim definiu em “*Valence and Tautomerism*”, em 1913:

Em termos de teoria, o número de valência é o número de posições, ou regiões, ou pontos (terminais de ligação) no átomo em que o apego aos pontos correspondentes em outros átomos ocorre; o número polar é o número de elétrons negativos que um átomo perdeu (em um sentido algébrico). Agora essas duas concepções são radicalmente distintas e mesmo que nossas teorias devam ser expressas de alguma outra forma, a diferença no caráter desses dois números não poderia desaparecer (p. 1448).

Dessa forma, Lewis diferenciou dois tipos de ligações, ou “combinações” conforme aparece originalmente no trabalho, porque o número polar poderia ser positivo ou negativo, enquanto que a valência se referia apenas as quantidades possíveis de elétrons para a estabilidade segundo o octeto.

De acordo com esse significado, as ligações podem formar compostos por transferência de elétrons ou não, e é justamente essa possibilidade que justifica a inserção desse artigo na nossa pesquisa, porque acreditamos que, com esse trabalho, o modelo do par compartilhado já estivesse sendo justificado por Lewis. Justificado e não gerado, uma vez que, conforme veremos nas próximas páginas, a ideia do compartilhamento eletrônico surgiu em 1902 e foi destacado pelo próprio autor no seu livro publicado em 1923.

Em 1913, o compartilhamento eletrônico não havia sido definido por ele, “a formação dos chamados compostos moleculares é desconhecida entre substâncias estritamente não polares” (p. 1450), as ligações foram chamadas então, de acordo com o conceito do número polar, de ligações polares e não polares (como não pretendemos perder em significado, por vezes iremos utilizar o termo apolares).

Abaixo se encontra uma figura com um resumo das propriedades que diferenciam esses tipos de ligações:

Figura 21: Tabela que diferencia os compostos polares dos apolares

POLAR.	NONPOLAR.
Mobile	Immobile
Reactive²	Inert
Condensed structure	Frame structure
Tautomerism	Isomerism
Electrophiles	Non-electrophiles
Ionized	Not ionized
Ionizing solvents	Not ionizing solvents
High dielectric constant	Low dielectric constant
Molecular complexes	No molecular complexes
Association	No association
Abnormal liquids	Normal liquids

Fonte – Figura extraída do *paper* de Lewis em 1916, p. 763

Podemos perceber que, na figura acima, a primeira coluna apresenta o número dois como expoente da palavra “*Reactive*”, isso foi justificado por Lewis do seguinte modo: “No meu antigo artigo, as palavras “inerte” e “reativo” foram inadvertidamente transpostas e aparecem nas colunas erradas” (1916, p.763), desse modo, o autor corrigiu um erro publicado no artigo referenciado, datado de 1913 na página 1450, cujo título do trabalho era “*Valence and Tautomerism*”. Foi essa correção que justificou a escolha da figura de 1916 e não do trabalho de 1913.

Lewis afirmou que a coluna dos compostos apolares representava os compostos orgânicos e a isomeria constituía a principal característica que evidenciava sua baixa reatividade, já que, como poderiam ser isolados mais de um composto com a mesma fórmula molecular, as substâncias eram mais “lentas para se transformar em formas mais estáveis” (p. 1449).

Quando o “objeto do conhecimento se mostra inacessível à experiência, uma relação analógica pode sugerir seu esclarecimento, [...] e ancora o conhecimento científico em variados âmbitos” (OLIVEIRA, 2012, p. 38), foi assim, que Lewis diferenciou a fórmula espacial das moléculas nos dois tipos de combinações, ainda no mesmo artigo:

Para os compostos imobilizados podemos atribuir uma espécie de moldura estrutura, um arranjo fixo dos átomos dentro da molécula, que nos permite descrever com precisão as propriedades físicas e químicas de uma substância por uma única fórmula estrutural. A mudança do tipo não polar para o polar pode ser considerada, em certo sentido, como o colapso desta estrutura. A molécula não polar, sujeita a condições variáveis, mantém essencialmente um arranjo constante dos átomos; mas na molécula polar os átomos devem ser considerados como se movendo livremente de uma posição para outra, caindo ora em um lugar, ora em outro, como os pedaços de vidro em um caleidoscópio (p. 1449).

Ao diferenciar os compostos por suas propriedades elétricas, o autor afirmou que os compostos polares são bons condutores de eletricidade em solução aquosa, porque os elétrons não se encontram presos aos átomos:

O átomo de eletricidade ou o elétron pode se mover para mais de uma posição, indo de uma para outra. Esta mobilidade do elétron é responsável pelas propriedades elétricas impressionantes de substâncias polares. Os compostos polares típicos são os eletrólitos típicos. A suposição de que, em um composto polar as cargas livres existem em certos pontos da molécula, explica não apenas a tendência destas substâncias para formar íons, mas também sua alta constante dielétrica (p. 1450).

Portanto, o número de valência não torna capaz de diferenciar e de distinguir os compostos polares dos não polares, mas torna-se fundamental para distinguir a quantidade de possibilidades de combinações entre os átomos em um composto químico:

Em alguns compostos pode ser difícil determinar, além de qualquer dúvida razoável, o número de valência dos átomos. Pois o número de valência de um átomo em um dado composto, não precisa ser o número máximo de valência exibido pelo mesmo átomo em outros compostos. Assim, podemos, como é comumente feito, atribuir ao carbono a valência número dois em monóxido de carbono, e três no trifêniltetano. No caso do benzeno, podemos atribuir a cada átomo de carbono o número de valência três ou quatro, de acordo com as propriedades do benzeno que, parecem apontar para a ligação única dos átomos no anel ou à dupla ligação de pares alternados (p. 1451).

No restante do trabalho, Lewis questionou a pureza de compostos polares já que, por equilíbrio, sempre se encontrarão na forma tautomérica. Afirmou que os compostos cristalinos são tautômeros puros, já que compõem um agregado imóvel e insolúvel e, nos metálicos, observou que “nenhum princípio de grande importância foi descoberto até o momento” (p. 1454).

Podemos perceber, ao longo da análise acima, que a teoria que envolvia as ligações químicas satisfazia claramente os compostos inorgânicos, porque as teorias de atração por diferença na força eletrostática sustentavam a análise desses compostos bem como de suas propriedades e coube a Gilbert Newton Lewis, em 1916, interpretar de forma simples e coerente as ligações nos compostos não polares.

As primeiras teorias elétricas de ligação química foram contabilizadas com sucesso para o grande número de compostos inorgânicos nas quais Químicos e Físicos sabiam que o comportamento era claramente elétrico. Quando aplicado ao maior número de compostos orgânicos, mostraram-se inadequados. A ligação em compostos orgânicos não recebeu uma interpretação bem sucedida até 1916, quando G. N. Lewis (1875-1946) na Universidade da Califórnia, Berkeley, anunciou sua teoria do par eletrônico compartilhado. Lewis mostrou ainda que a formação por atração elétrica dos compostos, era apenas um caso especial de sua teoria mais geral (STRANGES, 1984, p. 185).

Sua teoria foi responsável pela construção moderna da teoria das ligações químicas:

Durante os últimos quatro anos, o problema da natureza do produto químico da ligação foi atacado por físicos teóricos, especialmente Heitler e London, pela aplicação da mecânica quântica. Este trabalho levou a um cálculo teórico aproximado da energia de formação e de outras propriedades de moléculas muito simples, como H_2 , e também forneceu uma justificativa formal das regras estabelecidas em 1916 por G. N. Lewis para sua ligação do par de elétrons. No seguinte artigo será mostrado que muitos mais resultados de significância química podem ser obtidos a partir das equações da mecânica quântica, permitindo a formulação de um extenso e poderoso conjunto de regras para o par de elétrons compartilhado, complementando os de Lewis (PAULING, 1931, p. 1367).

Desse modo, passaremos para a análise do artigo de Gilbert Newton Lewis, “*The Atom and the Molecule*”, publicado em 1916, o qual faz referência inicialmente a uma caracterização geral dos compostos não polares (orgânicos) e dos compostos polares (inorgânicos), sem no entanto, restringi-los a apenas uma única interpretação: “Mesmo assim, há muitas substâncias inorgânicas que, em circunstâncias normais, são predominantemente apolares e muitas substâncias orgânicas que, pelo menos, em uma certa parte da molécula, são fortemente polares (p. 762-763).

Seguiu esclarecendo que a principal característica dos compostos polares é que seus elétrons, por serem atraídos fracamente pelo respectivo átomo de origem, podem se deslocar de sua posição original:

Podemos presumir com segurança que a diferença essencial entre a molécula polar e a não polar é, na primeira [na polar], um ou mais elétrons são detidos por restrições suficientemente fracas, podendo se separar de suas antigas posições no átomo, e no caso extremo, passam completamente para outro átomo, produzindo assim uma molécula com um dipolo ou multipolo de alto momento elétrico. Assim, em uma molécula extremamente polar, como a de cloreto de sódio, é provável que, pelo menos na grande maioria dos moles, o átomo de cloro tenha adquirido uma carga unitária negativa e, portanto, o átomo de sódio seja uma carga positiva unitária e que o processo de ionização consista apenas, em uma posterior separação dessas partes de cargas (p. 764).

Justificou, portanto, que as propriedades dos compostos não polares se dão em virtude de seus elétrons não possuírem essa maior mobilidade,

Não se movem longe de suas posições normais, enquanto na molécula polar, os elétrons, são mais móveis, de modo a mover-se e separar a molécula em partes positivas e negativas, então todas as diferentes propriedades dos dois tipos de compostos tornam-se consequências necessárias desta suposição, como podemos mostrar prontamente. Assim, os compostos polares com suas partes móveis caem prontamente naquelas combinações que representam os poucos estados estáveis, enquanto as moléculas apolares, nas quais as partes são mantidas por restrições mais firmes, são inertes e não-reativos, e podem, portanto, serem construídos em numerosas estruturas complicadas de química orgânica (p. 764).

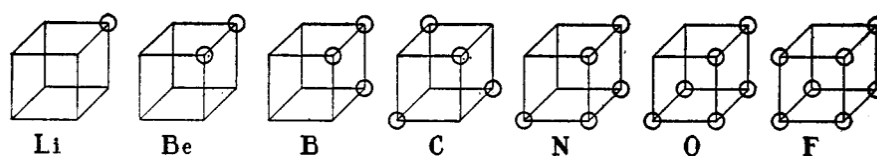
Podemos perceber, com a citação anterior, que Lewis buscou justificar as diferentes propriedades que governam os compostos marcadamente polares dos não polares, preparando-nos para a teoria do compartilhamento eletrônico. Na verdade, o modelo do par compartilhado foi chamado pelo autor de “teoria do átomo cúbico” (p. 767), ou seja, a teoria que norteou a formação dos compostos em química. Na verdade foi uma completude de um modelo mais abrangente em relação à estrutura atômica, já que, na natureza, podem existir compostos que possuem uma parte polar e outra apolar.

Partindo da lei de valência e contra valência de Abegg, Lewis buscou discutir a natureza das diferentes propriedades entre esses compostos e, segundo Kohler (1975), tentou “reconciliar as teorias concorrentes da ligação química” (p. 236), tornando pública sua proposta de 1902 (LEWIS, 1923, p. 29), na qual ainda estava “incompleta” (LEWIS, 1916, p.767) e por isso não havia se arriscado a publicá-la anteriormente.

Com o exposto acima, fica claro a sua preocupação em se basear nos estudos anteriores relacionados ao assunto, atento em trazer à tona teorias propostas por seus colegas, confirmando-as ou não, de modo a contribuir com o conhecimento gerado por outros autores.

Utilizou-se de uma analogia ao considerar os oito elétrons, nos vértices de um átomo de forma cúbica, como padrão de estabilidade de modo que cada concha cúbica estaria disposta sobre a próxima concha cúbica na região que se encontram os elétrons de um átomo:

Figura 22: Representação dos elétrons de valência dos elementos do 2º período



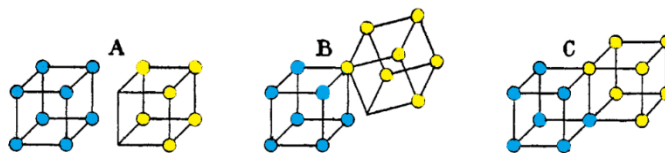
Fonte – Figura extraída do artigo de Lewis em 1916, p. 767

Postulou seis “regras” fundamentais para o átomo cúbico:

- 1) Em cada átomo, há uma quantidade de cargas positivas que não se altera durante as combinações químicas “e que possui um excesso de cargas positivas, correspondentes em número, ao número ordinal do grupo da tabela periódica à qual o elemento pertence” (p. 768).
- 2) O átomo neutro possui uma camada externa com o mesmo número de elétrons do excesso de cargas positivas correspondentes aos números dos grupos da tabela periódica, podendo essa quantidade variar de zero a oito.
- 3) O átomo busca manter um número par de elétrons e normalmente tenta obter oito elétrons na camada externa, de modo a manter a simetria de um cubo.
- 4) Duas camadas no mesmo átomo são mutuamente impenetráveis.
- 5) Elétrons podem migrar na camada externa de uma posição para outra, no entanto, eles são mantidos mais ou menos fixos de acordo com sua natureza ou de acordo com as possíveis ligações que poderão realizar.
- 6) As forças elétricas de atração e repulsão entre os elétrons podem variar segundo a Lei de Coulomb⁹.

Apresentou esse trabalho explicando tais postulados e evidenciou, na parte final do artigo, uma proposta inovadora sobre a “Estrutura Molecular” (p. 774). Nesse tópico do trabalho, Lewis escreveu que “um elétron pode ser propriedade comum de duas conchas atômicas” (p. 775), dando início à teoria do par compartilhado, conforme mostra a figura abaixo, para a molécula não polar I₂:

Figura 23: Acoplamento possível para o compartilhamento eletrônico



Fonte – Figura extraída do artigo de Lewis em 1916, p. 775¹⁰

⁹ Essa lei publicada em 1783 por Charles Augustin de Coulomb (1736-1806), indica que a força eletrostática é inversamente proporcional a distância entre as cargas, logo, quanto maior a distância, menor a atração. Porém Lewis evidenciou que à medida que a distância entre dois corpos ligados diminui, ocorre uma inversão da força, prevalecendo a repulsão entre eles, logo, existirá uma distância de equilíbrio, na qual os corpos descansariam em uma “linha que une os dois centros” (p. 773).

¹⁰ Essa figura foi publicada sem cores: as bolas em azuis representam os elétrons da última camada para o átomo de iodo da esquerda, enquanto as bolas em amarelo representam os elétrons da camada mais externa do átomo de iodo da direita.

Na figura acima, colorida por nós com objetivo de facilitar a identificação dos elétrons de cada átomo, temos a ionização completa em A, o compartilhamento de um elétron em B e a formação do composto não polar I_2 em C, cujo elétron é compartilhado pelas duas conchas dos átomos de iodo diferentes, simultaneamente (caracterizados por apresentarem elétrons de cores diferentes), completando a forma cúbica.

De uma forma bastante simples, Lewis apresentou uma teoria que satisfaz a construção das fórmulas das moléculas orgânicas e das moléculas inorgânicas, caracterizando sua construção pela obtenção, no compartilhamento eletrônico, da concha cúbica completa de oito elétrons.

Desse modo, considerou a existência da ligação química como sendo a formação do par eletrônico e numa diferença de eletronegatividade extremamente elevada entre os átomos ligados, poderia ocorrer a transferência eletrônica (LEWIS, 1916; LEWIS, 1923; JENSEN, 1984), o que justificou a formação dos compostos polares inorgânicos, ou seja, dos compostos iônicos.

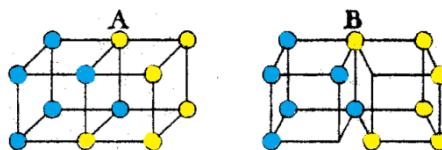
Essa concha deveria ser respeitada para compostos polares e não polares, uma vez que na formação de cátions, para os compostos polares, por exemplo, a concha externa poderia desaparecer, porque a anterior já se encontrava completa com oito elétrons e nos ânions, devido ao recebimento de elétrons, ela seria completada.

Porém, ao analisar o átomo de hidrogênio, determinou que sua associação deveria obedecer ao padrão do Hélio, com dois elétrons, “sendo completamente análoga à conclusão do cubo para os halogênios” (p. 777) logo, poderia ocorrer a formação dos hidretos metálicos ao se ligar a um metal alcalino e alcalino terroso, que só foram confirmados anos mais tarde com a eletrólise desses sais e eventual produção estequiométrica do gás hidrogênio no ânodo (BARDWELL, 1922).

Assim, pode ser demonstrado que, quando uma solução de hidreto de cálcio na mistura fundida de cloretos de potássio e lítio é eletrolisado em baixa tensão, hidrogênio é evoluído no ânodo para o montante calculado pela lei de Faraday para o íon hidreto (H) (BARDWELL, 1922, p. 2504).

Satisfaz assim a formação das ligações simples e duplas entre os átomos, conforme indicado abaixo:

Figura 24: Formação da ligação dupla entre os átomos de oxigênio



Fonte – Figura extraída do artigo de Lewis em 1916, p. 778

Porém, nas condições mais complicadas, quando do compartilhamento de mais de dois elétrons, como no caso da tripla do acetileno, e de íons como os percloratos e derivados dos halogênios, Lewis evidenciou a concha cúbica de forma mais simples, agrupando os elétrons aos pares ao redor do símbolo de um átomo de elemento, preocupando-se com a orientação espacial dos elétrons dos compostos:

Tabela 02: Compostos e suas respectivas estruturas espaciais de acordo com o convencionalizado por Lewis em 1916, p. 779.

Ânions percloratos, sulfatos, ortofosfatos e ortosilicatos ¹¹	Acetileno	Carbono tetraédrico
	$\text{H} : \text{C} : : : \text{C} : \text{H}$	

Fonte: Os autores

Devido ao compartilhamento eletrônico, Lewis pôde justificar, por exemplo, a indução causada por grupos que possuem uma tendência de receber elétrons nas ligações polares e nas não polares, por compartilhamento. Desse modo, ao final do artigo, Lewis afirmou que halogênios ligados a carbonos próximos as carboxilas, $\text{H}_3\text{CClCOOH}$, tornam, por indução, o ácido mais forte, já que “todos os elétrons se movem para a esquerda, produzindo uma separação maior dos elétrons do hidrogênio da hidroxila” (p. 783), ionizando-o mais rápido.

Lewis encerrou esse capítulo fazendo uma análise espectroscópica da formação das cores nos compostos químicos o que, devido ao escopo do nosso trabalho em se ater à origem do par compartilhado, ou seja, ao compartilhamento eletrônico, não fez parte de nossa análise.

¹¹ Espécies químicas com respectivamente: carga -1, -2, -3 e -4.

De modo a finalizar a discussão a respeito desse trabalho, podemos perceber com as exposições acima que, embora Lewis apresentasse um enorme domínio da matemática e da física, não propôs uma teoria matematizada que justificasse a combinação dos átomos de elementos, mas uma teoria de entendimento simples para a formação dos compostos químicos.

Sobre o compartilhamento eletrônico, porém, não podemos deixar de lado um artigo de revisão, de 1923, o qual acreditamos possuir a intenção de introduzir o assunto publicado por ele posteriormente, na forma de um livro. O artigo a ser analisado foi intitulado “*Introductory address: Valence and the electron*”, nele, o autor evidenciou uma discussão sobre os principais pontos que relacionavam a teoria de valência à Química Inorgânica e à Química Orgânica.

Iniciou a discussão fortalecendo os laços na ciência moderna em relação às áreas da química e da física que, sob perspectivas diferentes, apresentavam pontos de divergências. Uma possível discussão que poderia existir, no início do século XX, entre os físicos e os químicos, talvez tenha sido quanto à reformulação das estruturas atômicas, mas Lewis, como físico-químico, posicionou-se como um conciliador no início do seu trabalho e mostrou-se ser um cientista atento às descobertas recentes:

Gostaria, no entanto, no início, de tirar vantagem desta oportunidade e expressar minha convicção de que as duas visões sobre a estrutura do átomo, uma derivada do estudo da química e uma derivada do estudo da física, que há alguns anos pareciam [completamente] incompatíveis, agora são completamente conciliáveis. Os fatos pareciam requerer um átomo da química estático, nos quais, os componentes essenciais deviam ser considerados como tendo um espaço sob orientação definida e permanente. Por outro lado, os fatos da espectroscopia, interpretados especialmente pela brilhante teoria de Bohr e também os fatos do magnetismo, indicaram a presença de elétrons em movimento rápido dentro do átomo. Agora que os físicos atribuem a cada elétron dentro do átomo sua própria órbita particular e assumem que essas órbitas são orientadas no espaço e não em um único plano, precisamos apenas postular que, é a órbita como um todo e não o elétron em alguma posição dentro da órbita que é a pedra de construção da estrutura atômica e molecular, a fim de trazer, em harmonia completa, os resultados que foram obtidos por métodos físicos e químicos. No decorrer das seguintes observações, sempre que falo da localização de um elétron, será a posição da órbita como um todo que a significou (p. 452).

No que concerne à produção e à construção do conhecimento científico, com essa afirmação inicial, podemos perceber intrinsecamente, que o início do século XX foi marcado por alguma disputa entre essas áreas. Recordamos que ao longo do nosso trabalho fizemos alguns recortes historiográficos em relação a alguns desses conflitos entre físicos e químicos, como os relacionados ao atomismo.

Na seção intitulada “*The Electron Pair as the Chemical Bond*”, ainda desse artigo de 1923, Lewis evidenciou a importância do par eletrônico para a ligação química, visto que o compartilhamento sempre ocorreria aos pares,

O agente da união química é o par de elétrons, quando está situado entre dois átomos e assim, pode ser dito pertencer conjuntamente aos dois átomos. Quer estejamos lidando com compostos orgânicos ou inorgânicos, a ligação química é sempre um par de elétrons (p.454).

Vimos, portanto, um direcionamento à construção do conhecimento sobre o que conhecemos hoje como ligação covalente, porque tal proposição acima remeteu a um novo modelo de ligações nos compostos antes denominados não polares, como foi construído por ele desde seu artigo “*Valence and Tautomerism*” (1913).

Destacou também a importância dos pares de elétrons livres ao redor de um determinado átomo central e sua disposição simétrica espacial e tomou como exemplo o íon nitreto, N^{3-} , afirmando que a adição de um hidrogênio converteu um par de elétrons livres numa ligação química. Como consequência desse processo de compartilhamento eletrônico, temos uma evolução no conceito de polaridade.

Como o par eletrônico pode pertencer simultaneamente a dois átomos, é a sua deslocalização nessa região intermediária que seria responsável pela polarização de uma molécula, indo ao encontro do que ele mesmo havia escrito em 1913, porque seriam considerados compostos polares apenas aqueles cuja tendência seria a transferência eletrônica:

Não é mais necessário assumir dois tipos de ligação química, nem é necessário acreditar que polarização em uma molécula, se ocorrer, deve continuar na medida em que um elétron é removido inteiramente de um átomo para outro. Se numa ligação realizada, o par [se encontra] a meio caminho entre dois átomos iguais, a molécula é completamente não polar; se é deslocada em algum grau, em direção a um dos átomos, esse átomo torna-se negativo em um grau correspondente. Quando a mudança ocorre para tal grau que, um átomo obtém a posse exclusiva do par, [...] a ligação [compartilhada] deixou de existir (p. 454).

Desse modo, Lewis tornou significativa sua teoria, visto que a ligação que existe entre qualquer par de átomos é sempre em relação ao par eletrônico, logo, ser compartilhado ou transferido é uma consequência dessa relação por ele observada e não um segundo tipo de ligação.

Na seção intitulada “*Nomenclatura*”, Lewis discutiu o significado dos termos polar e não polar afirmando que devido à mobilidade do par de elétrons, todas as ligações químicas seriam “até certo ponto polares” (p. 455) e afirmou, ainda na mesma página do artigo, que a

extrapolação desses termos para as moléculas, talvez, tivesse sido de sua responsabilidade e concluiu que “este método de classificação de substâncias provou ter alguma utilidade”.

Propôs também, sob o olhar dessa nova interpretação a respeito da ligação química e da estabilidade dos átomos – ocorrência do estabelecimento do par eletrônico - uma nova definição para a palavra valência: “número de pares de elétrons que o átomo em questão, compartilha com outros átomos” (p. 455), noção que ainda perdura.

Segundo Neto (2007), foi a tentativa de significação do termo valência que permitiu a análise dos compostos químicos

A forma como esse corpo químico se organiza depende, obviamente, da afinidade que seus componentes possuem. Tais componentes, por sua vez, se valem de tipos de afinidade diferentes para se combinarem e para se manterem combinados. A valência é resultado disso: não somente da percepção de uma regularidade na combinação dos elementos, mas principalmente na determinação de transpor essa regularidade para outros elementos, tornando-a uma propriedade geral dos corpos elementares e um conceito-chave para a criação da teoria estrutural (p.21).

Para assegurar o entendimento dessa nova proposta de Lewis, ainda segundo Neto (2007), “a instabilidade da ideia de valência fixa e a sua disputa com a valência variável proporcionou a criação de ligação química, propriedade versátil, variável, consequência da ação química e entendida como uma causa da valência” (p.22).

Lewis terminou o artigo de 1923 questionando a existência de múltiplos pares compartilhados que ele os chamou de “duplas e triplas ligações” (p.456) e ao tomar como exemplo o acetileno, afirmou sobre a impossibilidade de determinar uma fórmula exata para sistemas com esses tipos de ligações, visto que suas propriedades refletiriam uma média das possibilidades das possíveis fórmulas.

Podemos considerar que a orientação acima, que descreveu uma dificuldade de representação espacial da fórmula de um composto, pode ter norteado Walter Heitler (1901-1981) e Fritz Wolfgang London (1900-1954) em 1927, ao publicarem uma proposta quântica sobre a estrutura de ressonância e posteriormente foi discutida por Pauling em 1931, uma vez que, em carta enviada a Lewis no dia 07 de março de 1928, no primeiro parágrafo, Pauling fez referência a eles e escreveu, reforçando a importância do modelo cúbico:

Você sem dúvida viu o recente artigo de London na “*Zeitschrift für Physik*”¹² e observou que os resultados que ele deriva da mecânica quântica, em relação ao compartilhamento de elétrons, são equivalentes às regras que você havia postulado anteriormente. Agrada-me muito que, agora no modelo

¹² Revista Alemã intitulada “Jornal da Física”.

atômico, as características salientes do átomo de Lewis tenham sido reproduzidas tanto quanto as do átomo de Böhr.

Ainda no artigo de Lewis (1923), discorreu sobre o conceito de Tautomeria definindo como o “rápido movimento do núcleo de hidrogênio de um par de elétrons para outro” (p. 457). Reforçou os conceitos de conjugação, exemplificando que o Hidrogênio pertencia, no grupo carboxila simultaneamente, aos dois oxigênios e retomou as ideias de polarização, afirmando que há uma diferença na polarização elétrica de uma molécula que possui dois elementos muito eletronegativos compartilhando o mesmo par eletrônico, do que aqueles casos em que isso não ocorre. Sem se aprofundar, esperava que tal conceito fosse discutido posteriormente por outros autores que divulgariam suas pesquisas a esse respeito, vejamos:

Estou ansioso e com muito interesse para as observações que vários membros desta conferência vão contribuir. Se houver diferenças de opinião, creio que essas diferenças irão preocupar, não a estrutura fundamental da molécula, mas ao grau em que esta estrutura é distorcida pela mudança de pares de elétrons (p. 458).

No mesmo ano, Lewis publicou o livro “Valência e a Estrutura dos Átomos e das Moléculas”, no qual tinha o interesse de “documentar”, ou seja, não possuía nenhum objetivo de trazer alguma novidade em relação à formação das moléculas e nem em relação às ligações químicas, apenas situar ao leitor sobre o pensamento científico vigente no momento. Ressaltando a velocidade da evolução do pensamento científico com relação ao desenvolvimento das ideias em relação às estruturas dos átomos e das moléculas, na tentativa de aproximar os químicos das contribuições postuladas pelos físicos modernos.

Lewis escreveu para o leitor interessado pela Ciência com, talvez, a intensão de incentivar ainda mais essa busca, porque, tal como afirmou, em suas palavras, “para tentar acompanhar o rápido desenvolvimento em tantas searas da Ciência, tudo o que contribui para o conhecimento do átomo e da molécula é, especialmente, para alguém que é no mínimo um leitor preguiçoso, uma tarefa impossível” (LEWIS, 1923, Prefácio).

E é nessa perspectiva que realizaremos nossa análise, tendo em vista que as novidades já foram apresentadas com o intuito de fortalecer os assuntos que diretamente tratam das combinações dos átomos para formarem as substâncias. Isso não implica que deixaremos o restante de lado, porém, o modelo cúbico da concha externa de elétrons e sua redundância para o compartilhamento eletrônico norteiam a nossa questão de pesquisa.

Assim, prosseguiremos nossos estudos, relatando que o autor fez um recorte com os principais responsáveis pela construção da estrutura atômica e seus respectivos conhecimentos construídos. Tal fundamentação vai ao encontro da fala de Stranges (1984):

Na realidade, as ideias científicas são criações humanas com sua própria história e seu estudo histórico contribui para uma compreensão mais completa das Ciências modernas. A teoria eletrônica da ligação química é uma das muitas ideias importantes que se tornaram parte da ciência moderna (p. 185).

Nesse ponto, vemos a necessidade de destacarmos nossa visão de trabalho, visto que a citação acima justifica o nosso trabalho na área de História da Ciência, porque a “História da Ciência é o estudo da(s) forma(s) de elaboração, transformação e transmissão de conhecimentos sobre a natureza, as técnicas e as sociedades, em diferentes épocas e culturas” (BELTRAN, SAITO & TRINDADE, 2014, p. 15).

Embora o nosso foco seja o modelo simples da concha cúbica, talvez o leitor possa se questionar sobre o tempo que demandamos nesses estudos, já que a mecânica quântica de Pauling, em 1931, justificou e explicou corretamente as combinações dos átomos para formarem as substâncias. Contudo, nessa perspectiva historiográfica, tentamos resgatar o nome de um grande cientista que, infelizmente, pôde ter se resumido ao longo das décadas, a uma teoria de acidez e basicidade e uma organização de fórmulas que representam as moléculas.

É nessa linha de pensamento que cabe retornar ao objetivo da pesquisa em História da Ciência, a qual possui um papel talvez mais do que importante: “interessantíssima. Interessante porque recuperou conhecimentos sobre a natureza [...], recuperou outras formas de Ciência [...] e recuperou para a Ciência seu papel de conhecimento produzido pela cultura humana [...], construído e inventado pelo ser humano, cheio de idas e voltas” (ALFONSO-GOLDFARB, 1995, p. 13-14).

Partindo desse princípio, verificamos, talvez, que a retomada aos dados históricos tenha a intenção de fundamentar a produção de conhecimento, justificando a própria Ciência no que se refere à construção da Lei Periódica de Mendeleev e às estruturas propostas até então por Thompson e Rutherford.

Segundo Lemes e Júnior (2008), apesar de não conhecer as estruturas e números atômicos, Mendeleev tornou possível a organização dos 60 elementos químicos descobertos, orientando, inclusive, alguns que seriam descobertos posteriormente, mesmo que sem conhecer o grupo dos gases nobres.

Lewis resumiu em três características todo o progresso fornecido pelos cientistas na página 27, responsáveis pela construção da Tabela Periódica Moderna:

- (a) As propriedades dos elementos são funções periódicas dos números atômicos.

- (b) Quando os elementos estão dispostos em número atômico, eles caem em um período de 2 elementos, dois períodos de 8, dois dos 18, um de 32, e um período fragmentado que, pelo tanto que se conhece, parece assemelhar-se a um período de 18.
- (c) Elementos que ocupam posições correspondentes nos vários períodos, tem propriedades similares (p. 27).

A seguir, vale destacar como foi a construção da Tabela Periódica nesse momento histórico:

Figura 25: Tabela periódica dos elementos químicos conhecidos no ano de 1923

PERIODIC TABLE

V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	N	O	H	He	Li	Be	B	C
Cb	Mo	—	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	P	S	F	Ne	Na	Mg	Al	Si
Ta	W	—	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl*	Pb*	As	Se	Br	Kr	K	Ca	Sc	Ti
★	U*	—	—	—	—	—	—	—	—	Sb	Te	I	X	Rb	Sr	Y	Zr
										★	★	—	Nt*	Cs	Ba	La	Ce
														—	Ra*	★	Th*
																	Pr

Continuation of row 5:
 Nd — Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tu Yb Lu —
 (The asterisks mark the position of the chief radioactive elements.)

(continued below)

28 VALENCE AND THE STRUCTURE OF ATOMS AND MOLECULES

Fonte – Tabela Periódica extraída do Livro de Lewis em 1923, p. 28

Em seguida, Lewis apresentou sua ideia do modelo cúbico construída por ele em 1902, conforme ele mesmo escreveu com algumas imperfeições, como o átomo de Hélio contendo uma camada cúbica completa. Tal modelo estático (JENSEN, 1984), talvez tenha sido um incentivador para que continuasse por várias décadas seus estudos, visto que vários cientistas

continuavam a produzir conhecimento sobre a estrutura atômica, em relação às ligações químicas.

Independente da evolução contextual, suas ideias originárias prevalecem até hoje e por esse motivo foram transcritas abaixo. Seu modelo justificou inclusive a estabilidade dos gases nobres, conforme transcrito das páginas 29 e 30 abaixo:

- (I) Os elétrons em um átomo estão dispostos em cubos concêntricos.
- (II) Um átomo neutro de cada elemento contém um elétron a mais do que um átomo neutro do elemento que precede.
- (III) O cubo de 8 elétrons é alcançado nos átomos de gases nobre, e este cubo torna-se, de certa forma, o núcleo sobre o qual constrói-se o cubo maior do próximo período.
- (IV) Os elétrons de um cubo externo incompleto podem ser dados a outro átomo, como em Mg^{++} , ou elétrons suficientes podem ser retirados de outros átomos para completar o cubo, como em Cl^- , representando a "valência positiva e negativa".

Gostaria de destacar aqui mais uma vez, a relevância dos estudos de Lewis, já que a camada cúbica, com as características acima em destaque, foi proposta em um “memorando no dia 28 de março de 1902” (1923, p. 29), antes mesmo de Abegg, que em 1904 edificou a estabilidade pelo octeto e de Thompson (1904) com seu modelo atômico: “A visão de que os átomos dos elementos consistem de um número de corpúsculos eletricamente negativos incluídos numa esfera uniformemente positiva” (p. 237).

Lewis demonstrou clareza de pensamento em relação à Teoria Quântica, embora não tivesse contribuído com conceitos inovadores, publicou alguns artigos de revisão e guardou uma seção especial do seu livro para ela, dentro do capítulo 3, retomou às principais contribuições dos cientistas ao final do século XIX e início do século XX.

Arriscaria-me afirmar, tal como Gonçalves-Maia (2016)

“Por ser um conhecedor da história da ciência num sentido amplo e conhecedor dos desenvolvimentos havidos num tema particular, [...] tinha a aptidão extraordinária para se aperceber de imediato, dos seus pontos essenciais, em consequência, as suas intervenções eram sempre brilhantes (p. 37-38).”

Podemos, portanto, exemplificar o seu raciocínio com a citação abaixo, ao refletir sobre a Mecânica Quântica em seu livro:

“Por agora, só precisamos concluir que ao desistir da teoria contínua da matéria e substituindo-a pela “*Theory of Discrete Centers*” que chamamos de átomos (ou elétrons e núcleos), temos de alguma forma falhado em ser consistentes. Uma raça com percepções sensoriais mais limitadas do que as nossas poderá estudar as propriedades da areia e concluir que estas

propriedades são devidas à existência de grãos, mas estariam eles justificados ao considerar os grãos como compostos de areia? Todavia este é o tipo de inferência que a ciência moderna sancionou. As propriedades da eletricidade foram explicadas assumindo-se que esta é composta de elétrons, depois que consideramos, ingenuamente, os elétrons como compostos de eletricidade e especulamos no que diz respeito a distribuição de eletricidade sobre os centros eletrônicos. Nós também temos visto os átomos como possuidores de propriedades semelhantes às dos corpos maiores os quais compunham. Os vários fenômenos que são agrupados sob a teoria quântica são os novos dados, à luz do quais, devemos construir a nova geometria e a nova mecânica que são válidas nas imediações dos elétrons e núcleos. A teoria quântica tem sido criticada por não fornecer mecanismo adequado algum, mas, provavelmente, a raiz do nosso problema atual é mais profunda do que isso e é pouco provável que qualquer mecanismo baseado em nossos modos de pensar existentes seja suficiente para a explicação dos muitos fenômenos novos que o estudo do átomo está revelando (p. 42).”

E ao tentar unificar a teoria química e física para a constituição atômica com base na evolução conceitual desses conceitos sobre a constituição da matéria, na qual pela química o átomo era estático com elétrons em “sucessivos invólucros concêntricos ao redor do núcleo” (p. 55) e pela física, os elétrons ganhavam movimento rotacional ao redor do núcleo em órbitas de energia específica¹³:

- “1. Adotaremos toda a teoria de Bohr, no que diz respeito a um único átomo que possui um único elétron. Não há fatos químicos que se opõem a esta parte da teoria e, assim, incorporamos no novo modelo toda a teoria de Bohr que é estritamente quantitativa.
2. No caso de sistemas que contenham mais do que um núcleo ou mais de um elétron, [...] não devemos assumir que um núcleo atômico é necessariamente o centro ou o foco das órbitas.
3. [...] Quando falamos da posição de um elétron, devemos nos referir à posição da órbita como um todo ao invés da posição do elétron dentro da órbita. [...] Quando as posições são tais que nenhuma mudança na posição das várias partes do átomo ou molécula liberará energia, podemos dizer que o sistema está no estado mais estável.
4. Em um processo, que consiste apenas na queda de um elétron de uma posição para outra mais estável, energia radiante monocromática é emitida e a frequência dessa radiação multiplicada por h , a constante de Planck, é igual à diferença na energia do sistema entre dois estados.
5. Os elétrons de um átomo estão dispostos sobre o núcleo em camadas concêntricas. Os elétrons da camada ultra periférica são chamados de elétrons de valência. A camada de valência de um átomo livre (não combinado), nunca contém mais do que oito elétrons. O restante do átomo, que inclui o núcleo e as camadas internas, é chamado de cerne. No caso dos gases nobres, é costume considerar que não existe camada de valência e que o átomo, como um todo, é o cerne.

¹³ Por ser extensa, algumas partes foram cortadas. A transcrição acima tem apenas o objetivo de citar o leitor na tentativa de unificação, por Lewis, da química e física. Se encontram nas páginas 56, 57 e 58 do documento original.

6. [...] É um fato impressionante que com pouquíssimas exceções, o número de elétrons nucleares assim calculado, é um número par. É, além disso, de se notar que sempre que um átomo radioativo emite uma partícula beta, quase imediatamente emite outra, mais uma vez ilustrando a instabilidade de um elétron não desemparelhado dentro do núcleo. Então, descobrimos também que em todos os estados mais estáveis que os átomos assumem, os elétrons aparecem em números pares nas várias camadas internas. [...] não há dúvida de que o acoplamento de elétrons é intimamente conectado com as propriedades magnéticas das órbitas dos elétrons, e a explicação deste fenômeno deve ser considerada como um dos principais problemas na teoria quântica.

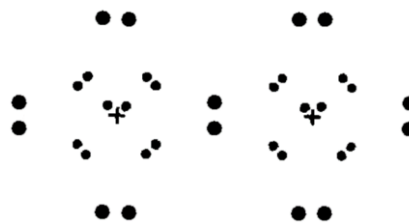
7. Podemos considerar uma ideia recente evoluída por Bohr [...]. Ele assume essencialmente que a primeira camada está associada a um único nível de energia e esse nível pode acomodar um par de elétrons, que a segunda camada contém dois níveis de energia, cada um dos quais é capaz de manter dois pares de elétrons, sendo um máximo de oito elétrons na segunda camada. A terceira camada possui três níveis de energia, cada um dos quais pode conter três pares de elétrons, de modo que o número máximo de elétrons na terceira camada é dezoito. O quarto invólucro compreende quatro níveis, cada um capaz de acomodar quatro pares de elétrons, sendo um total de trinta e dois elétrons, e assim por diante.”

Ao expor a teoria do compartilhamento eletrônico em seu livro, Gilbert Newton Lewis remeteu ao seu artigo de 1916 e resumiu suas contribuições para a teoria do par compartilhado sobre o emparelhamento eletrônico e sobre a ligação desse modo:

“Dois átomos podem estar em conformidade com a regra de oito, ou a regra do octeto, não só pela transferência de elétrons de um átomo para outro, mas, também, compartilhando um ou mais pares de elétrons. Esses elétrons que são comuns aos dois átomos podem ser considerados pertencentes as camadas exteriores de ambos os átomos” (p. 79).

Também propôs uma forma de indicar cada elétron. Representou com um ponto um elétron e os pares de elétrons, na concha externa, foram representados por pares de pontos ao redor do símbolo do elemento, propondo uma forma mais esquemática e plausível de representar as ligações, visto que a forma cúbica para mais de um par compartilhado não se torna coerente, conforme figura que se segue:

Figura 26: Representação esquemática do átomo cúbico, com o “octeto”, representado aos pares ao redor da carga positiva do átomo



Fonte – Arranjo dos elétrons para a molécula de Cloro. Figura extraída da página 82 do Livro “Valência e a Estrutura dos Átomos e das Moléculas”

Portanto, podemos perceber que as Fórmulas Eletrônicas de Lewis foram intituladas desse modo, porque tal como as “bolas maiores” da representação acima indicam os elétrons da camada externa, chamados de elétrons de valência, logo, a representação de Lewis deve indicar esses elétrons presentes no nível mais externo.

Apesar da Mecânica Quântica ter completado tal modelo, as proposições de Lewis a respeito das Ligações Químicas, no que se refere ao par eletrônico, além de justificarem a estabilidade de muitos compostos, possuem representatividade ainda hoje nas Ciências, no que tange à concepção das Fórmulas Planas dos Compostos Químicos.

Sobre o deslocamento do par eletrônico na ligação química, nas quais fomentavam a diferenciação dos compostos em polares e não polares, Lewis reforçou o conceito do par compartilhado e concluiu:

“O par de elétrons que constitui a ligação pode estar entre dois centros atômicos em uma posição tal que não há polarização elétrica, ou pode ser deslocado para um ou para o outro, para ceder a esse átomo um negativo e, consequentemente, para o outro átomo uma carga positiva” (p. 83).

Na página 87 do seu livro, Lewis afirmou sobre o tempo distanciado em relação à publicação de 1916 e justificou sua ausência devido ao surgimento da Primeira Grande Guerra, enfatizando as contribuições de Irving Langmuir (1881-1957) em dissipar sua teoria por meio de palestras e de novos artigos, porém Lewis demonstrou claramente alguma insatisfação ao enfatizar que

“Dr. Langmuir não necessitou mudar a teoria que eu desenvolvia. Aqui e ali, ele fora tentado a considerar certas regras ou tendências como mais universais em seu escopo do que eu as considerava no meu artigo, ou do que eu agora considero, mas teremos uma oportunidade posterior para discutir essas questões. A teoria foi nomeada em alguns lugares como a teoria de

Lewis e Langmuir, o que implicaria algum tipo de colaboração. Como uma questão de fato, o trabalho do Dr. Langmuir foi totalmente independente, e as adições que ele fez ao que foi declarado ou implícito em meus documentos devem ser creditadas a ele sozinho.”

Gilbert Lewis segue sua construção textual discorrendo sobre as exceções à regra do “octeto”¹⁴ (LANGMUIR, 1919, p. 253) e apresenta-as afirmando que tais situações reforçam e validam sua teoria, pois compostos que se encontram com números ímpares de elétrons na natureza se combinam nas reações químicas para obterem o par de elétrons na camada mais externa.

Para compostos de fósforo e de enxofre que expandem seu octeto, Lewis propôs uma hipótese de uma camada de valência secundária, porém, com muita perspicácia no que se afirmava, garantiu que ela poderia existir para números superiores ou inferiores a oito elétrons na camada de valência, todavia “parece que não estamos prontos para qualquer uso sistemático desta teoria de camadas de valência secundárias” (p. 102).

Dessa forma, Lewis concluiu as discussões do par compartilhado em seu livro, escrevendo sobre as diversas possibilidades de valência descobertas e publicadas na comunidade científica com foco nos compostos de coordenação e o encerra, expondo sua nova teoria de acidez e de basicidade.

Podemos concluir, com o exposto acima, que o livro de Lewis teve como objetivo central dar um apanhado na teoria publicada por ele em 1916 e explicá-la frente à intensa produção científica relativa às possibilidades de síntese dos compostos químicos, na tentativa de amparar e justificar a produção do modelo cúbico, cujo tema central era a ligação química, agora justificada como modelo do par eletrônico.

3.2 O ACIRRADO DEBATE ENTRE LEWIS E LANGMUIR

Realizaremos um breve histórico sobre a figura de Irving Langmuir (1881-1957), na tentativa de encontrar uma justificativa que o tenha aproximado da teoria do par compartilhado, na qual Lewis propôs sozinho em 1916 e representou um marco de sucesso sobre o papel do elétron na formação dos compostos não polares (STRANGES, 1984).

Frente às cartas trocadas entre os dois nesse período de 1919 a 1920, disponíveis no artigo de Kohler (1974), faremos uma abordagem dos artigos de Langmuir com o objetivo de dialogar com as obras de Lewis, na tentativa de entendermos melhor a relação entre os dois

¹⁴ Embora o artigo de Lewis seja anterior ao de Langmuir, quem cunhou o termo “octeto”, não foi Gilbert Newton Lewis, foi Irving Langmuir.

cientistas, para talvez, podermos compreender suas respectivas posturas frente à comunidade científica.

A título de contexto, uma relação cronológica será importante para o nosso bom entendimento, primeiro Langmuir publicou seu artigo no *Journal Franklin Institute*, em abril de 1919 e, em seguida, no mesmo mês, enviou sua primeira carta a Lewis e o diálogo entre os cientistas, em relação às suas pesquisas, instaurou-se.

Tudo começou com o fator motivador que foi o artigo de Lewis, em 1916, e se sequenciou com os de Langmuir, em 1919, para somente depois do primeiro *paper*, os dois trocaram cartas. Em virtude disso, a nossa análise inicial será em torno da primeira publicação de Langmuir, nas quais iniciam-se em seguida, suas cartas. Portanto, serão criadas três categorias (BARDIN, 2016) de modo a permear nossa análise em relação ao conhecimento científico.

Vale ressaltar que não foi realizada uma análise de conteúdo, porque não nos embasamos em cada uma das etapas desse metodológico. Entretanto, por ela nos orientamos ao definir as nossas categorias frente às comparações dos postulados de Lewis e Langmuir, que justificam a ligação química.

As categorias serão:

- Conceitos Novos (CN)
- Conceitos Iguais (CI)
- Conceitos que se Reforçam (CR)

Portanto, sempre que se fizer necessário, nós retornaremos das cartas para os artigos, ou vice-versa, para que possamos acompanhar também o processo de construção do conhecimento científico em relação às ligações químicas.

Langmuir foi um cientista americano, o qual se dedicou à indústria química e trabalhou intensamente na General Electric Research Laboratory¹⁵ ingressando em 1909, após ocupar o cargo de professor por três anos no Departamento de Química do Instituto de Tecnologia Stevens em Hoboken, Nova Jersey (GUGLIOTTI, 2001).

Na GE, tornou-se diretor assistente e associado e mereceu lugar de destaque ao estudar fenômenos que ocorriam nas lâmpadas incandescentes, verificando um ganho de eficiência ao

¹⁵ A empresa será citada ao longo do texto como GE.

encher o bulbo de uma lâmpada de Tungstênio com gases como Argônio ou Nitrogênio (SUITS & MARTIN, 1974).

Foi devido a esse trabalho, desenvolvido por Langmuir na indústria das lâmpadas, que acreditamos ser o marco atraente para a teoria do par compartilhado de Lewis. Visto que, o desenvolvimento tecnológico dessa questão pode remeter a eficiência causada por uma substância inerte na presença de um filamento aquecido, provavelmente, os conhecimentos da estrutura atômica e da forma como os átomos se combinam para formarem os compostos químicos, pudessem tê-lo norteado em suas justificativas experimentais.

Na indústria de eletrônica, Langmuir desenvolveu estudos sobre os processos termo iônicos, sobre os feixes de elétrons em tubos de alto vácuo, soldagem a hidrogênio e em pesquisas com bioquímica, produziu novas técnicas para filmes de proteína em água. Foi ganhador do Nobel, em 1932, sobre seus estudos de química de superfície e morreu no dia 16 de agosto de 1957 (SUITS e MARTIN, 1974).

No ano de 1919, depois de três anos da publicação de Lewis, sobre a sua teoria do par compartilhado e do modelo cúbico para o átomo, Langmuir publicou seu primeiro artigo em relação à estrutura atômica e ao compartilhamento dos elétrons. Vale ressaltar, conforme descrito na página 59 dessa dissertação, que estaremos discutindo a troca de correspondências entre Langmuir e Lewis as quais foram todas obtidas do apêndice do valioso *paper* publicado por Robert E. Kohler Júnior em 1974, intitulado: “*Irving Langmuir and the ‘Octet’ - Theory of Valence*”, em cujo apêndice ele publicou os arquivos de Lewis, que lhe foram gentilmente cedidos pelo Dr. Richard N. Lewis, Dr. Edward S. Lewis – filhos de Gilbert Newton Lewis - e Mrs. Mary Lewis - esposa de Gilbert Newton Lewis - exceto pela carta que Lewis enviou ao diretor da *Journal American Chemical Society* retirada do arquivo de Langmuir, presente no mesmo apêndice do trabalho de Kohler.

Na carta de Langmuir escrita para G. Lewis, no dia 22 de abril de 1919, deixou claro seu interesse pelo assunto do compartilhamento eletrônico proposto por Lewis em artigo publicado no mesmo ano:

Ao falar com várias outras pessoas sobre a [sua] teoria, e explicando-lhes como seria aplicável às propriedades dos elementos nos dois curtos períodos, eu gradualmente comecei a entender e estender a teoria um pouco, especialmente na direção de chegar à conclusão de que, a tendência para formar grupos de 8 ou 2, foi quase sem exceção, a causa da formação dos compostos, pelo menos no caso dos primeiros 20 elementos. Durante um trabalho de guerra em Nahant, conheci Sir Ernest Rutherford e, mais tarde, Sir Richard Paget. Disse a ambos detalhadamente a importância da sua teoria, mostrando-lhes como ela poderia ser aplicada para a previsão e

compreensão das propriedades das substâncias (LANGMUIR, abril 1919, f. 01).

Tal interesse gerou um total de 12 artigos publicados sobre a teoria da ligação química e a estrutura atômica, num intervalo de 2 anos, de 1919 a 1921.

Os títulos dos trabalhos, em sequência cronológica, encontram-se listados abaixo:

- i. *The arrangement of electrons in atoms and molecules.* J. Franklin Inst., 187; J. Am. Chem. Soc, 41, 1919.
- ii. *The properties of the electron as derived from the chemical properties of the elements.* Phys. Rev., 13, 1919.
- iii. *Isomorphism, isosterism, and covalence.* J. Am. Chem. Soc, 41.
- iv. *The structure of atoms and the octet theory of valence.* Proc. Nat. Acad. Sci., 5, 1919.
- v. *The octet theory of valence and its applications with special reference to organic nitrogen compounds.* J. Am. Chem. Soc, 42, 1920.
- vi. *The structure of atoms and its bearing on chemical valence.* Journal of Industrial and Engineering Chemistry, 12, 1920.
- vii. *The charge on the electron and the value of Planck's constant h.* J. Franklin Inst, 189, 1920.
- viii. *Theories of atomic structure.* Nature, 105, 1920.
- ix. *The structure of the static atom.* Science, 53, 1921.
- x. *The structure of the static atom.* Phys. Rev., 18, 1921.
- xi. *Future developments of theoretical chemistry.* Chemical and Metallurgical Engineering, 24, 1921.
- xii. *Types of valence.* Science, 54, 1921.

O trabalho de número 'i' acima foi o primeiro de Langmuir a respeito da teoria de Lewis e é por esse motivo que dedicaremos esforços para bem analisá-lo. De um modo específico, portanto, passaremos a análise do trabalho 'i', evidenciando seus postulados e suas diferentes contribuições nas revistas publicadas, visto que a ênfase dos dois conteúdos é a mesma, embora no segundo Langmuir utiliza a teoria do octeto para discutir, por exemplo, a formação dos compostos de coordenação.

Publicado pelo *Journal Franklin Institute*¹⁶, Langmuir iniciou afirmando que sua teoria e seu trabalho correspondem apenas a uma “teoria que é essencialmente uma extensão da teoria dos átomos cúbicos de Lewis” (p. 359), sob a forma de 10 postulados.

Na versão do JACS¹⁷, encaminhada por cópia para Gilbert Newton Lewis, conforme descrita na mesma carta, acima citada, (KOHLENER, 1974), Langmuir expõe onze postulados. Os dois trabalhos de Langmuir são equivalentes, do ponto de vista dos conceitos por eles abordados.

Nesse último, publicado 3 meses depois do primeiro, traz uma análise mais detalhada das propriedades físicas das substâncias em virtude do emparelhamento eletrônico ocasionado na formação das substâncias e na influência do campo magnético dos elétrons, bem como, uma extensa justificativa dos fenômenos observados pelo emparelhamento eletrônico e representações do modelo cúbico para vários compostos.

Nesse ponto, no dia 15 de junho de 1919, Lewis respondeu à carta de Langmuir e destacou: “Seu tratamento dos elementos dos dois curtos períodos parece-me extremamente satisfatório, e não me ocorreu fazer o uso extensivo de argumentos a partir de propriedades físicas que você fez, totalmente com sucesso” (LEWIS, junho de 1919, f. 01).

Em relação a essa parte do trabalho, ele se mostrou bastante interessado ao escrever na carta citada acima:

A questão do número de coordenação é uma que merece uma Grande Avaliação. E. Q. Adams tinha uma série de ideias importantes sobre este assunto que ele colocou em um artigo no qual me mostrou antes de deixar Califórnia. Eu o critiquei bem brevemente, e embora ele houvesse me prometido várias vezes, ele ainda não foi publicado. Eu estou com medo do ponto de vista da publicidade sobre este assunto, porque todos nós aqui, temos sido bastante negligentes. Eu gostaria de ter a chance de falar sobre todas estas coisas interessantes com você, e talvez em breve serei capaz de ir ao leste. Enquanto isso, ficarei muito feliz em saber se você tem quaisquer novas ideias sobre o assunto (LEWIS, junho de 1919, f. 01)

Para entendermos melhor o significado dos dois trabalhos de Langmuir, que possuem o mesmo nome, construímos um quadro, no qual evidenciamos os postulados presentes nos dois artigos, na perspectiva de identificarmos alguma semelhança ou novidade frente à teoria de Lewis.

¹⁶ JFI: sigla do J. Frank. Inst., apenas para facilitar a linearidade do texto.

¹⁷ JACS: sigla do J. Am. Chem. Soc., apenas para facilitar a linearidade do texto.

Quadro 01: Postulados de Irving Langmuir (1919), Gilbert Lewis (1916) e categorias analisadas

	Journal Franklin Institute - JFI	Journal of the American Chemical Society – JACS	Journal of the American Chemical Society – JACS	Categorias
Postulado 1	Os elétrons nos átomos são estacionários ou giram, ou oscilam sobre posições definidas no átomo. Os átomos mais estáveis, a saber, os gases inertes, têm posições simétricas em relação a um plano chamado plano equatorial, passando pelo núcleo no centro do átomo. Nenhum elétron se encontra no plano equatorial. Existe um eixo de simetria (eixo polar) perpendicular ao plano através do qual existem quatro planos de passagem de simetria, formando ângulos de 45 ° entre si. Esses átomos, assim, ‘traçam’ a simetria de um cristal tetraédrico cristal.	Os elétrons nos átomos dos gases inertes estão dispostos sobre o núcleo em pares simetricamente colocados em relação a um plano passando pelo núcleo que podemos chamar de plano equatorial. Os átomos são simétricos em relação a um eixo polar perpendicular ao plano e passando pelo núcleo. Eles têm também 4 planos secundários de simetria passando pelo eixo polar e fazendo ângulos de 45° uns com os outros. A simetria assim corresponde a de um cristal tetragonal. Desde que os elétrons devem ocorrer em pares simétricos ao plano equatorial, porém não existem elétrons nesse plano.	Em cada átomo há uma quantidade de cargas positivas que não se altera durante as combinações químicas “e que possui um excesso de cargas positivas, correspondentes em número, ao número ordinal do grupo da tabela periódica à qual o elemento pertence” (p. 768).	Conceitos Iguais
Postulado 2	Os elétrons em qualquer átomo dado são distribuídos através de uma série de camadas concêntricas (quase) esféricas, todas de espessura igual. Assim, os raios médios das camadas formam uma séria aritmética 1, 2, 3, 4 e as áreas efetivas estão nas razões 1: 2 ² : 3 ² : 4 ²	Os elétrons nos átomos estão distribuídos através de uma série de camadas esféricas concêntricas. Todas as camadas em um determinado átomo são de espessura igual. Se a média dos raios interno e externo for considerado o raio efetivo da camada, então, os raios das diferentes camadas estão na relação 1: 2: 3: 4, e as suas efetivas superfícies estão na relação 1 ² : 2 ² : 3 ² : 4 ²	O átomo neutro possui uma camada externa com o mesmo número de elétrons do excesso de cargas positivas correspondentes aos números dos grupos da tabela periódica, podendo essa quantidade, variar de zero a oito.	Conceitos Iguais
Postulado 3	Cada camada é dividida em espaços celulares ou células ocupando áreas iguais em suas respectivas camadas e distribuídas sobre	Cada camada esférica é dividida em vários espaços celulares. A espessura dessas células, medidas em uma direção radial, é igual à espessura da	O átomo busca manter um número par de elétrons e normalmente tenta obter oito elétrons na camada externa, de modo a manter a	Conceitos Novos

	<p>suas superfícies, de acordo com a simetria exigida pelo postulado 1. A primeira camada contém 2 células, a segunda 8, a terceira 18 e o quarto 32.</p>	<p>camada e, portanto, é o mesmo (Postulado 2) para todas as células no átomo. Em qualquer átomo dado, as células ocupam áreas iguais em suas respectivas camadas. Todas as células em um átomo têm volumes iguais. O primeiro postulado, relativo à simetria, aplica-se também à localização das células. A primeira camada, portanto, contém duas células obtidas, dividindo a camada em duas partes iguais pelo plano equatorial. A segunda camada tem 4 vezes a superfície (Postulado 2) e contém 8 células. A terceira camada contém 18 enquanto a quarta contém 32 células. Ou se considerarmos apenas um hemisfério, os números nas sucessivas camadas são 1, 4, 9 e 16</p>	<p>simetria de um cubo.</p>	
<p>Postulado 4</p>	<p>Cada uma das células na primeira camada pode conter apenas um elétron, mas cada outra célula pode conter um ou dois. Todas as camadas internas devem ter suas cotas completas de elétrons antes da externa conter qualquer um. Nenhuma célula na camada externa pode conter dois elétrons até que todas as outras células dessa camada contenham pelo menos um.</p>	<p>Cada uma das duas células mais internas pode conter apenas um elétron, mas cada uma das outras células é capaz de conter dois. Não pode haver elétrons na camada externa até que todas as camadas internas contenham seus números máximos de elétrons. Na camada externa dois elétrons podem ocupar uma única célula somente, quando todas as outras células contiverem pelo menos um elétron. Podemos supor que dois elétrons ocupando as mesmas células estão a distâncias diferentes do núcleo. [...] Hélio, neônio, argônio, criptônio ou xenônio, contém, respectivamente, o</p>	<p>Duas camadas no mesmo átomo, são mutuamente impenetráveis.</p>	<p>Conceitos que se reforçam</p>

		primeiro 1, 2, 3, 4 ou 5 dessas camadas, enquanto o “niton” ¹⁸ contém todas as seis.		
Postulado 5	Dois elétrons na mesma célula não repelem nem atraem um ao outro com forças fortes. Isso provavelmente significa que há uma atração magnética (teoria do magnéton de Parson) que quase neutraliza a repulsão eletrostática.	Assume-se que os elétrons contidos na mesma célula não exercem efeito um sobre o outro. Mas os elétrons do lado de fora da camada tendem a alinhar-se (em uma direção radial), com aqueles da camada subjacente por causa de um campo magnético, que provavelmente, sempre está associado a elétrons ligados em átomos (Teoria do Magnéton de Parson). Essa atração pode ser mais ou menos contrabalanceada pela repulsão eletrostática entre os elétrons externos e aqueles numa camada subjacente. Os elétrons na camada externa também se repelem uns aos outros e, assim, tendem a distribuir-se entre as células disponíveis, de modo a ficarem o mais distante possível. As posições reais de equilíbrio dependem de um equilíbrio entre esses 3 conjuntos de forças, juntamente com a força atrativa exercida pelo núcleo.	Elétrons podem migrar na camada externa de uma posição para outra, no entanto, eles são mantidos mais ou menos fixos de acordo com sua natureza ou de acordo com as possíveis ligações que poderá realizar.	Conceitos Novos
Postulado 6	Quando o número de elétrons na camada externa é pequeno, o arranjo dos elétrons é determinado pela atração magnética dos elétrons subjacentes. Mas quando o número de elétrons aumenta, especialmente quando a camada está quase completa, a repulsão eletrostática dos	Quando o número de elétrons na camada externa é pequeno, a atração magnética exercida pelos elétrons das camadas internas tende a predominar sobre a repulsão eletrostática, mas quando o número atômico e o número de elétrons na camada externa aumentam, as forças eletrostáticas	As forças elétricas de atração e repulsão entre os elétrons podem variar segundo a Lei de Coulomb.	Conceitos Novos

¹⁸ Antigo nome do Radônio.

	elétrons subjacentes e daqueles na camada exterior torna-se predominante.	gradualmente se tornam o fator controle. Como resultado, quando há poucos elétrons na camada externa estes se organizam nas células sobre as camadas subjacentes, mas onde a camada externa começa a se aproximar de sua cota completa de elétrons, as células sobre os elétrons subjacentes tendem a permanecer vazias.		
Postulado 7	Os arranjos estáveis e simétricos dos elétrons correspondentes aos gases inertes são caracterizados por fortes campos de força internos e fracos externos. Quanto menor o número atômico, mais fraco o campo externo.	As propriedades dos átomos são determinadas pelo número e arranjo de elétrons na camada externa e a facilidade com que eles são capazes de reverter para formas mais estáveis, desistindo ou pegando elétrons, ou compartilhando seus elétrons externos com átomos com os quais eles se combinam. As tendências para reverter para as fórmulas representadas pelos átomos dos gases inertes são as mais fortes, mas existem algumas outras formas de alta simetria, como as correspondentes a certas formas possíveis de níquel, paládio, érbio e átomos de platina, em que esses átomos têm uma tendência mais fraca para se reverterem (desistindo apenas de elétrons).	X	Conceitos Novos
Postulado 8	O arranjo mais estável dos elétrons é o do par no átomo de hélio. Um par estável também pode ser mantido por: (a) único núcleo de hidrogênio; (b) dois núcleos de hidrogênio; (c) um núcleo de hidrogênio	Os arranjos muito estáveis de elétrons correspondem aqueles dos gases inertes e são caracterizados por forte campo interno, mas campos externos de força excepcionalmente fracos. As forças magnéticas e eletrostáticas são cada	X	Conceitos Iguais

	e o cerne de outro átomo; (d) dois cernes atômicos (muito raros).	uma, quase equilibradas internamente. Quanto menor o menor o número atômico do elemento, mais fracos são estes campos externos.		
Postulado 9	O próximo arranjo mais estável dos elétrons é o octeto; isto é, um grupo de oito elétrons como aquele na segunda camada do átomo de neônio. Qualquer átomo com número atômico menor que vinte, e que tem mais de três elétrons em sua camada externa, tende a pegar elétrons suficientes para completar seu octeto.	O arranjo mais estável dos elétrons é o do par no átomo de hélio. Um par estável também pode ser mantido por: (a) único núcleo de hidrogênio; (b) dois núcleos de hidrogênio; (c) um núcleo de hidrogênio e o cerne de outro átomo; (d) dois cernes atômicos (muito raros).	X	Conceitos Novos
Postulado 10	Dois octetos podem conter um, dois ou, às vezes, três pares de elétrons em comum. Um octeto pode compartilhar um, dois, três ou quatro pares de seus elétrons com um, dois, três ou quatro outros octetos. Um ou mais pares de elétrons em um octeto podem ser enviados pelo número correspondente de núcleos de hidrogênio. Nenhum elétron pode ser compartilhado por mais de dois octetos.	Depois dos pares muito estáveis (Postulado 9), o próximo arranjo estável de elétrons é o grupo de 8, como formados na camada exterior dos átomos de neônio e argônio. Nós chamaremos esse grupo estável de oito elétrons de "octeto". Qualquer átomo até o argônio tendo mais do que duas cargas positivas em seu cerne tende a levar elétrons para formar um octeto. Quanto maior a carga no cerne, mais forte é essa tendência. Em casos excepcionais, o octeto pode se formar sobre um cerne complexo, isto é, sobre uma estrutura contendo os cernes de dois átomos ligados por um par de elétrons.	X	Conceitos iguais
Postulado 11	X	Dois octetos podem conter um, dois ou, às vezes, três pares de elétrons em comum. Um octeto pode compartilhar um, dois, três ou quatro pares de seus elétrons com	X	Conceitos Iguais

		outros octetos. Nenhum elétron pode ser compartilhado por mais de dois octetos.		
--	--	---	--	--

O primeiro deles evoca a posição dos elétrons nas camadas externas ao núcleo e a primeira frase se destacaria como Conceitos Iguais (CI), “*os elétrons nos átomos são estacionários, ou giram, ou oscilam em posições definidas no átomo*” em relação ao postulado 5¹⁹ de Lewis, já que esse deixou claro que os elétrons podem se mover na camada na qual eles se encontram.

No que tange aos pares eletrônicos dos gases inertes²⁰, Langmuir afirmou que ocupavam eixos simétricos numa geometria tetraédrica, entrando na categoria de CI. Como Lewis, aplicou a simetria tetraédrica para justificar os compostos não polares, ele também se categorizaria como Conceitos que se Reforçam (CR).

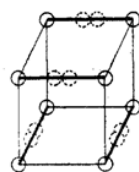
Langmuir adicionou o conceito das posições tetraédricas que foram previstas por Lewis, (citadas abaixo) para além do modelo cúbico, quando discute, a partir de observações experimentais o arranjo espacial para os compostos orgânicos. Abaixo, encontra-se a contribuição de Lewis para o modelo tetraédrico:

Somos levados a assumir um arranjo um tanto diferente do grupo de oito elétrons, no caso mínimo das substâncias não polares, cujas moléculas são, via de regra, compostas de átomos de pequeno volume. A natureza desse arranjo é mostrada na Fig. 5 [apresentada após a citação]. O cubo representando a estrutura de elétrons que até agora, assumimos para o átomo de carbono, é unido a quatro outros átomos, que não são mostrados na figura, mas que estão ligados ao átomo de carbono, cada um, por um par de elétrons. Estes pares são indicados por serem unidos por linhas cheias. Assumindo agora, em átomos muito pequenos como o de carbono, que cada par de elétrons tem uma tendência a serem encontrados juntos, talvez por força magnética, se a teoria do magnéton estiver correta, ou talvez, por outras forças que se tornam apreciáveis a pequenas distâncias, para ocupar posições indicadas pelos círculos pontilhados, temos então, um modelo que é admiravelmente adequado para retratar todas as características do átomo de carbono (1916, p. 780).

¹⁹ Página 56 do nosso trabalho.

²⁰ Mais conhecidos hoje como Gases Nobres.

Figura 27: Modelo do átomo cúbico para o arranjo espacial tetraédrico



Fonte – Arranjo dos elétrons na conformação espacial tetraédrica, extraída tal qual se apresenta na página 780, do artigo de Lewis (1916).

O segundo postulado já traz uma relação de área em virtude da quantidade de camadas ao redor do núcleo, por isso entra na categoria de CI, visto que não foram encontradas relações entre essas duas condições, no trabalho de Lewis.

Esse postulado de Langmuir não trouxe nada de inovador, porque já havia a regra que indicava a ocorrência de números pares de elétrons nas camadas, desenvolvida um pouco antes do trabalho de Lewis por Johannes Robert Rydberg (1854-1919) chamada de “grupos quadrados”²¹(RYDBERG, 1914, p. 144).

Tal regra pode justificar a interação dos elétrons na teoria do par compartilhado de Lewis, uma vez que para o cientista o átomo se encontraria estável com seus elétrons combinando-se em pares.

O terceiro postulado de Langmuir se enquadra na categoria Conceitos Novos (CN), porque Langmuir extrapola o modelo do átomo cúbico para todos os elementos que compunham a lei periódica, embora houvesse o predomínio da regra para os elementos que se encontravam até o terceiro período, o que ocorreu também para os postulados de oito a onze publicados na JACS, ao justificar as propriedades dos elementos com base na influência de forças de campo magnético.

Lewis referenciou o número de elétrons presentes nas camadas externas até os átomos que se encontram no segundo período da classificação periódica. Essa extrapolação, Lewis irá fazê-la no seu livro de 1923, conforme citação abaixo, mas não conseguimos notar uma tentativa de explicações sobre os elementos chamados de terras raras e suas associações na natureza.

²¹ Essa regra estabelecia que os átomos se encontram nos períodos de sempre com duas unidades maiores que o período anterior. Para o 1º período temos 2×1^2 , para o 2º período 2×2^2 , para o terceiro período 2×3^2 e para o quarto período 2×4^2 . Tal regra também foi referenciada por Lewis (1923, p. 27). Rydberg não falou quais eram as partículas que obedeciam a progressão acima, apenas afirmou que era necessário introduzir “para as qualidades dos elementos, uma verdadeira variável independente em vez do peso atômico, que sem dúvida não é uma simples qualidade, mas de natureza mais complexa” (1914, p. 144).

Quando os elementos estão dispostos em número atômico, eles caem em um período de 2 elementos, dois períodos de 8, dois dos 18, um de 32, e um período fragmentado que, pelo tanto que se conhece, parece assemelhar-se a um período de 18 (p. 27).

Entretanto, nesse momento, faz-se necessário retornarmos às cartas trocadas entre os cientistas²², visto que, na primeira carta escrita por Lewis a Langmuir, ele escreveu: “embora eu tenha especulado bastante sobre a estrutura dos elementos dos longos períodos, ainda não desenvolvi nenhuma ideia que pareça possuir um grau de certeza suficiente para garantir a sua publicação” (LEWIS, 1919, f. 01). Tal comentário representou a preocupação de Lewis no extrapolamento de sua teoria em resposta à frase de Langmuir escrita também em sua primeira carta a Lewis:

Eu estava especialmente interessado em estender a teoria para cobrir todos os elementos, e para ampliar a teoria da valência, a fim de cobrir todos os tipos de compostos. Eu acho que você vai estar interessado em ver como eu fui capaz de conseguir isso (LANGMUIR, abril de 1919, f. 01).

E do seu entusiasmo, ao escrever para Lewis em relação à sua teoria do compartilhamento eletrônico:

Quando eu li o seu artigo sobre o "*Atom and Molecule*" em 1916, fiquei imediatamente impressionado com a natureza fundamental das ideias por você apresentadas, e de seu esplêndido acordo com os fatos gerais de química, então eu, imediatamente comecei a olhar para todos os fenômenos químicos do ponto de vista que você apresentou. Pareceu-me que estes estavam particularmente bem caracterizados, com as chamadas características físicas como os pontos de ebulição, pontos de congelamento, etc (LANGMUIR, abril de 1919, f. 01).

Retornando ao quadro dos postulados, o quarto postulado nos parece entrar na categoria CR, visto que indica uma consequência dos postulados 1 e 2 de Lewis, já que os elétrons só poderiam ocupar uma camada externa se a anterior já estivesse preenchida, embora no artigo da JACS, Langmuir foi menos objetivo, alongando-o.

O quinto e sextos postulados de Langmuir se enquadram na categoria de CN, pois, de acordo com o postulado 6 de Lewis, à medida que modificamos o número de elétrons nas camadas externas, eles serão influenciados diretamente por forças coulombianas que atuarão diretamente nas posições por ele ocupadas.

²² A fim de citar o leitor na cronologia do debate: 22/04/1919 – carta de Langmuir enviada a Lewis; 15/06/1919 – carta de Lewis enviada a Langmuir; 28/06/1919 – carta de Langmuir enviada a Lewis; 09/07/1919 – carta de Lewis a Langmuir; 21/01/1920 – carta de Lewis ao editor JACS e no dia 03/04/1920 – última carta trocada entre Langmuir e Lewis

Para Langmuir, agiam sobre os átomos, não apenas forças de campos elétricos, mas de campo magnético, na tentativa de justificar a lei periódica por se referir às interações entre os elétrons e entre elétrons e núcleo.

O sétimo postulado de Langmuir se categoriza como CN, visto que remete à força do campo magnético nos quais os elétrons se encontram vinculados. Em relação a essa contribuição do campo por Langmuir, Lewis, na mesma carta citada anteriormente, afirmou que “as relações que você estabelece entre a estrutura atômica e o magnetismo certamente devem ter alguma base real” (LEWIS, junho de 1919, f. 02).

O oitavo postulado, na publicação do JFI, pertence à categoria de CI, porque a orientação de estabilidade eletrônica segue a simetria dos elétrons dispostos nos oito cantos de um cubo que, segundo Lewis, encontra-se presente em todos os elementos dos gases nobres, com exceção do Hélio. Para o JACS, notamos um incremento em relação à caracterização do campo magnético que justificou a conformação estável dos elétrons nas camadas externas dos gases nobres.

Embora não se encontre nenhum postulado semelhante, Lewis, ao construir o mecanismo do par compartilhado, evidenciou tal possibilidade de formação de compostos estáveis pelas ligações químicas (LEWIS, 1916).

Na verdade, esse foi o objetivo do trabalho de Lewis, destacar tal formação molecular, visto que o modelo para a formação das moléculas polares²³ não justificava as propriedades dos compostos não polares (LEWIS, 1916).

O nono postulado, do JFI, na primeira frase, temos a criação por Langmuir de um termo novo e mais prático: “Octeto” (p. 360), o que lhe permite, de acordo com nossos critérios discutidos anteriormente, ser categorizado como CN, embora para o JACS, seja equivalente ao postulado oito.

Em relação a esses dados de Langmuir, por maior que tenha sido sua extensão, Lewis se manifestou extremamente satisfeito ao escrever para Langmuir, embora, com um olhar mais crítico, parece-nos que Lewis foi um pouco prepotente ao reafirmar, de modo bem sutil, que a teoria toda discutida e analisada por Langmuir ,até aqui, não possuiu nenhum acréscimo prático, sendo apenas um reflexo da sua:

Eu queria que você soubesse que muito apreciei sua consideração em me enviar uma cópia antecipada e quanto tenho ficado satisfeito ao descobrir que, após as buscas e investigações que você fez, você se encontra de acordo

²³ Hoje tal sistema é classificado como compostos iônicos.

com todos as principais conclusões a que cheguei em meus trabalhos (LEWIS, junho de 1919, f. 01).

O postulado 10 do JFI também será categorizado com CI, visto que a formação das ligações simples, duplas e triplas também foram evidenciadas no artigo de Lewis no qual inclusive propôs um modo coerente de representá-las através de pontos que representam os pares de elétrons ao redor dos átomos ligantes.

Langmuir afirmou ao concluir seus postulados em seu *paper* publicado pelo *Journal Franklin Institute*:

Esta teoria explica as propriedades periódicas de todos os elementos. Incluindo os do oitavo grupo e as terras raras. Isso também ajuda a explicar as propriedades magnéticas dos elementos, e, de fato, aplica-se também as chamadas propriedades físicas, tais como pontos de ebulição, pontos de congelamento, condutividade elétrica, etc., como faz com as propriedades "químicas". Isso leva a uma teoria simples de valência química aplicando-se igualmente bem ao polar e para substâncias não polares (LANGMUIR, 1919, p. 360).

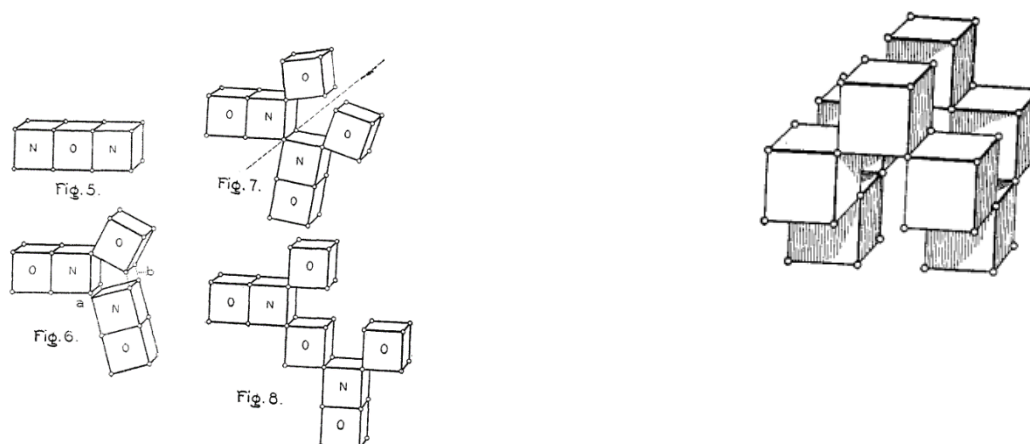
Enquanto que o postulado de mesmo número para a JACS destaca a importância para a formação do octeto para qualquer átomo com quantidades superiores a dois elétrons. Portanto, não notamos uma modificação de teoria, enquadrando-se na categoria de CI, na verdade com esse postulado, Langmuir tentou modificar a linguagem da teoria da ligação entre dois átomos por meio do compartilhamento eletrônico.

E por último, presente apenas no artigo da JACS, o postulado 11 remete ao compartilhamento dos pares de átomos que se encontram com octetos completos para estabilizar outros octetos. Esse postulado compreende ao postulado 10 da JFI.

A partir desse ponto, Langmuir descreveu a teoria do octeto para os elementos do segundo período, afirmando que poderiam formar íons aos quais completariam o octeto fazendo um fechamento, no seu artigo, com a "teoria do octeto e a valência" (p. 892), propondo duas equações que seriam capazes de determinar a forma das estruturas moleculares que compartilham seus elétrons para estabilizarem seus octetos.

Conforme transcrito de sua carta, Langmuir adaptou os octetos na tentativa de generalizar a teoria de Lewis para todos os compostos. Na figura abaixo, temos algumas imagens do artigo da JACS, que exemplificam bem sua ação.

Figura 28: Modelos cúbicos para alguns compostos químicos



Fonte – Diagrama para o óxido de nitrogênio propostos por Langmuir a esquerda e do S_8 à direita no JACS, 1919, p. 898

Na resposta de Lewis, ao mencionar essas fórmulas, na primeira carta de Lewis a Langmuir, o cientista demonstrou uma apreciável frustração por não ter publicado seus arranjos devido à Guerra²⁴:

Com relação às fórmulas estruturais dos compostos de nitrogênio, etc., sempre haverá alguma diferença de opinião, e devemos ter em mente o fenômeno quase universal do tautomerismo em compostos inorgânicos. Mas é muito divertido brincar com essas fórmulas, e eu tenho trabalhado muitas que, em sua maioria, concordam com as suas e se não fosse pela guerra, deveria ter publicado muito antes disso (LEWIS, 1919).

Com tudo isso, podemos perceber o grande respeito que Langmuir teve pela figura de Lewis, no que correspondeu às suas pesquisas, em momento algum, pelo menos nessa condição inicial, tentou pegar a teoria de Lewis, embora na primeira carta de Langmuir, possa ter passado essa impressão:

Parece-me que a teoria do átomo e da molécula que nós temos desenvolvido deve ser capaz de lançar uma grande luz sobre uma quantidade de relações químicas, tais como as do campo de volumes moleculares, calor e energia livre das reações, constantes de dissociação, etc. (LANGMUIR, 1919).

Após traçarmos um diálogo entre as primeiras publicações de Langmuir e as primeiras cartas por ele trocadas, voltaremos nossa atenção às demais correspondências trocadas entre os cientistas e compiladas no apêndice do artigo de Kohler (1974).

²⁴ Guerra: 1ª Grande Guerra Mundial

Na segunda carta datada de 28 de junho de 1919, Langmuir iniciou respondendo ao questionamento de Lewis, visto que este terminou o primeiro diálogo desafiando o colega: “Enquanto isso, ficarei muito feliz em saber se você tem quaisquer novas ideias sobre o assunto. Você teria a delicadeza de me enviar uma ou duas reimpressões do seu trabalho?” (LEWIS, junho de 1919, f. 03).

Na carta, Langmuir enviou mais do que acreditamos ser o necessário para Lewis: “Estou lhe enviando reimpressões de todos os artigos que publiquei durante os últimos quatro anos, e algumas reimpressões extras do documento publicado no Jornal [JACS] em junho”.

Também enviou os seus trabalhos recentes encaminhados ao JACS, nos quais pede sua intervenção para qualquer crítica em relação à estrutura atômica: “Eu estou muito interessado em conhecer suas ponderações detalhadas sobre a estrutura atômica” (LANGMUIR, 1919).

Nesses trabalhos, Langmuir (1919) propõe a criação do termo Isosterismo, referindo-se às moléculas formadas por átomos diferentes, mas que possuíam o mesmo número de elétrons compartilhados, em estruturas “similares para a teoria do octeto” (p. 1545), como exemplo, o gás nitrogênio e o monóxido de carbono. Seus estudos demonstraram que suas propriedades físicas eram semelhantes, justificando essa proximidade, pelas suas estruturas moleculares.

A partir do número de ligações que o átomo central realiza numa estrutura molecular, o cientista deu um “pontapé” inicial ao que irá se tornar o termo ligação covalente, pois sugeriu nesse artigo intitulado “*Isomorphism, Isosterism and Covalence*” um novo significado ao termo covalência:

De acordo com isso, a teoria da ligação entre átomos adjacentes em compostos orgânicos, corresponde a um par de elétrons mantidos em comum pelos dois átomos. Em outros tipos de compostos, o número de pares de elétrons mantidos em comum nem sempre é o mesmo que o número de ligações de valência que foi assumido geralmente. Eu proponho que seja assumido que, dado o número de pares de elétrons que qualquer átomo compartilha com outros átomos adjacentes seja chamado de covalência desse átomo (LANGMUIR, 1919b, p. 1543).

Portanto, para átomos que realizavam um compartilhamento de par eletrônico, ele chamou de “unicovalente” (p. 1547), duas ligações, chamou-os de dicovalente, como no caso do “oxigênio no cianato” (p. 1546) e assim por diante.

O segundo artigo, que ele se referiu em sua segunda carta, somente foi publicado no ano seguinte, embora tivesse sido encaminhado com data muito próxima a sua carta, 07 de julho de 1919 e nesse artigo ele cunhou o termo “ligação covalente” (LANGMUIR, 1920, p. 275). Nesse mesmo trabalho, descreveu o octeto para compostos orgânicos nitrogenados e concluiu, ao analisar a força dos ácidos e das bases, que não podem existir sais fracos:

De acordo com essa teoria, todos os sais são completamente ionizados quando eles são trazidos à solução. Esta conclusão é, no entanto, de acordo com trabalhos recentes de Milner, Ghosh e outros. Isso explica por que existem ácidos fracos e bases fracas, mas nenhum sal fraco (1920, p. 292).

Na mesma carta, vale muito a pena destacar o encerramento da conversa, no qual Langmuir aparenta desconfiar que Lewis não havia gostado de suas contribuições à teoria do par compartilhado e do modelo cúbico:

Lamento que você não tenha publicado seus resultados sobre as estruturas dos compostos inorgânicos, e espero que você esteja disposto a ampliar os novos campos da teoria. Você não acha que a concorrência desse tipo entre nós será estimulante para nós e assegurará um progresso mais rápido? Devemos, no entanto, manter um ao outro informado sobre os campos específicos que estivermos trabalhando, para evitar duplicação (LANGMUIR, julho de 1919, f. 02).

A partir desse ponto, parece-nos que o desentendimento entre os dois cientistas se iniciou, aparentemente, por meio de um mal-entendido de Lewis, visto que em nenhum momento, Langmuir pareceu-nos desapontá-lo ou mostrou-se ganancioso com o objetivo de aproveitar o afastamento de Lewis, devido à Guerra, para passar à frente de sua teoria, tentando tomá-la.

A carta em resposta a Langmuir, escrita no dia 09 de julho de 1919, iniciou-se com um agradecimento, acompanhado de um destaque em relação à Teoria de Superfícies proposta por Langmuir:

Estou muito feliz por ter o conjunto completo de seus trabalhos, no qual você foi muito gentil em enviar para mim. Você pode estar interessado em saber que em um de nossos seminários recentes, uma parte considerável do tempo, foi dedicada para uma discussão do seu artigo sobre Superfícies. Eu estarei muito interessado em ver seus dois novos artigos sobre Estrutura e não vou publicar mais nada nesta linha até que os veja (LEWIS, julho de 1919, f. 01).

Em seguida Lewis continuou escrevendo:

Foi extremamente gratificante descobrir que, após o estudo ampliado do assunto, você diante das numerosas conclusões, não encontrou [dados] relevantes do meu artigo, para alterar. Você tem sido extremamente bem-sucedido na aplicação desta teoria para um grande número de casos concretos, e eu não conheço ninguém que poderia ter feito [isso] tão bem; mas para ser perfeitamente sincero, acho que existe uma chance, do leitor casual poder cometer um erro, no qual eu tenho certeza que você seria o último a encorajar. Ele pode pensar que você estava propondo uma teoria que, em alguns aspectos essenciais, diferia da minha, ou um que, foi baseado em algumas sugestões vagas minhas e que não tinham sido cuidadosamente

pensadas. Enquanto eu percebo que numa distância curta, os fenômenos químicos foram explicados. Parece-me que as opiniões que apresentei eram tão definitivas e concretas quanto possível, considerando a forma condensada de publicação. Eu acho que se alguma confusão deveria surgir seria talvez devido a pontos de nomenclatura. Por exemplo, enquanto falo de um grupo de oito, você fala de um octeto. Eu acho que, de fato, sua expressão é preferível, e ficarei feliz em poder adotá-la, mas eu lamentaria ver toda a teoria conhecida como a teoria do octeto, em parte porque, levanta questões do tipo que acabei de mencionar, mas especialmente, porque o octeto não é mais fundamental do que a teoria do par de elétrons que constitui a ligação química. [...] foi por essa razão que coloquei particular ênfase sobre o fato de que, tão poucos compostos são conhecidos possuindo moléculas estranhas ou átomos ímpares. Esses são termos que acredito que você não adotou. Você pensa em algo melhor? É claro que é importante, em um novo desenvolvimento deste tipo, que a nomenclatura deva ser tão expressiva e simples quanto possível. Às vezes os pais mostram uma infelicidade singular ao nomear seus próprios filhos, mas no geral parecem gostar de ter o privilégio (LEWIS, julho de 1919, f. 01 e 02).

A citação acima sugere um rancor por parte de Lewis ao nome dado à sua teoria do par compartilhado, parece que ele acreditou que Langmuir sobrepôs o octeto ao compartilhamento eletrônico.

Lewis, pelo que nos pareceu, também desconfiou do interesse de Langmuir, dando-nos a entender que Langmuir estava tentando encontrar falhas em sua teoria, o que, de acordo com o exposto até aqui e fazendo referências incessantemente aos trabalhos de Lewis em suas publicações, tal fato não foi verificado, conforme podemos perceber adiante: “A teoria da valência recentemente avançada por G. N. Lewis oferece de longe o cenário mais satisfatório do mecanismo de combinação química que até agora foi apresentado” (LANGMUIR, 1917, p. 1853).

Na perspectiva de Gillespie e Robinson (2007), Langmuir reconheceu que o trabalho de Lewis foi a inspiração para o desenvolvimento de seus estudos:

Alguns anos depois do artigo de Lewis de 1916, Langmuir publicou um longo trabalho em que ele ampliou as ideias de Lewis, enquanto reconhecia que o trabalho de Lewis foi a base e inspiração para o seu próprio trabalho [...]. Em suma, Langmuir, que era um palestrante popular e convincente e introduziu a terminologia que usamos hoje (regra do octeto) fez muito para promover as ideias de Lewis, mas não fez muito para melhorar ou ampliar suas importantes ideias, então é justo que Lewis, seja considerado o originador da ligação do par de elétrons e a regra do octeto (GILLESPIE & ROBINSON, 2007, p. 90).

Como consequência desse desentendimento, aparente causado pelo grande interesse de Langmuir à teoria das ligações químicas, Lewis pôde ter acreditado que Langmuir estivesse disposto a tomar posse de suas ideias em relação à teoria das ligações químicas, conforme

trecho retirado do artigo de Filgueiras (2016): “Sua inimizade com Irving Langmuir (1881-1957), Prêmio Nobel em 1932, o extrovertido químico de quem Lewis suspeitava querer apropriar-se de suas ideias a respeito da natureza da ligação química contribuiu para o que muitos, dizem ter sido o caráter depressivo de Lewis” (p. 1264).

Ao contrário, acreditamos que foi a dedicação ao trabalho de Lewis, com os onze artigos relacionados ao assunto publicados por Langmuir inicialmente, e sua alta capacidade de se comunicar (GUGLIOTTI, 2001), conforme assumiu Lewis em carta ao editor da JACS, no dia 13 de janeiro de 1920, que divulgou a teoria das ligações químicas:

Sua personalidade interessante e convincente, seus métodos admiráveis de apresentação, e sua oportunidade de expor as novas visões para muitas audiências, deram ao tema um ímpeto entre os químicos de todos os níveis que, poderiam não ter sido obtido, de outro modo, em muitos anos (LEWIS, janeiro de 1920, f. 01).

Na mesma carta, Lewis traçou elogios a Langmuir, porém admitiu seu constrangimento e se sentiu, como que, passado para trás diante das conclusivas descobertas feitas por ele, sem receber o mesmo crédito, além de se incomodar com a nova nomenclatura partilhada no meio acadêmico como teoria de Lewis-Langmuir, conforme podemos perceber abaixo. Na carta enviada por Lewis ao editor do JACS, ele se coloca claramente contra o que considera apropriação e não esclarecimento das fontes de Langmuir. Senão vejamos:

Apesar de tudo isto, senti durante os recentes desenvolvimentos uma crescente sensação de constrangimento. Eu sempre evitei e gostaria de evitar qualquer coisa de natureza polêmica. As descobertas científicas são de maior importância do que o crédito científico, mas há certas regras de prioridade estabelecidas que devem ser observadas. O artigo original de Langmuir pode ser dividido em duas partes. Uma delas, diz respeito aos elementos cuja consideração eu não incluí no meu artigo. [...] A segunda parte é uma amplificação e uma aplicação a numerosos casos concretos da teoria contida no meu *paper*. Alguns desses desenvolvimentos não me ocorreram; outros já haviam sido totalmente trabalhados neste laboratório e teriam sido publicados, exceto pela intervenção da guerra. Mas para todos [os leitores], Langmuir que os publicou pela primeira vez, e tem direito, pela regra estabelecida de prioridade a receber o crédito sozinho. Contudo, nas discussões recentes de Langmuir e de outros, o que é denominada teoria do octeto, ou a teoria do octeto de Langmuir é simplesmente a teoria da qual eu dei uma exposição completa e concisa no meu artigo, e não se refere ordinariamente às extensões ou amplificações feitas por Langmuir. Ele em nenhum caso sugeriu quaisquer subtrações da teoria que eu avancei, e suas adições [...] não estão envolvidas na aplicação da teoria à maioria dos problemas químicos. Olhando para o assunto, então, com a maior imparcialidade possível, sinto que não se trata apenas de falar: Teoria da valência de Lewis-Langmuir, nem gosto do termo teoria do octeto, por enquanto o octeto (que foi chamado por mim e Parson de grupo de oito) é

uma parte importante da teoria e de modo algum, o todo, ou mesmo, a parte essencial (LEWIS, janeiro de 1920, f. 02).

Desse modo, percebemos a insatisfação de Lewis, um desapontamento de ter servido na Guerra e não ter publicado seus resultados e um sentimento de desvalor diante do seu papel na comunidade científica que tentou negar o importante papel da sua contribuição e embasamento científico do qual partiu Langmuir. Porém, é fato que a eloquência de Langmuir e sua postura diante à divulgação científica é que tornou possível e pública a teoria do compartilhamento eletrônico. Se voltarmos um pouco na primeira carta trocada entre os dois, Langmuir escreveu ao final:

No início de janeiro deste ano, o Dr. Dushman, deste laboratório, me pediu para dar uma palestra no nosso Colóquio sobre o tema "Adsorção". Eu pensei e disse a ele que um assunto muito mais interessante seria Lewis, a teoria do átomo e da molécula, e, conseqüentemente, eu li seu artigo novamente com cuidado, e comecei a estudar como eu poderia apresentar o assunto de uma maneira que despertaria um maior interesse. Ao fazer isso, fiquei mais impressionado do que nunca, pela aplicabilidade geral da teoria, [...] que os químicos em geral parecem ter prestado tão pouca atenção as suas ideias (LANGMUIR, abril de 1919, f. 01).

Nas palavras de Kohler (1971): "Sem uma teoria de ligações químicas apropriada, o rico legado do conhecimento e experiências nunca poderia ser usado" (p. 344) e esse legado veio de Gilbert Newton Lewis com fundamental divulgação de Irving Langmuir. Na perspectiva de Gonçalves-Maia (2016): "mais introvertido o primeiro, mais extrovertido o segundo; o primeiro encantava pela escrita, o segundo pela oralidade (p. 47).

Na perspectiva de encerrarmos esse enlace, temos:

Eles fornecem paralelos e oposições impressionantes, [...] Lewis e a natureza eram como dois, enquanto Langmuir gostava de escalar, caminhar, esquiar e patinar. Lewis era reservado, enquanto Langmuir era extrovertido e sociável. Lewis escrevia uma linda prosa, enquanto Langmuir era um orador cativante. À medida que suas carreiras progrediam, ambos seriam inovadores teóricos e experimentais, mas Lewis teria pouco interesse nas aplicações práticas de seu trabalho, enquanto Langmuir seguiria o exemplo de Edison e desenvolveria produtos domésticos e industriais na G.E., Lewis estaria distante até de sua própria família, enquanto Langmuir, teria uma vida familiar calorosa e um interesse pela educação científica das crianças (COFFEY, 2008, p. 60).

Portanto, o desentendimento entre os dois cientistas, tendo em vista suas personalidades diferentes, foi gerado por um interesse comum ao questionarem a existência das ligações

químicas nas moléculas. Embora tivessem interesse em áreas distintas, foi um ponto comum o responsável pelo conflito entre os cientistas.

3.3 A CONTRIBUIÇÃO DE LINUS PAULING

Nossa investigação terá como ponto de partida um breve recorte biográfico com a intenção de caracterizarmos o cientista americano Linus Pauling e, em seguida, analisaremos o seu artigo datado de março de 1984, intitulado: “G. N. Lewis and the Chemical Bond”, como resultado de uma conferência em Las Vegas sobre o cientista e fecharemos nossa discussão nas cartas entre eles trocadas²⁵.

Iniciando o processo acima citado, Linus Carl Pauling nasceu em 28 de fevereiro de 1901 e faleceu em 19 de agosto de 1994, foi casado e teve quatro filhos. Foi o primeiro cientista ganhador de dois prêmios Nobel não compartilhados, um em Química (1954) e outro da Paz (1962). Esse último, por se posicionar totalmente contra os testes de armamentos nucleares em nossa atmosfera, resultando em um tratado assinado entre Estados Unidos, União Soviética e Grã-Bretanha, no ano de 1963, que proibia tal prática. Interessou-se por diversas áreas e caminhou por entre elas, nas regiões de fronteiras entre suas aplicações (DUNITZ, 1997).

Foi um intenso divulgador da utilização de Vitamina C na dieta alimentar, com inserção de doses superiores aos 60 mg. Trabalhou como operário devido ao falecimento de seu pai, para contribuir com as despesas da família e, seus professores de química do “*Oregon Agricultural College*” foram os responsáveis por direcioná-lo às ciências, pois identificaram no estudante um enorme potencial em Química, arrumando para ele um cargo de instrutor de química analítica durante os anos de 1919 a 1920 (FERREIRA, 2004).

Graduou-se em 1922, com o título de Bacharel em Ciências, com ênfase em Engenharia Química, indo trabalhar como professor no Instituto de Tecnologia da Califórnia e no mesmo ano ingressou-se em seu doutorado no próprio Instituto. Foi quando em 1924, conheceu Lewis e apresentou-lhe o tema de sua pesquisa em relação à determinação da estrutura de cristais pelo método de difração de Raio-X, no qual, segundo Pauling: “Lewis estava, é claro, intensamente interessado no trabalho” (PAULING, 1984, p. 201).

A relação entre os dois cientistas demonstrou, ao longo dos anos, ser duradoura. De 1929 a 1933, os dois cientistas se encontraram por muitas horas em Berkeley, de modo que Pauling

²⁵ Disponíveis no portal: <http://scarc.library.oregonstate.edu/coll/pauling/bond/people/lewis.html>.

chegou a se encontrar com o cientista tanto em sua casa em Berkeley, quanto em sua casa de repouso no condado de Marin (PAULING, 1984).

Segundo Gonçalves-Maia (2016), Lewis demonstrou, ao longo da vida, ser uma pessoa introspectiva e que carregava em si algumas mágoas, a exemplo, temos uma publicação isolada de um artigo derivado de sua tese de doutorado sem colocar o nome do orientador Theodore W. Richards: “Richards nem sempre valorizava o trabalho desenvolvido pelo seu jovem colaborador” (p. 18).

Talvez devido a essa reserva de Lewis causada pelos seus maus relacionamentos com outros cientistas, não tenha publicado nenhum artigo com Pauling. Ele mesmo se queixou disso em 1984: “Estou agora em retrospecto e bastante surpreso por nunca termos escrito nenhum artigo juntos. Nossas discussões, como me lembro, sempre nos levaram a alguns esclarecimentos, entretanto não nos permitiram a descoberta de algo significativo” (p. 201).

Na nossa opinião, Linus Pauling foi uma grande personalidade do século XX, porque, além de cientista tinha uma característica marcadamente social por se preocupar com o pós Segunda Guerra, quanto às pesquisas relacionadas aos armamentos nucleares. Nisso, temos um grande destaque de sua personalidade, porque reconheceu a importância de Lewis e de seus esforços e afirmou que “o trabalho de G. Lewis, de 1916, introduziu a teoria da ligação química do par de elétrons compartilhados e revolucionou a química” (PAULING, 1984, p. 201).

Com essa principal contribuição, Pauling resumiu sua teoria:

Lewis também, depois de ter colocado os oito elétrons, do que Langmuir chamou de octeto, nos cantos de um cubo, sugeriu que os elétrons estão em pares nos cantos de um tetraedro. Desta forma, ele poderia atribuir à molécula de acetileno uma estrutura com uma ligação tripla, três pares de elétrons compartilhados situados nos cantos da face comum dos dois tetraedros de carbono. Lewis discutiu o caráter iônico parcial das ligações covalentes (nome dado por Langmuir, conforme nós mesmos destacamos), escrevendo que o par de elétrons está a meio caminho entre dois átomos idênticos, mas pode ser desviado para [próximo] de um ou de outros átomos não idênticos (PAULING, 1984, p. 202).

Pauling em seguida descreveu a importância dos complementos de Langmuir e retornou em seus trabalhos à figura de Lewis, fazendo uma declaração extremamente interessante, na qual denotou uma importante característica de Lewis:

Em seu livro de 1923, Lewis discutiu sugestões iniciais sobre a estrutura eletrônica de moléculas que haviam sido feitas por Kossel, Stark e outros, especialmente A. L. Parson, um estudante que em 1915 publicou um interessante artigo intitulado “Uma Teoria Magnética da Estrutura do

Átomo”. Parson considerou o elétron como um anel rotativo de eletricidade negativa que, conseqüentemente, possuía um momento magnético e poderia ser chamado de magnéton. Lewis disse que foi ele quem sugeriu a Parson que a magnitude desse momento magnético, a esse elétron giratório, era constante, enquanto Parson o considerou variável. Parson e Lewis assim, anteciparam em 25 anos a descoberta de que o elétron tem um giro e um momento magnético (PAULING, 1984, p. 202).

Conforme iniciamos nossa discussão, o doutorado de Pauling foi em torno de difração de Raio-X para caracterização das moléculas e aproveitou para destacar o desinteresse de Lewis por essa técnica:

Em sua discussão em 1923 dos tipos de coordenação postulados por Werner [...] Lewis não fez qualquer menção aos resultados de estudo de cristais contendo esses complexos de coordenação que foram publicados durante os dois anos anteriores [...]. Nenhum trabalho de raio-X estava sendo feito na faculdade de Química de Berkeley e Lewis, parecia não estar acompanhando os desenvolvimentos de cristalografia de raio-X (PAULING, 1984, p. 203).

Pensamos que talvez seja por esse motivo que nunca publicaram nada juntos, visto que, aparentemente, comungavam do mesmo interesse pela composição das estruturas moleculares, mas dominavam técnicas diferentes. De acordo com o contexto apresentado, Lewis publicou seu artigo em 1916, no qual expôs para a comunidade científica uma justificativa que denota as características observadas nas moléculas apolares a partir do compartilhamento eletrônico.

Talvez seja por isso que, segundo Kohler (1971), a teoria proposta por Lewis “estava completamente fora da sintonia em relação a crença estabelecida” (p. 344), visto que, na concepção da comunidade científica, todos os compostos originar-se-iam pela transferência eletrônica, mesmo que suas propriedades não fossem semelhantes às propriedades dos compostos polares.

Outra questão relativa à inovadora teoria de Lewis frente ao não desenvolvimento de nenhum trabalho comum com Pauling, é que, para o compartilhamento eletrônico, Lewis não precisou desenvolver e utilizar grandes modelos matemáticos e, no caso do desenvolvimento da mecânica quântica, isso possa ter separado os dois cientistas.

Podemos extrapolar esse ponto, pois, a ausência de um modelo matemático que justificasse a teoria do par eletrônico e o modelo cúbico interferiram na divulgação de sua teoria e inclusive no julgamento, frente ao não recebimento de nenhum Nobel em sua carreira (LAIDLER, 1995).

Embora Lewis tenha se aventurado na área da Mecânica Quântica, chegando até mesmo a publicar alguns artigos em relação a essas teorias, conforme exemplificado abaixo do

parágrafo, não obteve destaque frente a seu amigo Pauling na justificativa quântica para a formação das ligações químicas:

- 1909: The Principle of Relativity and Non-Newtonian Mechanics. Proc. Amer. Acad., 44:711; Phil. Mag., 18:510.
- 1910: On Four Dimensional-Vector Analysis and Its Application in Electrical Theory. Proc. Amer. Acad., 46:165; Jb. Radioakt, 7:329.
- 1912: The Space-Time Manifold of Relativity: The NonEuclidean Geometry of Mechanics and Electromagnetics. Proc. Amer. Acad., 48:389.
- 1914: Notes on Quantum Theory: A Theory of Ultimate Rational Units; Numerical Relations between Elementary Charge, Wirkungsquantum, Constant of Stefan's Law. Phys. Rev., 3 :92.
- 1915: The Maxwell Distribution Law in Newtonian and Non-Newtonian Mechanics. Phys. Rev., 5:510.
- 1929: The Quantum Laws and the Uncertainty Principle of Heisenberg. Proc. Nat. Acad. Sci. 15: 2.
- 1930: The Symmetry of Time in Physics. Science, 7:569.
- 1930: Quantum Kinetics and the Planck Equation. Phys. Rev., 35 :1533.
- 1930: The Principle of Identity and the Exclusion of Quantum States. Phys. Rev., 36:1144.

Enfim, concordamos com Linus Pauling (1984) que Lewis foi um grande nome da Química do século XX, devido principalmente aos seus conhecimentos gerais em relação às combinações dos átomos para formarem as substâncias. De um modo peculiar, Lewis propôs um mecanismo que resolvia a grande maioria dos compostos conhecidos, principalmente as formulações das moléculas exclusivamente orgânicas.

G. N. Lewis foi notável em originalidade. Fiquei muito impressionado no início da década de 1920, quando li o seu trabalho, significando a descoberta da molécula de O_4 . Ele se questionou o por que o paramagnetismo do oxigênio dissolvido em nitrogênio líquido diminuía à medida que a concentração do oxigênio aumentava. Ele foi capaz de mostrar que poderia explicar os valores experimentais da susceptibilidade magnética de soluções de oxigênio em nitrogênio, assumindo que há um equilíbrio entre as moléculas paramagnéticas de dióxigênio e as moléculas diamagnéticas de tetraoxigênio, O_4 . Dos valores da susceptibilidade paramagnética ele foi capaz de avaliar a mudança de energia livre de Gibbs padrão e a mudança de entalpia para a reação. Quando penso na história da ligação química, me

pergunto por que algumas descobertas feitas na era da mecânica quântica dos anos 30, não foram descobertas antes (PAULING, 1984, p. 203).

Passaremos agora a analisarmos as correspondências trocadas entre eles, totalmente disponíveis no sítio eletrônico chamado: *Linus Pauling – The Nature of Chemical Bond*, cujo endereço acessado no dia 24 de setembro de 2018 foi: <http://scarc.library.oregonstate.edu/coll/pauling/bond/people/lewis.html> e que se encontram copiadas no apêndice desse trabalho. As cópias transcritas podem ser obtidas no próprio portal sem perder a confiabilidade no material.

A primeira correspondência disponível, trocada pelos dois cientistas foi de 07 de março de 1928 cujo remetente foi Linus Pauling. Nessa carta, ele exalta a importância do trabalho de Lewis em relação ao compartilhamento eletrônico, cujos resultados experimentais, embasados pela mecânica quântica, foram obtidos anos depois de seus postulados:

Você sem dúvida viu o recente artigo publicado por London²⁶ no *Zeitschrift für Physik*²⁷ e observou que os resultados obtidos da mecânica quântica, em relação ao compartilhamento de elétrons, são equivalentes as principais regras que você havia postulado anteriormente (PAULING, 1928, f. 01).

Certo de que Lewis não se vangloriaria do fruto de seu trabalho, Pauling o escreveu falando que, em uma nota, faria a devida referência, já que, eventualmente, conhecia seu amigo cientista, deixando claro que, por ele, possuía um significativo apreço:

É sua prerrogativa natural apontar isso, mas na crença que não o faria, tomei a liberdade de me referir ao fato na primeira parte de uma nota referente a alguns desenvolvimentos posteriores da teoria que foi enviada aos Anais da Academia Nacional [...]. Se isso não atender à sua aprovação, farei as devidas alterações desejadas. No artigo mais longo do *Journal of American Chemical Society*, destacarei com mais detalhes a fundamentação dada por sua teoria pela mecânica quântica. Agrada-me muito que, no novo modelo atômico, as características salientes do átomo de Lewis tenham sido reproduzidas tanto quanto as do átomo de Böhr (PAULING, 1928, f. 01).

Linus Pauling reforçou os trabalhos futuros que estava desenvolvendo bem como possíveis publicações e terminou a correspondência tentando marcar um encontro no verão

²⁶ Fritz Wolfgang London (1900-1954) físico alemão-americano que fez um trabalho pioneiro em química quântica obteve o título de doutorado em 1921, pela Universidade de Munique antes de mudar em 1925, para estudar física teórica com Arnold Sommerfeld. Posteriormente, trabalhou com Erwin Schrödinger na Universidade de Zurique e na Universidade de Berlim, onde, como judeu, foi dispensado de palestras depois que os nazistas chegaram ao poder em 1933. Depois de vários anos na Universidade de Oxford, na Inglaterra, Institut Henri Poincaré em Paris, ele se mudou para os Estados Unidos em 1939 para se tornar um professor de química (a partir de 1949 também uma nomeação conjunta em física) na Universidade de Duke, Durham, se tornando um cidadão dos EUA em 1945 (KOJEVNIKOV, 2019).

²⁷ Jornal da Física

daquele ano e, principalmente, destacando como as ideias de Lewis eram frutíferas ao longo de sua pesquisa em relação à natureza da ligação química:

Em algum momento durante o verão vou para o Oregon, e espero ter o prazer de falar com você então. As sementes dos conselhos que você planta dão frutos, como testemunha nossa partida para a Europa no início de 1926 (PAULING, 1928, f. 01).

Em resposta, Lewis escreveu para Linus Pauling ,no dia 01 de maio de 1928, sobre algumas questões relativas à mecânica quântica. Destacou que não sabia se seu problema de quântica estatística, trabalhado com Joseph Edward Mayer (1904-1983), daria em algum lugar e ,por isso, por estar comprometido em tempo, não se preocupou com a nota referenciada por Pauling, mas confiou que ele faria da melhor forma possível.

Reforçou os resultados obtidos por Wolfgang Ernst Pauli (1900-1958) que confirmavam sua teoria do compartilhamento eletrônico:

O sucesso do princípio de Pauli na interpretação de espectros complexos parecia não dar aos físicos nenhuma desculpa para não aceitar em sua totalidade a teoria dos elétrons emparelhados, acoplados, independentemente de constituírem ou não um laço, pela mútua neutralização de seus momentos magnéticos (LEWIS, 1928, f. 01).

Na mesma carta, Gilbert Lewis vai além, critica a ideia que ainda se passa na Inglaterra por não aceitarem sua teoria que aponta para a ligação química, como sendo, a ligação existente por meio do par de elétrons e faz um apontamento sobre um possível erro de Pauling e de London ao desconsiderarem a possibilidade de o hidrogênio realizar duas ligações em uma molécula extremamente polar:

Além disso, esse par de elétrons é a única coisa que justifica nós estarmos chamando de ligação. A falha em reconhecer esse princípio é responsável por grande parte da confusão que hoje predomina na Inglaterra sobre o assunto, onde eles ainda falam de ligações polares e semipolares, e assim por diante. Acho que no artigo de London e no seu há uma ênfase um pouco demasiada na origem dos elétrons emparelhados. Tenho certeza que vocês dois estão errados em pensar que o hidrogênio não realiza duas ligações, mas isso porque não consideraram a possibilidade de, em uma molécula extremamente polar a ligação do hidrogênio não estar na camada K, mas em outro. Essa questão foi brevemente discutida por mim no meu livro "Valence" (LEWIS, 1928, f. 01 e 02).

Após essa citação, vale recordar que o livro de Lewis foi escrito para profissionais que se encontram na área de pesquisa em química. Toda a preocupação de Lewis e sua posição perante à comunidade científica em relação ao tema da ligação química agrega à imagem de Lewis o caráter de pesquisador, não sendo posto em evidência a sua preocupação professoral.

“Valence” demonstra a preocupação de Lewis como cientista e não como professor:

Duas finalidades distintas devem ser atendidas por estas monografias. A primeira, cujo cumprimento provavelmente prestará para químicos em geral o mais importante serviço, é apresentar o conhecimento disponível sobre o tópico escolhido em uma forma acessível, inteligível para aqueles cujas atividades possam estar em um ramo completamente diferente. Muitos químicos falham em perceber o quão próximas suas investigações podem estar conectadas com outros trabalhos que, de modo superficial, parecem estar distantes do seu. Estas monografias irão permitir que tais pessoas estejam em contato com o trabalho de químicos em outros ramos de pesquisa. A segunda finalidade é promover pesquisa no ramo científico tratado na monografia, através do fornecimento de um levantamento do progresso já feito naquele campo e por apontar as direções nas quais a investigação precisa ser estendida. Para facilitar a realização deste propósito, pretende-se incluir referências literárias, o que permitirá a qualquer interessado seguir o tópico mais detalhadamente (LEWIS, 1923, p. 04).

Uma consideração que, possivelmente, reforça essa questão desenvolvida nesse trabalho, a dualidade cientista/professor de Lewis, é que, nas cartas trocadas com Linus Pauling, até o momento estudadas, foi Pauling um importante contribuidor, visto o grau de comprometimento, com a construção do conhecimento em torno da pesquisa e do ensino, visto que, diferente de Lewis, exerceu continuamente a função de professor.

Retornando a nossa análise das correspondências trocadas entre os dois cientistas, em resposta à possibilidade de uma maior convivência entre eles, Linus Pauling, no dia 18 de maio de 1929, escreveu a Lewis contando-lhe que resolveu ficar no Instituto de Tecnologia da Califórnia, mas que conseguiu permissão para fixar moradia mensalmente durante um ano em Berkeley, ou caso ficasse mais de um mês, deveria ser em anos alternados.

Acreditamos que o interesse aqui seja o desenvolvimento das ideias em relação às pesquisas que estavam desenvolvendo, visto que os dois cientistas não produziram nenhum conhecimento inovador juntos, obviamente, em relação ao que já estava sendo esperado frente às pesquisas que desenvolviam separadamente.

Em 29 de Maio de 1929, Lewis escreveu a Pauling cujo tema central da correspondência era a satisfação da possibilidade no estreitamento de laços entre os dois cientistas, frente à aprovação das viagens regulares de Linus a Berkeley. Chegamos, portanto, a uma questão interessante, segundo Pauling, essas visitas a Berkeley eram para ser “professor visitante em físico-química” (PAULING, 1984, p. 201) e, na carta, Lewis escreveu: “abril é perfeitamente satisfatório, exceto pelo fato de que seria melhor começar na última semana de março, já que nossos exames começam cerca de uma semana antes do final do mês de abril” (LEWIS, 1929, f. 01).

Podemos perceber, nesse trecho, que, embora nossa perspectiva de trabalho não seja possível acentuarmos características de Lewis como professor, não podemos deixar de lado que, como Diretor da Faculdade de Química de Berkeley, preocupava-se com a organização da curso de química, garantindo que a presença de Pauling em Berkeley fosse aproveitada ao máximo como professor, visto que, se supostamente, sua visita durasse um mês, ele iria embora exatamente no instante para os quais os estudantes estariam ocupados, não com suas pesquisas, mas com suas avaliações.

Cerca de um ano depois, 08 de março de 1930, Lewis escreveu a Pauling demonstrando satisfação com a próxima visita a Berkeley e enviando o cronograma de atuação de Pauling: “Estamos contentes de você estar aqui tão cedo e anunciar suas palestras todas as segundas, quartas e sextas às onze, começando no dia 17” (LEWIS, 1930, f. 01). Tal fato reforça nossa ideia de organização departamental governada por Lewis.

Em 18 de julho de 1935, em carta enviada a Pauling, Lewis elogiou a disposição de Pauling com sua presença anual e suas palestras enriquecedoras sobre suas ideias, porém, consciente da dificuldade de financiamento para apoio aos professores visitantes, esclareceu que a Universidade somente poderia oferecer as despesas da viagem e sua estadia.

Ao que Linus Pauling respondeu no próprio documento recebido que não aceitaria o pagamento, entretanto se tivesse que ficar mais tempo em Berkeley, o dinheiro seria de bom uso para ele e a esposa. Nesse diálogo vemos, talvez, indícios de cumplicidade entre os cientistas.

Em 29 de agosto de 1935, Pauling escreveu a Lewis para contar-lhe seu trabalho de corantes e agradecer, inicialmente, o fato de Lewis ter gostado do seu livro. Em seguida, discorre sobre a possibilidade de visitá-lo em Berkeley.

Por último, não temos mais disponíveis para o nosso trabalho carta entre os dois cientistas, porém no portal assinalado há uma correspondência importante, na qual, Pauling evidenciou a teoria do par compartilhado de Lewis, mesmo já tendo publicado sua teoria sobre a constituição das moléculas:

Essa ligação é de fato muito importante na biologia e na química. Na verdade, não é nada mais do que o elo do par compartilhado de elétrons de Lewis, que é, em si, a característica estrutural que geralmente é representada pelo traço na química orgânica (PAULING, 1946, f. 01)

Com as cartas acima, podemos supor que os dois cientistas eram bem próximos, a contar pelo número de encontros que tiveram ao longo dos anos e pela cumplicidade e pela

sinceridade em apontar possíveis erros e dificuldades em relação ao compromisso financeiro de suas instituições nas quais trabalhavam.

4 LEWIS PARA ALÉM DO PAR DE ELÉTRONS

Nesse ponto, vale a pena ressaltar que Gilbert Newton Lewis foi um pesquisador além do par de elétrons compartilhado e do modelo cúbico para os elétrons localizados na última camada, pois desenvolveu e aprimorou os conceitos de ácido-base, fugacidade, atividade e obteve vários dados em relação à energia livre e entropia em sistemas reacionais (SEABORG, 1984; GONÇALVES-MAIA, 2016; LEWIS, 1916).

Determinou diversos potenciais de oxirredução de diferentes espécies químicas, padronizou as estruturas de pontos que tanto justificou o comportamento dos compostos orgânicos, evidenciou a importância da força iônica que possibilitou a relação de estabilidade eletrônica para os quânticos ao final da década de 20 e início da década de 30 do século XX, tornou plausível e aplicável o termo valência, dentre outras contribuições como veremos à medida que caminharmos por esse capítulo (KOHLENER, 1971; JENSEN, 2017; STRANGES, 1984; PAULING, 1984;; CHAGAS, 2007; SHAIK, 2007, CALVIN, 1984).

Segundo Harris (1999) e Jensen (2017), nos dias 30 e 31 de março de 1982, organizado por Derek A. Davenport (1927-2017) na cidade de Las Vegas, ocorreu uma conferência sobre a vida de trabalho de Gilbert Newton Lewis e dois anos mais tarde, em 1984, nos meses de janeiro a março, o *Journal of Chemical Education* publicou ao início dos volumes, trabalhos apresentados nessa conferência sobre o cientista.

Nossa metodologia para a construção desse capítulo englobou fazer um apanhado bibliográfico dessas obras, já que os autores escolhidos fizeram parte diretamente do círculo de desenvolvimento de pesquisas de Lewis, sendo alguns laureados inclusive, com o prêmio Nobel de Química.

Nesse processo metodológico, serão também analisados alguns dos trabalhos produzidos pelo próprio Gilbert Newton Lewis, com assuntos diferentes aos do par compartilhado e os trabalhos publicados no simpósio de 1982 em Las Vegas, com os mesmos títulos dos artigos publicados dois anos depois no *Journal of Chemical Education*, nos quais, também analisaram sua carreira como pesquisador e diretor da Faculdade de Química de Berkeley.

Nossa abordagem irá começar pela aproximação de Lewis à físico-química terminando na sua visão sociológica da ciência, em que, por meio de um ano inteiro de palestras proferidas na Universidade de Yale, em 1926, analisou a construção do conhecimento por parte dos cientistas.

Figura 29: Membros do departamento de Química de Berkeley

Year Joined	Name	Degree Date	Where Taken/With Whom	Year Joined	Name	Degree Date	Where Taken/With Whom
Faculty on hand at time Gilbert N. Lewis arrived in Berkeley				1921	Olson, Axel R.	1918	UC Berkeley, Lewis
	Booth, Edward	1877	UC Berkeley		Hogness, Thorfin R.	1921	UC Berkeley, Hildebrand
	O'Neill, Edmond	1879	UC Berkeley				
	Blasdale, Walter C.	1892	UC Berkeley	1922	Giauque, William F.	1922	UC Berkeley, Gibson
	Biddle, Henry C.	1900	University of Chicago		(Nobel Prize, 1949)		
1912	Lewis, Gilbert Newton	1899	Harvard, T. W. Richards	1923	Rollefson, Gerhard K.	1923	UC Berkeley, Lewis
	Tolman, Richard C.	1910	MIT				
	Bray, William C.	1905	Leipzig, Luther	1933	Libby, Willard F.	1933	UC Berkeley, Latimer
	Randall, Merle	1912	MIT, G. N. Lewis		(Nobel Prize, 1960)		
1913	Hildebrand, Joel C.	1906	Pennsylvania, Edgar Fahs Smith	1937	Pitzer, Kenneth S.	1937	UC Berkeley, Latimer
	Gibson, G. Ernest	1911	Breslau, Lummer		Calvin, Melvin	1935	Minnesota, Glockler (UC Berkeley, 1923, Gibson)
1915	Branch, Gerald E. K.	1915	UC Berkeley, Lewis		(Nobel Prize, 1961)		
	Argo, William C.	1915	UC Berkeley, Lewis				
1917	Porter, C. Walter	1915	UC Berkeley, Biddle	1938	Ruben, Samuel C.	1938	UC Berkeley, Latimer/ Libby
	Eastman, Ermon D.	1917	UC Berkeley, Lewis				
	Latimer, Wendell M.	1917	UC Berkeley, Gibson	1939	Seaborg, Glenn T.	1937	UC Berkeley, Gibson
	Stewart, T. Dale	1916	UC Berkeley, Tolman		(Nobel Prize, 1951)		

Fonte: Artigo de Melvin Calvin (1984, p. 12)

Segundo Branch (1984), Lewis só mandava os trabalhos para publicação depois de amplamente discutidos nas conferencias semanais, depois de suas ideias serem submetidas a críticas dos estudantes e de seus colegas. Abaixo, encontra-se uma citação na qual evidencia a importância de alguns professores e pesquisadores nesse processo:

Naturalmente Lewis devia muito do seu sucesso na Califórnia aos seus membros de departamento. Uma vez que é no início das coisas que as contribuições são mais importantes, devemos mencionar Willian C. Bray, Joel H. Hildebrand, George E. Gibson e Richard C. Tolman como aqueles a quem Lewis mais devia (BRANCH, 1984, p. 20).

Tabela 03: Alguns colaboradores renomados da faculdade de química no período da direção de Lewis

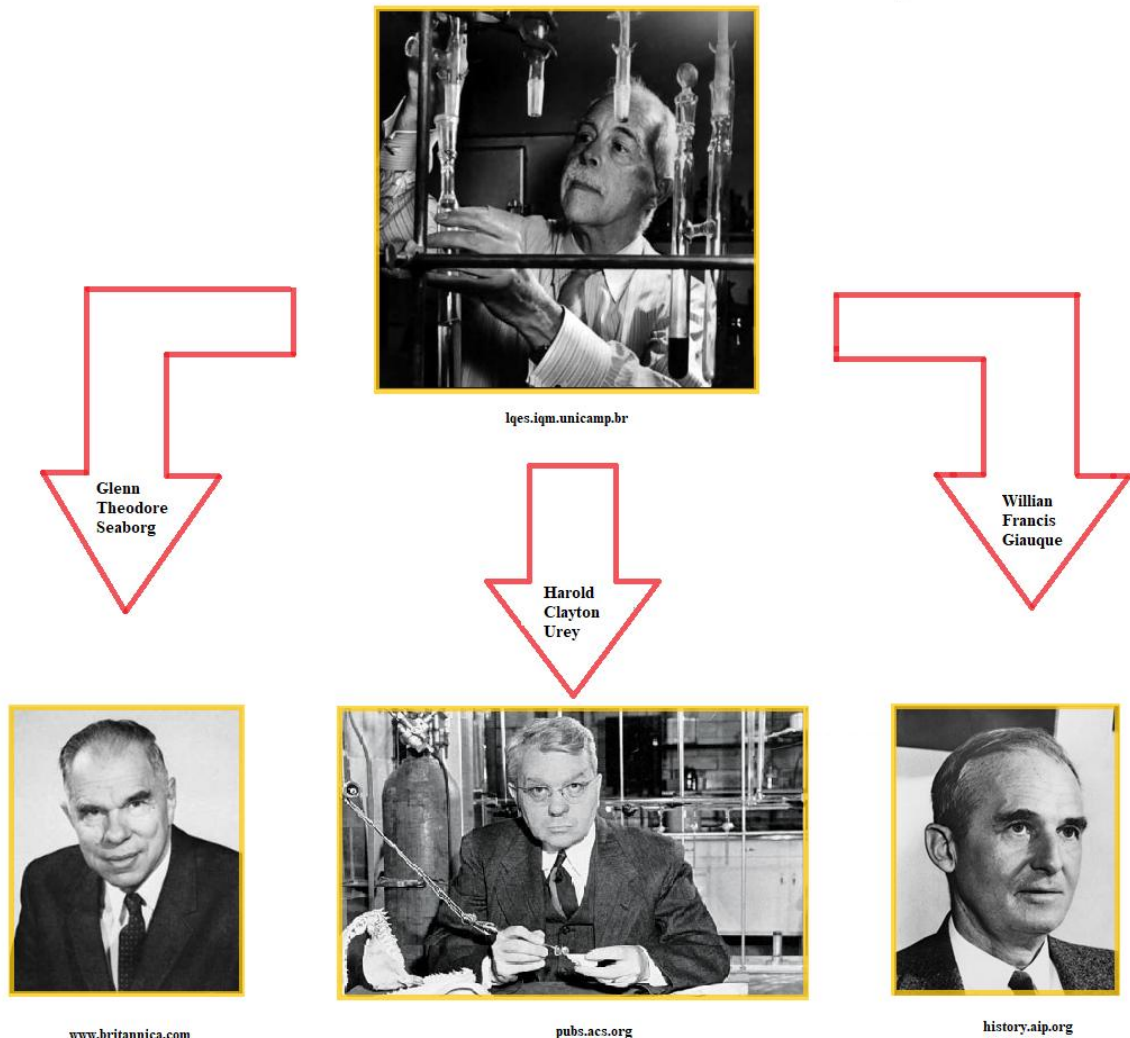
Col. A. H. Foster da Força Aérea Americana (Calvin, 1984)
Melvin Clavin (1911-1997) – Nobel em 1961 pelo pela descoberta da fixação de gás carbônico pelas plantas durante a fotossíntese (Portal do Laboratório Nacional do Departamento de Energia dos EUA Gerido pela Universidade da Califórnia. Acessado dia 12 de outubro de 2018. https://www.lbl.gov/nobelists/1961-melvin-calvin/)
Wendell Mitchell Latimer (1893-1955) – ex aluno de Lewis que escreveu um livro no qual reuniu dados importantes sobre potenciais de oxidação. Descobriu o trítio e não foi lembrado por isso, por não ter conseguido repetir os experimentos com a utilização do Efeito Allison (CIÊNCIA PATOLÓGICA; I. Langmuir; Colóquio no The Knolls Research Laboratory, 18 de dezembro de 1953; Transcrito e editado por RN Hall, acessado no dia 07 de outubro de 2018: http://www.cs.princeton.edu/~ken/Langmuir/langB.htm#Allison%20Effect)
Merle Randall (1888-1950) - Após seu doutorado em 1912 no MIT, acompanhou Lewis em Berkeley para ser assistente de pesquisa, onde juntos, no ano de 1923 publicaram o livro didático intitulado: “Termodinâmica e a energia livre das substâncias químicas (1950, University of California: In Memoriam. University of California (System) Academic Senate, 1950)
Willian Francis Giauque (1895-1982) – Nobel em 1949, por suas contribuições nas medições da entropia de substancias em baixas temperaturas, (William F. Giauque - Biográfico. NobelPrize.org. Nobel Media AB 2018. Acessado dia 07 de outubro de 2018: https://www.nobelprize.org/prizes/chemistry/1949/giauque/biographical/)
Willard Frank Libby (1908-1980) – Nobel em 1960, por suas contribuições no desenvolvimntno do método de datação do carbono 14 (Willard F. Libby – Biographical. NobelPrize.org. Nobel Media AB 2018. Acessado dia 07 de outubro de 2018. https://www.nobelprize.org/prizes/chemistry/1960/libby/biographical/)
Glenn Theodore Seaborg (1912-1999) – Nobel em 1951 pelo descobrimento dos elementos transuranicos (Glenn T. Seaborg – Facts. NobelPrize.org. Nobel Media AB 2018. Acessado dia 07 de outubro de 2018. https://www.nobelprize.org/prizes/chemistry/1951/seaborg/facts/)
Henry Taube (1915-2005) – Nobel em 1983 pelo mecanismo das reações de transferência eletrônica nos complexos metálicos (acessado dia 07 de outubro de 2018. http://nobelprize.org/nobel_prizes/chemistry/laureates/1983/taube-cv.html#)
Harold Clayton Urey (1893-1981) – Nobel em 1934 pela descoberta do isótopo do hidrogênio pesado (Harold C. Urey – Biographical. NobelPrize.org. Nobel Media AB 2018. Acessado dia 07 de outubro de 2018. https://www.nobelprize.org/prizes/chemistry/1934/urey/biographical/)

Fonte: Os autores

Esses foram apenas alguns nomes de estudantes ou de membros do corpo docente que refletem as contribuições mundiais da direção de Gilbert Lewis, na faculdade de química de

Berkeley, tornando-a uma das mais importantes para o cenário mundial. Devemos destacar que três desses foram orientandos de doutorado de Lewis, conforme figura abaixo (BRANCH, 1984):

Figura 30: Gilbert Lewis e seus orientandos Nobel's



Fonte: Os autores

Até a última década do século XIX, Berkeley não era conhecida mundialmente e a direção de Lewis na faculdade de química tornou-a referência para o restante do mundo (GONÇALVES-MAIA, 2016). Nas palavras de Calvin (1984): “O departamento de química de Berkeley foi e é um dos mais conceituados nos Estados Unidos e no mundo” (p. 18).

Para Branch (1984):

Lewis era uma figura histórica no grande movimento que levou a América ao lugar mais importante da química. O efeito da pesquisa de um homem não se restringe ao seu próprio país, é principalmente um avanço da ciência

em todo o mundo. Mas o efeito de seu ensino é em grande parte localizado. Porque as descobertas científicas de um homem são amplamente conhecidas, mas seu ensinamento conhecido apenas por alguns (p. 19).

Seguiremos destacando a grande influência de Lewis para o desenvolvimento da termodinâmica e para a físico-química como um todo. Nossa análise terá como ponto de partida aqueles que diretamente tiveram contato com Lewis em Berkeley.

4.1 CONTRIBUIÇÕES NA FÍSICO-QUÍMICA: UM CIENTISTA RESPEITADO INTERNACIONALMENTE

Em 1912, depois de Lewis ter passado um ano na Europa, após conclusão de seu doutorado, de ter trabalhado em Harvard, dirigido o instituto de pesos e medidas em Manila, ter trabalhado no MIT e em seguida, ter assumido a direção da Faculdade de Química em Berkeley “sua reputação já havia chegado na Europa” (CALVIN, 1984, p. 14).

Segundo Branch (1984), o período que Lewis esteve no MIT, de 1905 a 1912, correspondeu ao início de suas “grandes contribuições à termodinâmica” (p. 19) e se tornou famoso nos Estados Unidos e no restante do mundo, por seus trabalhos publicados em amplas áreas da química, inclusive no campo da relatividade.

Nesse ponto, vale a pena destacar que Frederick George Donnan (1870-1956), fundador da “*Faraday Society*” o qual estudou o equilíbrio de membranas que corresponde ao transporte de materiais entre as células vivas e seus arredores (FREETH, 1957), aconselhou Gerald Eyre Kirkwood Branch (1886-1954) em 1912 a “aceitar uma oportunidade de ir à Califórnia para estudos de pós-graduação, porque achava que Lewis era o mais brilhante físico-químico da época” (BRANCH, 1984).

Nas palavras de Laidler (1995):

Entre 1900 e 1907 ele revolucionou a nova ciência da termodinâmica, em especial, com a introdução dos conceitos de fugacidade e atividade; seu livro sobre termodinâmica em 1923, com Merle Randall, é um clássico que permaneceu sendo publicado e foi muito usado por muitas décadas (p. 190).

Para Hildebrand (1947), esses anos iniciais do século XX que coincidiram com o retorno de Lewis aos Estados Unidos, em 1905, e seu consecutivo ingresso no MIT como pesquisador, sobre liderança de Noyes, proporcionou a Lewis se juntar a um grupo notável de pesquisa em físico-química, estimulando-o em sua atividade científica, tornando seus

resultados teóricos e experimentais “bem conhecidos dos físico-químicos em todo o mundo” (p. 491).

No final do século XIX e início do século XX, a físico-química ainda estava calcando seu terreno, porque existia, na comunidade científica, uma certa desavença entre físicos e químicos, quanto ao comportamento do elétron no átomo, visto que os elétrons atendiam as duas ciências de maneiras diferentes: para químicos, precisavam ser estáticos, enquanto para os físicos, eles ganhavam movimento com o advento da mecânica quântica e reestruturação dos modelos atômicos (KOHLE, 1975).

Foi justamente nesse período que surge a figura de um “exímio cientista”, visto que, segundo Giauque (1947), os dois artigos publicados com a conclusão de sua tese de doutorado, em 1899, “mostraram uma compreensão completa do poder do método termodinâmico na química que influenciaria muito de seu trabalho posterior” (p. 317).

Tal conclusão torna-se congruente com a visão de Jensen (2000), pois para ele, ao final de 1899, existia um distanciamento entre prática e teoria dentro da própria termodinâmica, na qual se encontrava dividida entre a teoria da energia livre, sustento para o conceito de equilíbrio e os dados relacionados às entalpias de formações e de reações entre as substâncias, bem como das leis para sistemas gasosos e soluções diluídas.

Lewis (1901) analisou a termodinâmica um pouco mais além objetivando solucionar tais distanciamentos. Iniciou esse processo ao propor o conceito de fugacidade e deixou bem claro como estava a situação da físico-química ao final do século XIX, conforme podemos perceber na citação abaixo:

A aplicação multifacetada da termodinâmica à físico-química nos últimos anos levou a um labirinto de expressões matemáticas que são desconcertantes para o iniciante e para os iniciados. A grande maioria dessas fórmulas de físico-química, baseiam-se não apenas nas duas leis da termodinâmica, mas também em algumas aproximações de leis empíricas e como regra, não são rigorosamente verdadeiras, mas são úteis na medida em que, o sistema amplamente considerado, não se desvia muito de certas condições ideais (p. 49).

Na perspectiva de Kenneth Sanborn Pitzer (1914-1997) que publicou um artigo sobre a influência de Lewis na termodinâmica e no estudo da força de algumas soluções eletrolíticas em 1984, “a termodinâmica clássica (excluindo a terceira lei) foi bem estabelecida em 1900, quando Lewis entrou em campo” (p. 104). “Um dos antigos alunos de pós-graduação disse que nunca entendeu completamente entropia até ouvir Lewis definir a entropia de um sistema como algo que não sabemos sobre ele” (BRANCH, 1984, p. 20).

Lewis, em 1907, ao publicar um artigo e introduzir uma nova variável termodinâmica, chamada de atividade, faz uma queixa semelhante. No artigo, afirmou que, ao longo do desenvolvimento da teoria termodinâmica em química, foram construídos dois métodos essenciais para as pesquisas, um baseado na entropia e outros na identificação de processos cíclicos. Sobre o segundo, afirmou que era o mais plausível e utilizado nos livros textos,

No entanto, a aplicação desse método não tem sido sistemática e muitas vezes é inexata, e produziu um grande número de equações desconectadas, em grande parte, de um caráter aproximado. [...] Como exemplo podem ser citados a lei da massa, a lei da mudança de solubilidade com a temperatura, a lei da diminuição de vapor por um soluto, a lei de Nernst para a força eletromotriz a partir da concentração na célula e muitas outras generalizações importantes. É provável que nenhuma dessas leis sejam estritamente verdadeiras (p. 259-260).

Para Gonçalves-Maia (2016), ao se mudar para Manila, Lewis levou consigo apenas um livro de termodinâmica de Nernst, com o objetivo de desvendar seus erros, pois, segundo a autora, o tempo passado com ele na Europa, no ano de 1901, após seu doutorado, foi de grande sofrimento, sendo assim, podemos entender a sutileza da citação acima ao criticar diretamente o cientista.

Segundo Bravo e Vergara (2004), Lewis foi treinado, em seu doutorado, por Richards para fazer medições cuidadosas a partir de técnicas experimentais e acreditam que foi devido a esse aspecto que surgiu seu grande interesse na termodinâmica. Os autores afirmam que “sem as suas contribuições, o ensino de química não seria o mesmo” (p. 83).

No estudo dos eletrólitos, definido por Agostinho *et al* (2004) como soluções que, contém íons dissociados e possuem um maior potencial para conduzir eletricidade, do que o solvente puro, Pitzer (1984) reforçou a afirmativa anterior, afirmando que, em 1912, Lewis propôs uma solução na qual descreveu o comportamento dos eletrólitos fortes em soluções diluídas.

Junto com Randall, em 1921, publicou: “*The activity coefficient of strong electrolytes*” e que somente foi amplamente aceito em 1923, com as contribuições de Peter Joseph Wilhelm Debye (1884-1966) - Nobel de Química em 1936 - e Erich Armand Arthur Joseph Hückel (1896-1980).

Podemos perceber a tamanha capacidade de Lewis de se colocar à frente das questões e com a citação a seguir, queremos evidenciar que a solução para a questão sobre os eletrólitos fortes diluídos foi proposta por Lewis: “veremos que muitas das relações quantitativas, bem

como os conceitos, foram estabelecidas por Lewis e associados e por Brønsted” (PITZER, 1984, p. 105).

Na conclusão do seu artigo, Pitzer (1984) escreveu:

Esse artigo em particular também pode ajudar a lembrar as gerações posteriores, das grandes contribuições de Lewis à quase completa compreensão e representação empírica do comportamento peculiar de eletrólitos fortes antes da teoria de Debye e Hückel (p. 107).

Aqui vale a pena resgatar uma outra atuação de Lewis, já que o modelo do compartilhamento eletrônico foi proposto por ele em 1902, como tentativa de explicação para as características obtidas dos compostos não polares, num manuscrito que não foi publicado, embora tenha sido retomado no seu artigo de 1916 e no livro “*Valence*” de 1923.

Em termos do Currículo criado por Lewis para a faculdade de química em relação à físico-química, Branch (1984) destacou: “Numa época em que muitos departamentos de química do país não possuíam cursos de Termodinâmica, a Califórnia tinha dois” (p. 19) e destacou também a importância de que o professor da faculdade era frequentemente aluno de pós-graduação. Tal fato pôde contribuir por diminuir o distanciamento entre professor-aluno, já que os dois se colocavam na condição de aprendizes, conforme percebemos na citação abaixo:

O objetivo de levar o aluno a pensar por si mesmo foi alcançado pela livre discussão entre o aluno e professor e o grande uso de problemas. O valor do primeiro provavelmente foi aumentado pela circunstância de que o professor era frequentemente aluno de pós-graduação. O aluno de pós-graduação geralmente não é tão instruído quanto o professor, mas o aluno é menos tímido com seu instrutor quando este é aluno de pós-graduação. Pode-se notar que tal contato entre estudante de graduação e de pós-graduação é educacional para ambas as partes (p. 19).

Em relação à estrutura atômica, vimos, no início do nosso trabalho, como Lewis dedicou seu tempo para esclarecer a estrutura dos compostos apolares e propôs a teoria do par compartilhado. Nesse aspecto, devemos destacar sua atração também pelos átomos de elementos denominados isótopos²⁸.

Ao final da década de 20 do século XX, Berkeley se tornou um grande centro de pesquisas na separação de isótopos: no departamento de física foram descobertos os isótopos pesados de carbono e de nitrogênio por Raymond Thayer Birge (1887-1980), Giauque identificou os isótopos pesados do oxigênio e no departamento de Biologia em 1930, Herbert

²⁸ Isótopos correspondem a átomos de elementos iguais, mas que possuem massas atômicas diferentes

Mclean Evans (1882-1971)²⁹ e sua equipe relatou uma experiência malsucedida de isolar os isótopos do cloro, conforme citação abaixo:

Em 1930, Peoples e Newsome relataram uma tentativa frustrada de separar os isótopos do cloro pela destilação de clorobenzeno em uma coluna de 6-m x 63-mm com anéis Raschig de 4-mm x 4-mm, que havia sido construído no laboratório de Herbert M. Evans no departamento de Biologia de Berkeley (BIGELEISEN, 1984, p. 108).

Devido às pesquisas com isótopos, Lewis se aproximou de alguns cientistas do Departamento de Física em Berkeley, que era considerado um centro de espectroscopia e de física nuclear e no Departamento de Química os campos ativos eram:

Calorimetria de baixa temperatura, desmagnetização adiabática, termodinâmica de soluções de eletrólitos e não eletrólitos, condutividade elétrica de soluções iônicas, células eletroquímicas, ciência nuclear, fotoquímica, espectroscopia, magneto química, química inorgânica e físico-química orgânica (BIGELEISEN, 1984, p. 108).

Foram 26 artigos publicados em relação ao isótopo do Hidrogênio num período de 3 anos, de 1933 a 1934, com questões variadas, desde sua simples divulgação (LEWIS, 1933), bem como a emissões de partículas alfa em materiais bombardeados por esse isótopo (LAWRENCE *et al.*, 1933), até medições de condução de eletricidade em soluções de ácido acético deuterados (LEWIS & SCHUTZ, 1934).

Outra contribuição importante de Lewis para a físico-química, foram os princípios revelados para a comunidade científica sobre os estados tripos (tripletos) das moléculas. Tais pesquisas foram publicadas nos seus dois últimos anos de vida e, segundo Kasha (1984), possuíam um objetivo claro: “ter um profundo efeito no desenvolvimento subsequente da espectroscopia molecular e da fotoquímica” (p. 204).

Michael Kasha (1920-2013) foi o único orientando de doutorado de Lewis que veio a trabalhar com ele, cumpriu suas horas de doutorado num período de 7h a 12h aos sábados e domingos, porque no mesmo ano que foi para Berkeley, em 1943, teve que se mudar para o distrito de Manhattan, pois foi convocado a servir no Projeto de Plutônio que exigia uma dedicação de 65h semanais sob pressão, devido à Segunda Guerra Mundial (HOCHSTRASSER & SALTIEL, 2003).

De um modo geral, a pesquisa de Lewis com Kasha levou a possibilidade que, algumas moléculas com elementos de baixos números atômicos, como O, N e C, se apresentam com elétrons em orbitais degenerados chamados de antiligantes, possuindo dois elétrons

²⁹ Herbert Mclean Evans foi professor de Medicina e Reitor da Faculdade de Medicina da Califórnia,

desemparelhados e não fecham o modelo cúbico de emparelhamento eletrônico, como no oxigênio e etileno e essa característica poderia ser apreciada com o surgimento de uma fosforescência ao serem exposta a um espectrômetro (KASHA, 1984).

Fez uma intensa revisão da teoria que envolve a dissociação iônica, estudando concentração das soluções, efeito na força eletromotriz dessas soluções, viscosidade, condutibilidade elétrica dos eletrólitos e determinação da energia livre para os compostos em soluções. Uma delas com título bem inusitado : “*The use and abuse of the ionic theory*”, publicado na *Sciense* em 1909, no qual critica alguns resultados trazidos anos antes por Svante August Arrhenius (1859-1927).

Fazendo um apanhado bibliográfico de todos os trabalhos publicados por Lewis, conseguimos estabelecer que, na eletroquímica, ele determinou a força eletromotriz para eletrodos de Oxigênio (O) em 1906, ferrocianetos $[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ em 1909, Tálcio (Th) em 1910, Sódio (Na) em 1910, Cloro (Cl) em 1911, Potássio (K) em 1912, Lítio (Li) em 1913, Rubídio (Rb) em 1915, Bromo (Br) em 1917 e Hidrogênio (H) em 1917.

Adentrou na mecânica quântica e na teoria da relatividade. Formulou o termo fótons em uma carta enviada ao editor da revista *Nature* e se referiu a um “novo átomo, ou entidade, dotado da capacidade de transportar energia radiante” (LEWIS, 1926, p. 874).

Acreditamos que essas foram as principais contribuições de Lewis à físico-química. Podemos perceber, com o discutido acima, que Gilbert Newton Lewis não impôs limites à sua originalidade contribuindo de forma universal com a química. Nas palavras de Hildebrand (1947):

O meio século que terminou com a morte de Gilbert Newton Lewis será sempre considerado como um dos mais brilhantes na história das descobertas científicas e seu nome, está entre o mais alto na lista daqueles que o tornaram ótimo. A teoria eletrônica da valência química, o avanço da termodinâmica química, a separação dos isótopos que possibilitaram a utilização do deutério na transmutação artificial dos elementos, o desvendar dos complexos fenômenos de adsorção, fluorescência e fosforescência nos compostos orgânicos, estão entre as conquistas que jamais serão associadas ao seu nome. Os métodos que ele escolheu eram sempre simples e objetivos. [...] Ele foi um desses raros cientistas como J. J. Thompson e Rutherford, que também são grandes professores e líderes de uma escola, de modo que sua influência é multiplicada pelos muitos que eles inspiraram (p. 500).

4.2 UMA PREOCUPAÇÃO PARA ALÉM DO LABORATÓRIO

Aos nove anos de idade, Lewis mudou-se para Lincoln, Nebraska, onde seus pais escolheram se recolher da cidade e morar na periferia. Foi nesse momento que seu interesse

pela natureza aumentou, encantando-se de uma maneira bem peculiar pelos pássaros (GONÇALVES-MAIA, 2016).

Conforme estamos observando, Lewis não mediu esforços no desenvolvimento das áreas gerais da química e demonstrava grande interesse pela química como um todo. Dois trabalhos exemplificam muito bem essa originalidade de Lewis e seu desvelo com sistemas naturais:

- i. The chemistry of the stars and the evolution of radioactive substances, 1922.
- ii. Natural radioactivity and the origin of species, 1928.

No primeiro, Gilbert foi um tanto poético ao se referir sobre os fenômenos químicos que ocorrem nas estrelas. O seu modo de escrever nos chama atenção pelo seu interesse no assunto, conforme exposto no fragmento abaixo:

Enquanto o laboratório oferece meios de investigar apenas um pequeno intervalo de condições sob as quais ocorrem as reações químicas, experimentos de enorme significado estão sendo realizados nos grandes laboratórios das estrelas (p. 309).

O trabalho de Lewis consistiu em verificar se as reações estelares fornecem indícios que justificam as transmutações dos elementos ou se fornecem indícios para justificar a formação dos elementos radioativos por meio de duas metodologias: espectroscopia, técnica que muito lhe interessava (KASHA, 1984) e por meio da análise de meteoritos disponíveis.

Nesse trabalho, Lewis também argumenta sobre a prática científica que justifica extrapolações a partir de fenômenos observados:

A verdadeira cautela científica não consiste em se recusar a aceitar um número simplesmente porque ele é grande, mas consiste em pesar todas as evidências disponíveis e determinar nossas crenças atuais apenas com base nessa evidência (p. 312).

Ao comparar a variação de temperatura, no centro da terra, com temperaturas de processos reacionais medidos em laboratórios, Lewis afirmou que em temperaturas muito altas “as substâncias complexas são transformadas em substâncias mais simples, as substâncias mais simples nos elementos, os elementos de formas poliatômicas para monoatômicas” (p. 315).

Porém, Lewis chegou à conclusão que tamanha energia não seria fundamental para a formação dos elementos radioativos e propôs que deveria ser uma forma de energia totalmente nova e desconhecida, presente no universo, a responsável pela gênese desses elementos.

No segundo trabalho intitulado: “*Natural radioactivity and the origin of species*”, publicado na “*Nature*”, em 1928, Lewis evidenciou que ao incidir uma radiação de alta energia em um tecido vivo da folha de Tabaco, os efeitos biológicos causados são diretamente proporcionais à frequência da radiação, ou seja, da ionização que eles causam.

Sendo assim, Lewis reforçou a influência do meio no processo de selecionar os tipos de indivíduos, propondo inclusive uma intervenção humana para regular os depósitos radiativos próximos às plantações de Tabaco, na Tailândia.

Portanto, a intervenção de Lewis, ao final da década de 20, já refletia uma preocupação com o meio ambiente. Desse modo, podemos destacar o interesse de Lewis à prevenção, em relação aos males causados pelos produtos radioativos e a síntese de compostos de menor toxicidade.

5 CONCLUSÃO

Conforme visto ao longo texto, destacamos a construção da pesquisa de Lewis em relação ao emparelhamento eletrônico, o contexto familiar e de pesquisa que culminaram na elucidação do átomo cúbico, passando por seus contemporâneos e destacamos a trajetória de Lewis em seus estudos e trabalhos, evidenciando os principais pesquisadores com os quais ele teve contato e suas principais constrinuições para a química.

Vimos a necessidade da construção do conhecimento produzido por aqueles cientistas contemporâneos de Lewis, ao longo do contexto do início do século XX e a importante evolução da estrutura atômica para o reconhecimento da função do elétron na formação das ligações químicas, visto que sua localização, na região externa do átomo, constitui a base para o emparelhamento eletrônico proposto por Lewis, justificando a ligação entre os átomos.

Verificamos, no nosso trabalho, que a viagem de Lewis à Europa para seus estudos de pós-graduação foram de extrema importância para sua formação como pesquisador em química, visto que apenas os físicos-químicos mais renomados do início do século XX conseguiam estudar com Nernst e Ostwald, na Alemanha, seguindo o fluxo de muitos outros americanos como o caso de Irving Langmuir.

O tempo de trabalho que o estudioso passou nas Filipinas foi também de extrema importância para a fomentação de muitas ideias inovadoras em físico-química, apesar das condições precárias de pesquisa encontradas naquele país.

O contexto familiar de formação de Lewis pode ter sido responsável pelo seu interesse em ciências, visto que, desde cedo, foi incentivado a seguir uma vida de estudos.

Outro fator importante que responde a nossa questão de pesquisa foi a importante contribuição de Lewis para a química, já que suas investigações foram diversas, passando por muitas áreas importantes, como a físico-química, a quântica e a temas relacionados ao meio ambiente. Debruçamo-nos, nomeadamente, na teoria do par compartilhado que justificou a formação dos compostos pelo emparelhamento de elétrons.

No Instituto de Química da Universidade da Califórnia, Lewis contribuiu com a harmonização do departamento, na medida em que os seminários - chamados de conferências semanais - por ele organizados, proporcionavam amplos debates e não diferenciavam a química em áreas. Essa atitude contribuiu para a divulgação do conhecimento produzido em Berkeley, visto que, na medida em que todos expunham suas ideias, os contextos de suas produções eram dialogados e os assuntos que não estavam ainda bem interpretados passavam

pela análise de todos, não apenas, daqueles que estavam diretamente envolvidos com o tema em questão.

Nosso estudo verificou que a construção de algumas relações conflituosas de Lewis com outros cientistas, ao longo de sua vida, pode ter sido responsável por sua produção e reconhecimento perante a comunidade científica. Ora como um fator motivador, a exemplo do tempo que passou nas Filipinas estudando o trabalho de Nernst e que, talvez, tenha sido responsável pelo seu aprofundamento em físico-química, contribuindo com a produção do seu livro texto junto com seu orientado Randall, ora como desestimulante, a exemplo da frustração originada pelas publicações de Irving Langmuir a respeito das ligações químicas, as quais, como analisamos por meio das cartas trocadas entre os dois cientistas, podem ter despertado em Lewis a ideia de plágio em relação a sua teoria.

Diante do exposto até aqui, não identificamos uma metodologia específica utilizada por Lewis para educar, visto que desde o início de sua vida profissional se dedicava à pesquisa, porém, não podemos deixar de lado o fato de ele ter sido reconhecido no mundo por seu trabalho na físico-química e por suas orientações nos estudos de pós-graduação, uma vez que três de seus orientandos receberam o prêmio Nobel por suas pesquisas.

Ao longo deste trabalho, verificamos que o estabelecimento de partículas atômicas direcionou os estudos que justificavam a formação dos compostos químicos, possibilitando a Lewis - considerando o modelo estático do átomo - propor o modelo do átomo cúbico e, como consequência, a teoria do par compartilhado, possibilitando uma analogia simples que respondesse a formação das ligações polares e apolares.

Conforme visto, o entendimento do par compartilhado só foi possível, porque, além de analisarmos o contexto da produção de Lewis, utilizamos, como fonte para o nosso estudo, trabalhos de pesquisadores diretamente ligadas a ele.

Por fim, pudemos perceber com nossos estudos que Lewis arquitetou seu caminho em polos de pesquisas favoráveis à construção dos conceitos que justificavam as ligações químicas, porque não lhe faltaram incentivos para o desenvolvimento de seus estudos e como diretor da Faculdade de Química em Berkeley, soube administrar muito bem os recursos.

Com nossos estudos, acreditamos compreender a construção do conceito que justificou a formação das ligações químicas, bem como entender os motivos que tangenciaram os estudos de Gilbert Newton Lewis para o par compartilhado. Suas propostas de fórmulas eletrônicas para as moléculas são utilizadas até hoje, evidenciando que, mesmo com o advento e manutenção da mecânica quântica, seus esforços continuam enriquecendo o entendimento

dessa ciência, preocupada em entender as transformações da natureza pela recombinação atômica.

Sugerimos, com o nosso trabalho, uma abordagem específica sobre possíveis contribuições de filósofos na antiguidade clássica em relação às ideias que deram origem às ligações químicas, que justificavam seu resgate no Renascimento, na tentativa de traçar um paralelo sobre as concepções originais dessa teoria.

Outro ponto interessante foi que as concepções do compartilhamento eletrônico culminaram com as considerações de Linus Pauling, no início da década de 30 do século XX, desse modo, seria bastante interessante o entendimento da mecânica quântica de Pauling para a teoria das ligações químicas, com o objetivo de justificarmos a proposta da organização estrutural dos ácidos nucleicos, desde as ideias precursoras de Gilbert Lewis.

REFERÊNCIAS

- ABEGG, R. Die Valenz und das periodische System. Versuch einer Theorie der Molekularverbindungen. **Zeitschrift für Anorganische Chemie**, Berlin, v. xxxix, p. 330-380, 1904.
- AGOSTINHO, S.M.L.; VILLAMIL, R.F.V.; NETO, A.A.; ARANHA, H. O Eletrólito Suporte E Suas Múltiplas Funções Em Processos De Eletrodo. **Quim. Nova**, v. 27, n. 5, p. 813-817, 2004.
- ALFONSO-GOLDFARB, A.M. **O que é a História da Ciência**. São Paulo. Editora Brasiliense [1994], 1995.
- ALFONSO-GOLDFARB, A.M. Centenário Simão Mathias: Documentos, Métodos e Identidade da História da Ciência. **International Journal for the History of Science**, São Paulo, n. 4, p. 05-09, 2008.
- ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química. Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente**. Editora Bookman, 3ª ed. Porto Alegre: Editora Bookman, 2006, Reimpressão 2007.
- BARDIN, L. **Análise de conteúdo**. São Paulo, Edições 70, 2016.
- BARDWELL, D.C. Hydrogen as a Halogen in Metallic Hydrides. **Journal of the American Chemical Society**, Washington, DC, v. 44, n. 11, p. 2499-2504, 1922.
- BELTRAN, M.H.R.; SAITO, F.; TRINDADE, L.S.P. **História da Ciência para Formação de Professores**. São Paulo, Editora Livraria da Física, 2014.
- BENSAUDE-VINCENT, B.; STENGERS, I. **História da Química**. Editora Instituto Piaget, Portugal, 1992.
- BERZELIUS, J.J. Essai Sur La Nomenclature Chimique. **Journal de Physique, Chimie et Histoire Naturelle**, Paris, v. 73, Outubro, p. 253-286, 1811.
- BEZERRA, A.S.; SILVA, R.R. Ligações Químicas: as primeiras teorias. **Educación Química**, México, v. 12, n. 03, p. 179-183, 2001.
- BIGELEISEN, J. Gilbert N. Lewis and the Beginnings of Isotope Chemistry. **Journal of Chemical Education**, Washington, DC, v. 61, n. 2, p. 108-116, 1984.
- BOHR, N.H.D. On The Constitution of Atoms and Molecules. **Philosophical Magazine and Journal of Science**, London, v. 26, n. 151, p. 1-25, 1913.
- BRANCH, G.E.K. Appendix: Gilbert Newton Lewis, 1875-1946. **Journal of Chemical Education**, Washington, DC, v. 61, n. 01, p. 18-21, 1984.
- BRAVO, M.Y.R.; VERGARA, E.G. Gilbert Newton Lewis. **Educación Química**, México, v. 15, n. 01, 2004.

BUTLEROV, A. Ueber die verschiedenen Erklärungsweisen einiger Fälle von Isomerie. **Zeitschrift für Chemie**, Berlim, v. 2, p. 500–534, 1863.

CALVIN, M. Gilbert Newton Lewis: His influence on physical-organic chemists at Berkeley. **Journal of Chemical Education**, Washington, DC, v. 61, n. 1, p. 14-18, 1984.

CAMEL, T.O.; KOEHLER, C.B.G.; FILGUEIRAS, C.A.L. A química orgânica na consolidação dos conceitos de átomo e molécula. **Química Nova**, São Paulo, v. 32, n. 2, p. 543-553, 2009.

CARVALHO, F.P. Marie Curie: pioneira na descoberta da radioatividade, dos primeiros radionuclídeos e suas aplicações em medicina. **Gazeta de Física**, Lisboa, v. 37, n. 01, p. 01-09, 2013.

CHAGAS, A.N. História da Termodinâmica Química (VI): Gilbert Newton Lewis e a Origem do Conceito de Atividade. **30ª Reunião Anual da Sociedade Brasileira de Química**, 2007.

CHAGAS, A.P.; DAVANZO, C.U. Gilbert Newton Lewis e a Revolução dos Pares eletrônicos. **Química Nova**, São Paulo, v. 16, n. 02, p. 152-154, 1993.

COFFEY, P. **Cathedrals of Science – the Personalities and Rivalries that made Modern Chemistry**. Oxford University Press, N. York, 2008.

CORDEIRO, M.D.; PEDUZZI, L.O.Q. Aspectos da natureza da ciência e do trabalho científico no período inicial de desenvolvimento da radioatividade. **Rev. Bras. Ensino Fís.**, São Paulo, v. 33, n. 3, p. 1-11, 2011.

COULSON, C.A. **Valence**. London, Oxford University Press, [1952], 1961. Acessado no dia 12 de janeiro de 2018: <https://archive.org/details/Valence>.

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

DUMAS, M. **Leçons sur la Philosophie Chimique**. Paris, Gauthier-Villars, [1836], 1878.

DUNITZ, J.D. **Linus Carl Pauling 1901—1994**. Copyright National Academies of Science, Press Washington DC, 1997.

CROPPER, W. B. Walther Nernst and the last law. **Journal of Chemical Education**, Washington, DC, v.64, n. 1, p. 3-8, 1987.

FERREIRA, R. Linus Pauling: Por Que Vitamina C? **Química Nova**, São Paulo, v. 27, n. 2, p. 356-357, 2004.

FILGUEIRAS, C.A.L. Gilbert Lewis e o Centenário da Teoria de Ligação Por Par de Elétrons. **Química Nova**, São Paulo, v. 39, n. 10, p. 1262 - 1268, 2016.

FONSECA, C. Deus Está do Nosso Lado: Excepcionalismo e Religião nos EUA. **Contexto Internacional**, Rio de Janeiro, v. 29, n. 1, p. 149-185, 2007.

FRANKLAND, E. Contributions to the notation of organic and inorganic compounds. **Journal of the Chemical Society**, Washington, DC, v. 19, p. 372-395, 1866.

FREETH, F. A. Frederick George Donnan, 1870-1956. **Biographical Memoirs of Fellows of the Royal Society**, London, v. 03, p. 23-39, 1957.

GROSS, D.; HENNEAUX, M.; SEVRIN, A. **The Teory of the Quantum World: Proceedings of the 25th Solvay Conference on Physics**. World Scientific Publishing Co. Pte. Ltd, London, 2013.

GIAUQUE, W.F. **Biographycal Memoirs**. The American Philosophical Society, George H. Buchanam Co., Philadelphia, p. 317-322, 1947.

GILLESPIE, R.J.; ROBINSON, E.A. Gilbert N. Lewis and the Chemical Bond: The Electron Pair and the Octet Rule from 1916 to the Present Day. **J. Comput. Chem.** United States, v. 28, p. 87-97, 2007.

GONÇALVES-MAIA, R. **Lewis**. Editora Livraria da Física, São Paulo, p 1-85, 2016.

GONÇALVES-MAIA, Gilbert Newton Lewis – O Átomo e a Molécula. **Boletim da Sociedade Portuguesa de Química**, Lisboa, s. II, v. 40, n. 143, p. 23-26, junho de 2016.

GREENBERG, A. **Uma Breve História da Química: Da Alquimia as Ciências Moleculares Modernas**. Editora Blucher, São Paulo, [2009] 2017.

GUGLIOTTI, M. Irving langmuir: o milagre da ciência. **Quím. Nova**, São Paulo , v. 24, n. 4, p. 568-572, 2001.

HARRIS, H.H. A Biography of Distinguished Scientist Gilbert Newton Lewis. **Journal Chemical Education**, Washington, DC, v. 76, n. 11, 1999.

HEITLER, W.; LONDON, F.Z. Wechselwirkung neutraler Atome und homöopolare Bindung nach der Quantenmechanik. **Zeitschrift für Physik**, Berlin, v. 44, p. 455-472, 1927.

HILDEBRAND, J.H. Gilbert Newton Lewis. 1875-1946. **Obituary Notices of Fellows of the Royal Society**, Londres, v. 5, n. 15, p. 491-506, 1947.

HOCHSTRASSER, R.; SALTIEL, J. Research Career of Michael Kasha. **The Journal of Physical Chemistry**, Washington, DC, v. 107, n. 18, p. 3161-3162, 2003.

HON, G.; GOLDSTEIN, B.R. J. J. Thomson's plum-pudding atomic model: The making of a scientific myth. **Annalen der Physik**, Berlin, v. 525, n. 8, p. 129-133, 2013.

HUDSON, J. **The History of Chemistry**. The Macmillan Press LTD, Hong Kong, [1992], 1994.

JENSEN, W.B. Abegg, Lewis, Langmuir, and the Octet Rule. **Journal Chemical Education**, Washington, DC, v. 61, n. 2, 1984.

JENSEN, W.B. **Gilbert Newton Lewis: 1875-1946**. Britannica on Line, Encyclopedia Britannica: Chicago, 2000. Acessado no dia 07 de setembro de 2018: <http://www.che.uc.edu/>.

JENSEN, W.B. The Mystery of G. N. Lewis's Missing Nobel Prize. The Posthumous Nobel Prize in Chemistry. **Correcting the Errors and Oversights of the Nobel Prize Committee**. v. 01, p. 107-120, 2017.

KASHA, M., The Triplet State: an Example of G. N. Lewis' Research Style. **Journal Chemical Education**, Washington, DC, v. 61, n. 2, 1984.

KOHLER, R.E.Jr. The Origin of G. N. Lewis's Theory of the Shared Pair Bond. **Historical Studies in the Physical Sciences**, California, v. 3, p. 343-376, 1971.

KOHLER, R.E.Jr. Irving Langmuir and the "Octet" Theory of Valence. **Historical Studies in the Physical Sciences**, California, v. 4, p. 39-87, 1974.

KOHLER, R.E.Jr. "G. N. Lewis's Views on Bond Theory 1900- 16". **The British Journal for the History of Science**, Cambridge, v. 8, n. 3, p. 233-239, 1975. Acessado no dia 14 de agosto de 2017: <http://www.jstor.org/stable/4025558>.

KOJEVNIKOV, A. **Fritz Wolfgang London**, Encyclopædia Britannica, inc. Acessado no dia 26 de março de 2019: <https://www.britannica.com/biography/Fritz-Wolfgang-London>.

LAIDLER, K.J. "*Lessons from the History of Chemistry*". **Accounts of Chemical Research**, Utah, v. 28, n. 4, p. 187-192, 1995.

LANGMUIR, I. [**Correspondência**], G. E. Global Research [para] Lewis, G.N. Berkeley, Califórnia, 22 de abril de 1919, 3f.

LANGMUIR, I. [**Correspondência**], G. E. Global Research [para] Lewis, G.N. Berkeley, Califórnia, 28 de junho de 1919, 2f.

LANGMUIR, I. "*The Constitution and Fundamental Properties of Solids and Liquids. 11. Liquids.*" **Journal of the American Chemical Society**, Washington, DC, v. 39, n. 9, 1917.

LANGMUIR, I. "*The arrangement of electrons in atoms and molecules*". **Journal of the Franklin Institute**, Vol. 187, No. 3, p. 359-362. **Journal of the American Chemical Society**, Washington, DC, p. 869-934, 1919a.

LANGMUIR, I. Isomorphism, Isosterism and Covalence. **Journal of the American Chemical Society**, Washington, DC, v. 41, n. 10, p. 1543-1559, 1919b.

LANGMUIR, I. The Octet Theory Of Valence And Its Applications With Special Reference To Organic Nitrogen Compounds. **Journal of the American Chemical Society**, Washington, DC, v. 42, n. 2, p. 274-292, 1920.

LANGMUIR, I. The Structure of Atoms and the Octet Theory of Valence. **Proceedings of the National Academy of Sciences of the United States of America**, United States, v. 5, n. 7, p. 252-259, 1919.

LAWRENCE, E.O.; LIVINGSTON, M.S.; LEWIS, G.N. The Emission of Protons from Various Targets Bombarded by Deutons of High Speed. **Physical Review**, College Park, v. 44, n. 01, p. 56, 1933.

LEMES, M.R.; JÚNIOR, A.D.P. A Tabela Periódica Dos Elementos Químicos Prevista Por Redes Neurais Artificiais De Kohonen. **Quim. Nova**, São Paulo, v. 31, n. 5, p. 1141-1144, 2008.

LEWIS, G.N. [**Correspondência**] Berkeley, Califórnia [para] Langmuir, I. G. E. Global Research, Nova Iorque, 15 de junho de 1919, 2f.

LEWIS, G.N. [**Correspondência**] Berkeley, Califórnia [para] Langmuir, I. G. E. Global Research, Nova Iorque, 09 de julho de 1919, 1f.

LEWIS, G.N. [**Correspondência**] Berkeley, California [para] A. B. Lamb, Editor da J. A. C. S., 13 de janeiro de 1920, 2f.

LEWIS, G.N. The Law of Physico-Chemical Change. **American Academy of Arts and Sciences**, Cambridge, v. 37, n. 3, p. 49-69, 1901.

LEWIS, G.N. Outlines of a New System of Thermodynamic Chemistry. **American Academy of Arts & Sciences**, Cambridge, v. 43, n. 7, p. 259-293, 1907.

LEWIS, G.N. The use and abuse of the ionic theory. **Z. Phys. Chem.** Berlin, v. 70, p. 212; **Science**, Washington, DC, v. 30, p. 01-06, 1909.

LEWIS, G.N. Valence and Tautomerism. **Journal of the American Chemical Society**, Washington, DC, v. 35, n. 10, p. 1448-1455, 1913.

LEWIS, G.N. The Atom and the Molecule. **Journal of the American Chemical Society**, Washington, DC, v. 38, p. 762-786, 1916.

LEWIS, G.N. The Chemistry of the Stars and the Evolution of Radioactive Substances. **Astron. Soc. Pacific**. Chicago, v. 34, n. 202, p. 309-319, 1922.

LEWIS, G.N. Introductory address: valence and the electron. **Journal Transactions of the Faraday Society**. Londres, v. 19, p. 452-458, 1923.

LEWIS, G.N. **Valence and the Structure of Atoms and Molecules**. American Chemical Monograph Series. New York, p. 172, 1923.

LEWIS, G.N. The Conservation of Photons. **Nature**, Reino Unido, v. 118, n. 2981, p. 874-875, 1926.

LEWIS, G.N.; OLSON, A.R. Natural radioactivity and the origin of species. **Nature**, Reino Unido, v. 128, n. 3052, p. 673-674, 1928.

LEWIS, G.N. [**Correspondência**] Berkeley, Califórnia [para] PAULING, L.C. Pasadena, Califórnia, 07 de Março de 1928, 2f. Sobre pesquisas recentes de mecânica quântica e

química estrutural. Acessado no dia 24 de setembro de 2018: <http://scarc.library.oregonstate.edu/coll/pauling/bond/corr/corr216.1-lewis-lp-19280501.html>.

LEWIS, G.N. [**Correspondência**] Berkeley, Califórnia [para] PAULING, L.C. Pasadena, Califórnia, 29 de Maio de 1929, 1f. Sobre sua satisfação com a aprovação da visita anual de Pauling a Berkeley. Acessado no dia 25 de setembro de 2018: <http://scarc.library.oregonstate.edu/coll/pauling/bond/corr/safe3.018.121-lewis-lp-19290529.html>.

LEWIS, G.N. [**Correspondência**] Berkeley, Califórnia [para] PAULING, L.C. Pasadena, Califórnia, 8 de Março de 1930, 1f. Sobre sua satisfação com a próxima visita anual de Pauling a Berkeley. Acessado no dia 25 de setembro de 2018: <http://scarc.library.oregonstate.edu/coll/pauling/bond/corr/safe3.018.122-lewis-lp-19300308.html>.

LEWIS, G.N. [**Correspondência**] Berkeley, Califórnia [para] PAULING, L.C. Pasadena, Califórnia, 18 de Julho de 1935, 2f. Convite a Pauling para ir a Berkeley fazer uma série de palestras. Acessado no dia 25 de setembro de 2018: <http://scarc.library.oregonstate.edu/coll/pauling/bond/corr/safe3.018.125-lewis-lp-19350718-01-large.html>.

LEWIS, G.N. The Isotope of Hydrogen. **Journal of the American Chemical Society**, Washington, DC, v. 55, n. 03, p. 1297-1298, 1933.

LEWIS, G.N.; SCHUTZ, P.W. The Ionization of Some Weak Electrolytes in Heavy Water. **Journal of the American Chemical Society**, Washington, DC, v. 56, n. 09, p. 1913-1915, 1934.

LEWIS, R.N. A Pioneer Spirit from a Pioneer Family. **Journal of Chemical Education**, Washington, DC, v. 61, n. 1, 1984.

LODGE, O. On electrons. **Journal of the Institution of Electrical Engineers**, v. 159, n. 32, p. 45-116, 1903.

LOPES, C.V.M. Modelos atômicos no início do século XX: da física clássica a introdução a física quântica. **Tese de Doutorado**. PUC-SP. São Paulo. 2009.

MARTINS, L.A.C.P. History of Science: purposes, methods and problems. **Ciência & Educação**, Bauru, v. 11, n. 2, p. 305-317, 2005.

MARTINS, R.A. As primeiras investigações de Marie Curie sobre elementos radioativos. **Revista da Sociedade Brasileira de História da Ciência**, São Paulo, n. 01, p. 29-41, 2003.

MARTINS, R.A. "*Ciência Versus Historiografia: Os Diferentes Níveis Discursivos Na Obras Sobre História Da Ciência*". Em A.M.A. Goldfarb & M.H.R. Beltran (orgs.). **Escrevendo a história da ciência: tendências, propostas e discussões historiográficas**. 1ª. Edição. p.115-147. São Paulo: EDUC/Livraria da Física/Fapesp, 2004.

NAGAOKA, H. Kinetics of a system of particles illustrating the line and the band spectrum and the phenomena of radioactivity. **Philosophical Magazine and Journal of Science**, London, v. 6, n. 07, p. 445- 455, 1904.

NETO, W.N.A. A Noção Clássica de Valência e o Limiar da Representação Estrutural. **Cadernos temáticos de Química Nova na Escola**. São Paulo. n. 07, p. 13-24, Dezembro de 2007.

NOYES, W. A.; LYON, A. C. The reaction between chlorine and ammonia.1. **Journal of the American Chemical Society**, Washington, DC, v. 07, n. 23, pp. 460–463, 1901.

OLIVEIRA, H.R. **Argumentação no Ensino de Ciências: O Uso de Analogias como Recurso para a Construção do Conhecimento**. Dissertação (Mestre em Educação) – Faculdade de Educação, Universidade Federal de Juiz de Fora, Juiz de Fora, 2012.

PAULING, L.C. [**Correspondência**] 07 de Março de 1928, Pasadena, Califórnia [para] LEWIS, G.N. Berkeley, Califórnia, 1f. Sobre recentes e futuros trabalhos, bem como de suas principais ideias. Acessado no dia 24 de setembro de 2018: <http://scarc.library.oregonstate.edu/coll/pauling/bond/corr/corr216.1-lp-lewis-19280307-01-large.html>.

PAULING, L.C. [**Correspondência**] 18 de Maio de 1929, Pasadena, Califórnia [para] LEWIS, G.N. Berkeley, Califórnia, 1f. Sobre a permissão de ir a Berkeley a partir da primavera daquele ano. Acessado no dia 25 de setembro de 2018: <http://scarc.library.oregonstate.edu/coll/pauling/bond/corr/safe2.003.21-lp-lewis-19290518.html>.

PAULING, L.C. [**Correspondência**] 29 de Agosto de 1939, Pasadena, Califórnia [para] LEWIS, G.N. Berkeley, Califórnia, 1f. Sobre a teoria dos corantes coloridos e possível viagem a Berkeley. Acessado no dia 25 de setembro de 2018: <http://scarc.library.oregonstate.edu/coll/pauling/bond/corr/corr216.1-lp-lewis-19390829.html>.

PAULING, L.C. [**Correspondência**] 12 de Abril de 1946, Pasadena, Califórnia [para] SEIFRIZ, W. Pennsylvania, Philadelphia, 1f. Sobre a natureza da ligação *Heitler-London*. Acessado no dia 25 de setembro de 2018: <http://scarc.library.oregonstate.edu/coll/pauling/bond/corr/corr361.5-lp-seifriz-19460412.html>.

PAULING, L.C. The Nature of the Chemical Bond. Application of Results Obtained From the Quantum Mechanics and From a Theory of Paramagnetic Susceptibility to the Structure of Molecules. **Journal Am. Chem. Soc.**, Washington, DC, v. 53, n. 4, p. 1367–1400, 1931.

PAULING, L.C. “G. N. Lewis and the Chemical Bond. **Journal of Chemical Education**, Washington, DC, v. 61, n. 3, 1984.

PITZER, K.S. Gilbert N. Lewis and Thermodynamics of Strong electrolytes. **Journal of The Chemical Education**, Washington, DC, v. 61, n. 02, p. 104-109, 1984.

RICHARDS, T.W.; LEWIS, G.N. Some Electrochemical and Thermochemical Relations of Zinc and Cadmium Amalgams. **American Academy of Arts and Sciences**, Cambridge, v. 34, n. 4, p. 87-99, 1898. Acessado no dia 17 de dezembro de 2017: <http://www.jstor.org/stable/20020864>.

RUTHERFORD, E. The scattering of α and β particles by matter and the structure of the atom. **Philosophical Magazine and Journal of Science**, London, v. 125, n. 21, p. 669–688, 1911.

RYDBERG, J.R. The ordinals of the elements and the high-frequency spectra. **Philosophical Magazine and Journal of Science**, London, v. 28, n. 163, p. 144–149, 1914.

ROSA, C.A.P. História da ciência: o pensamento científico e a ciência no século XIX. **FUNAG**, Brasília, 2ª edição, Vol. 02, 2012.

SAMPAIO, M.C.L.C. **Não Diga Que Não Somos Brancos: Os Projetos de Colonização Para Afro-Americanos do Governo Lincoln na Perspectiva do Caribe, América Latina e Brasil dos 1860**. Tese (Doutorado em História) – Faculdade de filosofia, Letras e Ciências Humanas, Universidade de São Paulo. São Paulo, p. 68-83, 2013.

SEABORG, G.T. The Research Style of Gilbert N. Lewis: Acids and Bases. **Journal of Chemical Education**, Washington, DC, v. 61, n. 2, 1984.

SHAIK, S. The Lewis Legacy: The Chemical Bond—A Territory and Heartland of Chemistry. **Journal of Computational Chemistry**. Wiley, v. 28, n. 1, p. 51-61, 2007.

SCHUMMER, J. **Wilhelm Ostwald**. Encyclopædia Britannica, Inc. 2018. Acessado no dia 05 de janeiro de 2019: <https://www.britannica.com/biography/Wilhelm-Ostwald>.

STONE, G.J. On the Physical Units of Nature. **Philosophical Magazine and Journal of Science**. London, v. 05, n. 11, 1881.

STRANGES, A.N. Reflections on the Electron Theory of the Chemical Bond: 1900-1925. **Journal of Chemical Education**, Washington, DC, v. 61, n. 3, 1984.

SUITS, C.G.; MARTIN, M.J. **Irving Langmuir 1881-1957**. National Academy of Sciences, Washington, DC, 1974.

THOMSON, J.J. Cathods Rays. **Philosophical Magazine and Journal of Science**. London, s.5, v. 44, n. 269, p. 293-316, 1897.

THOMSON, J.J. On the masses of the ions in gases at low pressures. **Philosophical Magazine and Journal of Science**. London, s. 5, v. 48, n. 295, p. 547-567, 1899.

THOMSON, J.J. On the structure of atom: an investigation of the stability and periods of oscillation of a number of corpuscles arranged at equal intervals around the circumference of a circle; with application of the results to the theory of atomic structure. **Philosophical Magazine and Journal of Science**. London, s. 6, v.7, n. 39, p. 237-265, março 1904.

THOMSON, J. J. The corpuscular theory of matter. **Archibald Constable & Co**. London, p. 172, 1907.

THOMSON, J.J. The forces between atoms and chemical affinity. **Philosophical Magazine and Journal of Science**. London, v. 161, n. 27, p. 757-789, 1914.

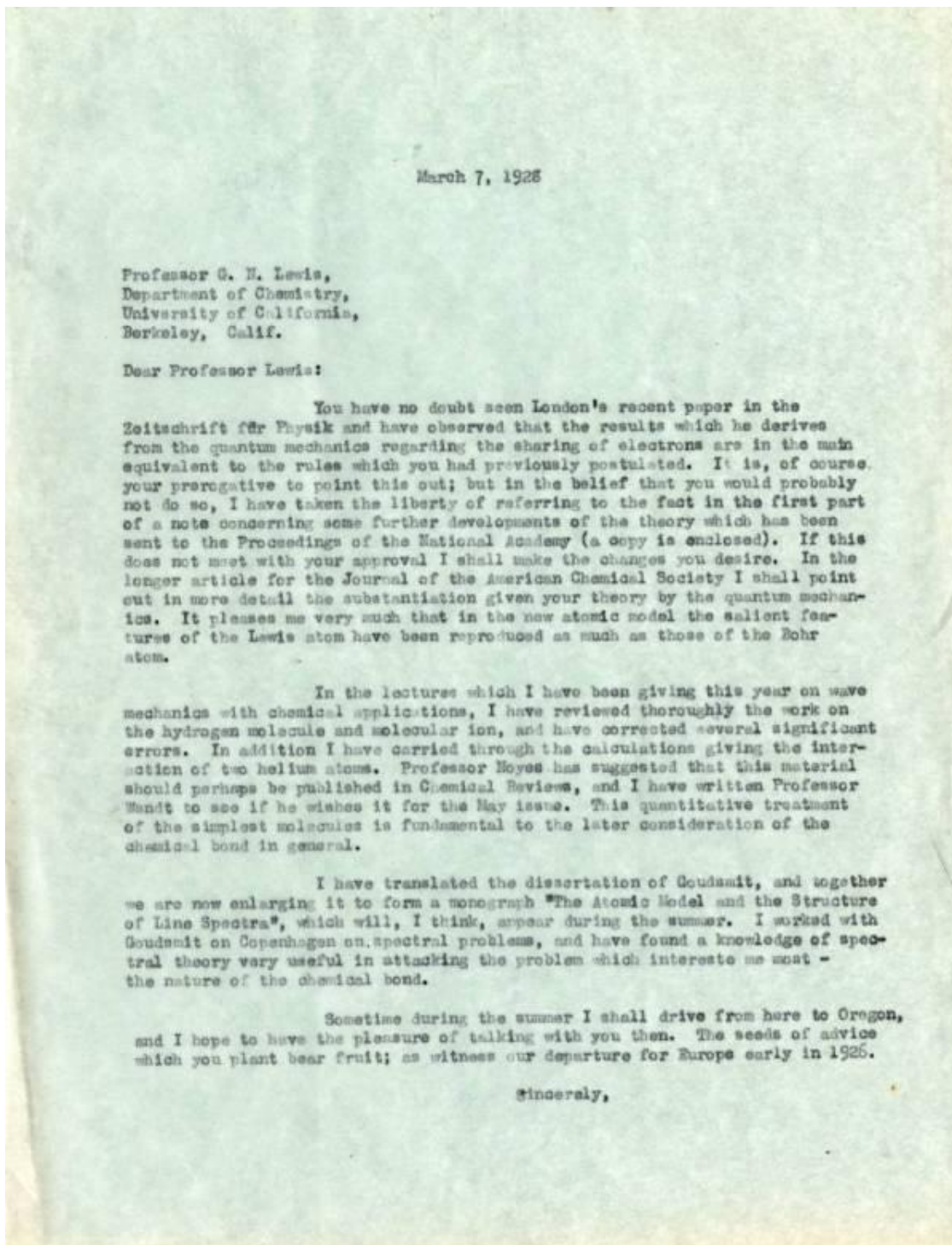
THOMSON, J.J. RUTHERFORD, E. On the passage of electricity through gases exposed to Röntgen rays. **Philosophical Magazine and Journal of Science**. London, v. 258, n. 42, p. 392-407, 1896.

TIKKANEN, A. **Sir Oliver Joseph Lodge**. Encyclopaedia Britannica, Inc. 2019. Acessado no dia 18 de abril: <https://www.britannica.com/biography/Oliver-Joseph-Lodge>.

WEBER. W. Elektrodynamische Maassbestimmungen insbesondere über elektrische Schwingungen. **Mathematisch-physische Klasse**, Abhandlungen der Königl. Sächs. Gesellschaft der Wissenschaften, v. 6, p. 571-716, 1864. Reprinted in Wilhelm Weber's Werke, Vol. 4, H. Weber (Ed.), Berlin: Springer, p. 105-241, 1894.

Apêndice

Cartas trocadas entre Linus Pauling e Gilbert Lewis, conforme discutido ao longo da dissertação apresentada:



GILBERT N. LEWIS

UNIVERSITY OF CALIFORNIA
BERKELEY, CALIFORNIA
DEPARTMENT OF CHEMISTRY

May 1, 1928.

Professor Linus Pauling,
California Institute of Technology,
Pasadena, California.

My dear Pauling:

I am getting to be an abominable correspondent, but I hope this will not discourage you from writing to me from time to time, as you have done, and telling me of the things you are doing. When I received your recent letter I meant to reply in some detail regarding the paper which you were good enough to enclose and which I have just seen in the Proceedings. I have been wanting to think about these things myself, but just at present I have been entirely submerged in problems of quantum statistics with Dr. Mayer. Whether we shall get anywhere is a problem.

I was, however, very much interested in your paper as I had been in London's, and there is much in both papers with which I can agree. The success of Pauli's principle in the interpretation of complex spectra seemed to leave the physicists no excuse for not accepting in its entirety the theory of paired electrons, coupled, whether or not they constitute a bond, *by* the mutual neutralization of their magnetic moments; and it will be interesting to see whether it is going to be possible to obtain any facts from the Pauli principle or from the new mechanics regarding chemical compounds which are not known to or not yet interpreted by chemists. Of course the fundamental problem after the pairing of electrons is accepted is this: why can we have only one pair in the K shell and only four pairs in the L shell, etc.?

*not by
but with,
perhaps*

I am sorry that in one regard my idea of valence has never been fully accepted. It was an essential part of my original theory that the two electrons in a bond completely lose their identity and can not be traced back to the particular atom or atoms from which they have come; furthermore that this pair of electrons is the only thing which we are justified in calling a bond. Failure to recognize this principle is responsible for much of the confusion now prevailing in England on this subject, where they still talk of polar bonds and semi-polar bonds, and so on. I think in London's paper and in yours a little too much emphasis is placed upon the origin of the paired electrons.

I am sure that you and London are wrong in thinking that hydrogen does not have two bonds, but this is because

-2-

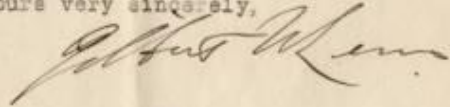
L-level,
not effective,
as effective
nuclear charge
will be
nearly zero
if H has
a K electron
already
shared

neither of you has considered the possibility that in a highly polar molecule the bond attaching hydrogen may not be in the K level of the hydrogen but in the L level. This question is discussed briefly in my book on "Valence."

I am going abroad for a short time this summer, but shall not leave Berkeley until the middle of June. I hope you will be coming through Berkeley before then and that I will have a chance to talk with you.

With kindest regards, I am,

Yours very sincerely,



May 15, 1919

Dear Professor Lewis:

In deciding to stay at the Institute the prospect of coming occasionally to Berkeley probably had some effect, as had perhaps also your own opinion regarding the matter. At any rate, I have regained my peace of mind.

I have permission from the ~~Board~~ Executive Council to come to Berkeley for a month (or longer on alternate years) every year. I should imagine that April might be a good month, what would you say to that, at any rate for next year? But I am willing to come at almost any other time. Still, the spring would suit me best.

If you are in Berkeley for the AAAS meeting next month I ~~it~~ would like to see you then.

Sincerely,

Linus Pauling

GILBERT N. LEWIS

UNIVERSITY OF CALIFORNIA
BERKELEY, CALIFORNIA
DEPARTMENT OF CHEMISTRY

May 29, 1929.

Professor Linus Pauling,
Gates Chemical Laboratory,
California Institute of Technology,
Pasadena, California.

My dear Pauling:

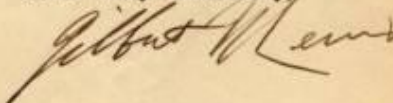
We were all interested in your decision and all pleased to think that you are not going to be far away. It is a delight too, to know that you can be with us and almost any time that suits you will suit us. April is perfectly satisfactory, except that it would be better to begin the last week in March since our examinations begin about a week before the end of April. You will receive a formal invitation before long.

I hope to be here at the meeting of the Association but I cannot be absolutely sure as yet. If I can be here I shall, and I shall look forward to seeing you.

I am sorry I forgot to return to you the paper by Heisenberg. I am sending it to you now.

With kindest regards to Mrs. Pauling and yourself,
I am,

Yours very sincerely,



GILBERT N. LEWIS

UNIVERSITY OF CALIFORNIA
BERKELEY, CALIFORNIA
DEPARTMENT OF CHEMISTRY

March 8, 1930

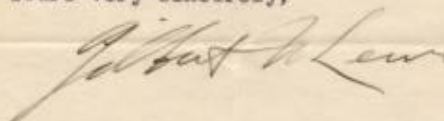
Professor Linus Pauling,
Gates Chemical Laboratory,
California Institute of Technology,
Pasadena, California.

My dear Pauling:

We are delighted that you are going to be here so soon and shall advertise your lectures on Monday, Wednesday and Friday at eleven, beginning the 17th.

With kindest regards to Mrs. Pauling and yourself, I am,

Yours very sincerely,



GILBERT N. LEWIS

UNIVERSITY OF CALIFORNIA
DEPARTMENT OF CHEMISTRY
BERKELEY

July 18, 1935

Professor Linus Pauling
Department of Chemistry
California Institute of Technology
Pasadena, California

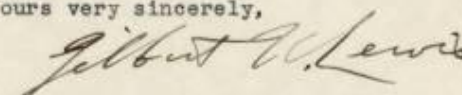
My dear Pauling:

We are delighted with the idea of your visiting us and lecturing on your new ideas. Our work of instruction begins on August 26 and we are going to have more difficulty than usual in organizing our courses because our laboratories are too small to hold the number of prospective students and we must resort to some fair method of elimination. If, therefore, you were going to stay over for a part or the whole of the next week, it might be better to give the five lectures in the second week, or divide them between the two weeks, but if you are only going to be here the week of August 26, we shall let other things drop and come in to hear you.

It has been a matter of great regret to all of us that the University became too poor to support our visiting lecturers, and departmental funds are still as inadequate as ever, but we have a small gift of which the University, as such, is unaware, and from this we should like to make you a payment of \$100 so that we could feel that we were at least paying your traveling and living expenses while you are here.

With kindest regards to Mrs. Pauling and yourself, and pleasant anticipation of your visit, I am

Yours very sincerely,



Dear Prof. Lewis:

I am very glad that you are willing for me to give some lectures in Berkeley. In suggesting this, I had not intended to receive payment; and if the lectures are given the week of August 26th I shall not accept the payment of \$100 which you mention. If, however, it seems worthwhile to you to reschedule some or all of the lectures for the following week, I shall extend my visit over this period and accept the ^{over}

UNIVERSITY OF CALIFORNIA
DEPARTMENT OF CHEMISTRY
BERKELEY

RECEIVED

July 18, 1935

Professor Linus Pauling
Department of Chemistry
California Institute of Technology
Pasadena, California

My dear Pauling:

We are delighted with the idea of your visiting us and lecturing on your new ideas. Our work of lecture- tion begins in August 28 and we are going to have some difficulty then usual in organizing our courses because our laboratories are too small to hold the number of profes- sive students and we must resort to some left method of elimination. If, therefore, you were going to stay over for a part of the week of the week of August 28, it would be better to give the five lectures in the second week, or divide them between the two weeks, but if you are only going to be here the week of August 28, we shall let other things drop and come in to hear you.

It has been a matter of great regret to all of us that the University cannot do more to support our visiting lecturers and departmental funds are still as inadequate as ever, but we have a small gift of which the University, as such, is unaware, and from this we should like to make you a payment of \$100 so that we could feel that we were at least paying your traveling and living expenses while you are here.

My wife and I are happy at the prospect of seeing you again. ^{Berkeley}
Sincerely yours,
L. K.

[Handwritten signature]

[Faint, mostly illegible handwritten text at the bottom of the page]

August 29, 1933

Professor Gilbert N. Lewis
Department of Chemistry
University of California
Berkeley, California

Dear Professor Lewis:

I am very happy to know that you are pleased with my book, and feel that it is good enough to be worthy of its dedication to you. You know, of course, that I had you in mind continually while it was being written, and I have been hoping that my treatment would prove to be acceptable to you.

I shall look forward to seeing the paper on color which you and Calvin are to have in the October number of Chemical Reviews. I have been working on the theory of the color of dyes for some months, and spoke about my preliminary results in Chicago. I mentioned very briefly in my chapter in Gilman's ORGANIC CHEMISTRY a fundamental idea regarding the color of dyes, and some months ago I thought of a way of making approximate quantum mechanical calculations--the difficulty is, of course, to find an approximate treatment which is reasonably simple and still good enough to be significant.

I do not know yet when I shall be able to come to Berkeley for the stay which I have promised to make, but I think that my wife and I will come for two or three days during the week of September 11 or possibly a few days before then.

With best regards, I am

Sincerely yours,

Linus Pauling

LP/jr

AIR MAIL

April 12, 1946

Dr. William Seifris
Botanical Laboratory
University of Pennsylvania
38th Street and Woodland Avenue
Philadelphia 4, Pennsylvania

Dear Seifris:

It is a pleasure to hear from you once in a while, and perhaps some time I shall be able to write an article for the planned JOURNAL OF PROTOPLASM.

I am very much interested in the structure of protoplasm, and I wish that I knew more about the facts which have been gathered that are pertinent.

It is very easy to answer your question, about the Heitler-London bond. This bond is indeed very important in biology, and also in chemistry--it is, in fact, nothing more than the shared-electron-pair bond of Gilbert Newton Lewis, which is itself, of course, the structural feature which is usually represented by the dash of the organic chemist. I have not read Schroedinger's little book, but I am not surprised that he is somewhat confused by these points, because he has never paid very much attention to chemistry.

By the way, I do not think that you should speak of the "Pauling hydrogen bond". The hydrogen bond has a considerable history during the decade or so before 1928, when I became especially interested in it.

Sincerely yours,

LP:per

Linus Pauling