

Introduzindo Ligaçāo Química através da História da Ciēncia

Josiane Mágio dos Santos

Sumário

Apresentação.....	02
Introdução.....	04
Construindo o conceito de ligação química.....	07
Século XX - conquistas científicas.....	16
O ensino de ligação química sob a óptica da história.....	27
Sugestões de leitura.....	31
Referências.....	33

Apresentação

Aqui quem vos fala é uma professora da rede básica do estado de São Paulo. Já enfrentávamos muitas dificuldades no ensino de química, com a pandemia da Covid-19 acentuou-se, ainda mais, as barreiras de aprendizagem.

Este material surgiu da minha dissertação de mestrado pelo programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional - PROFQUI. A pesquisa foi idealizada a partir de minhas angústias e aspirações em relação ao ensino e aos materiais disponíveis sobre o tema ligações químicas.

Portanto, o objetivo é levar aos professores do ensino médio um mate-

rial de apoio com perspectivas históricas que contextualizem a ligação química, na tentativa de reduzir as características abstratas, inerentes do tema.

Além do mais, precisamos nos preocupar com a alfabetização científica dos alunos, uma formação que requer aprofundamento em conhecimentos científicos que permitam o desenvolvimento crítico, que valha de alicerce para os questionamentos do cotidiano.

Introdução

Se pretendemos formar cidadãos que tenham condições de utilizar os conhecimentos adquiridos na escola, para resolver problemas do dia a dia, a História da Ciência não pode ser tratada como um conteúdo suplementar. Para a implementação da Base Nacional Comum Curricular, é importante que os professores tenham condições de desmistificar visões deformadas da ciência e tecnologia, como: descontextualizada, simplista, reducionista, individualista, elitista, ateórica, rígida, algorítmica, infalível, aproblemática, a-histórica e acumulativa de crescimento linear.

Muitos destes conceitos sobre a ciência está enraizado nos próprios docentes, pois a formação inicial e continuada não tem se voltado para preencher este hiato entre a química e a história da ciência. E quando os professores são inseridos no mercado de trabalho, se deparam com mais obstáculos que dificultam a implementação da História da Ciência no currículo da disciplina de química.

Além das mudanças nos documentos oficiais da educação e nos currículos escolares, o professor precisa ter consciência do seu papel formador, para assim fazer valer a função transformadora da educação.

Serão apresentadas contribuições histórico-científicas sobre a construção do conceito de ligação química, podendo ser utilizadas como recursos para as aulas de química, conduzindo a momentos de reflexão da construção científica do conhecimento.

Construindo o conceito de ligação química



Você sabia?

Antes mesmo do surgimento da ideia de ligação química, se pensava que as substâncias reagiam por afinidade.

Como assim?

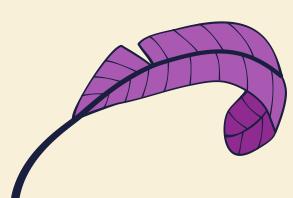
As mais antigas explicações sobre interações entre as substâncias, podem ser encontradas com os filósofos gregos Empédocles e Hipócrates (séc. V a.C.), que atribuíam sentimentos como amor e ódio aos elementos, acreditando que a atração ou repulsão das substâncias estavam relacionadas a estes sentimentos.

Estas ideias sobre afinidade influenciaram o pensamento de cientistas até o século XVII, passando pelo período alquímico com uma atenção voltada às transformações e formação de substâncias, revelando alguns registros de que as substâncias não se combinavam porque tinham sentimentos, mas por suas semelhanças.

O que aconteceu?

Neste período, a química não tinha reconhecimento acadêmico na Europa. A representatividade científica era Isaac Newton, que compartilhava a ideia de que a matéria era constituída por partículas com forças de atração e repulsão, mantendo-as unidas ou não. Vários cientistas se apropriaram das convicções newtonianas, porque apresentavam

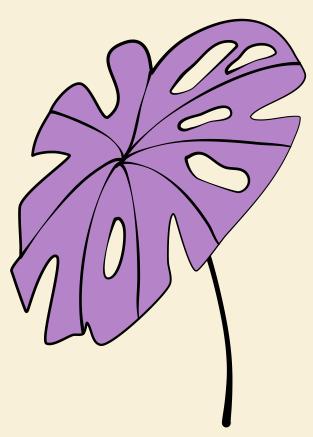
fundamentos mecânicos, porém não explicava como as reações aconteciam. Foi neste contexto que os químicos passaram a aceitar as explicações mecânicas para as propriedades das substâncias e reações, se aproximando da física.



Em 1718, Geoffroy apresentou uma tabela de afinidade, mas não usou este termo preferiu o uso de 'harmonia', classificando reações conforme a capacidade das substâncias de se unirem.

A lei de Coulomb (1784) sugeriu através de seus experimentos um caráter elétrico para a ligação química.

Em 1789 Lavoisier mostra em seu livro, tabelas de afinidade que variavam de acordo com a temperatura, o significado para afinidade e atração já estavam definidos, no entanto suas causas ainda eram desconhecidas .

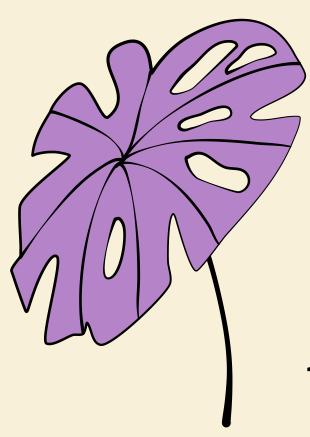


Século XIX

Com a aceitação da teoria do átomo de Dalton a química ganhava corpo como ciência, avançando nas análises experimentais de composições, fórmulas, reações e reatividade de substâncias.

Foram através de experimentos da decomposição da água por meio de uma corrente elétrica (eletrólise), de William Nicholson (1753-1815) e Anthony Carlisle (1768- 1840) que surgiram as primeiras noções de que a ligação química tinha natureza elétrica.

Berzelius (1779-1848), desenvolveu em 1811 uma teoria elétrica de atração, imaginou que cada átomo consistia em um ou mais polos elétricos, onde cargas positivas e negativas localizavam-se em partes opostas dos átomos, cuja interação ocorreria entre as cargas opostas deles, resultando na neutralização das moléculas.

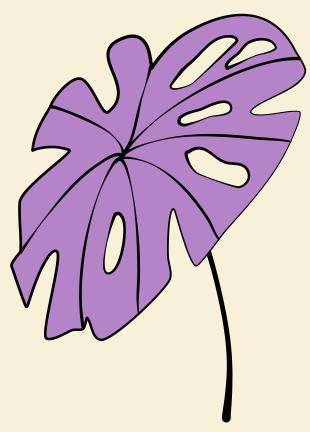


Berzelius em 1818 desenvolveu outra teoria, a chamada teoria eletroquímica da ligação (teoria dualística), nela todos os átomos eram carregados positivo ou negativamente. A combinação só ocorreria entre átomos de cargas opostas, visto que elas se atraem, e as cargas iguais se repelem.

Esta teoria foi aceita por químicos e físicos, mas não podia ser aplicada às moléculas diatômicas propostas por Avogadro, pois se um determinado átomo fosse negativo ou positivo não poderia se ligar a ele mesmo.

Archibald Scott Couper em 1858, convencionou pela primeira vez o traço entre os átomos para representar a ligação química.

Frankland em 1852 propôs que um determinado átomo tem possibilidade definida (valência) para combinar com outros átomos.

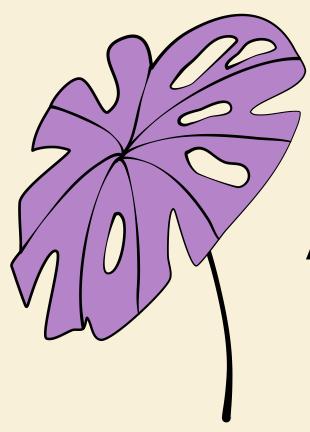


Seis anos depois Kekulé e Couper, um independente do outro, introduziram a ideia de valência na ligação.

Em 1861, Butlerov usou pela primeira vez o termo “estrutura química”, sugerindo que as propriedades de um composto estavam relacionadas à sua estrutura molecular.

E o que veio a seguir?

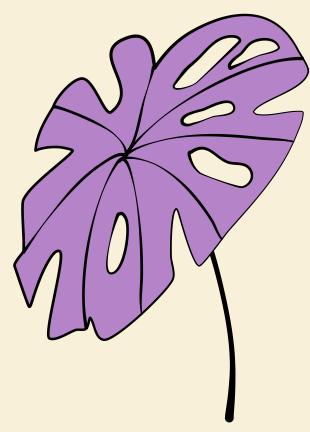
A teoria que explicava a atração elétrica foi caindo em popularidade, muito em função do surgimento da química orgânica. Porém, este ramo da química tinha como principal preocupação a análise de número, tipo e arranjo dos átomos das substâncias, não considerando nenhuma teoria elétrica de atração.



A representação da ligação era apenas uma linha, como os átomos de carbono são semelhantes não havia cargas opostas para os unirem, sendo assim, a teoria de atração era enfraquecida .

Em 1891, a partir de experiências eletrolíticas de Arrhenius, Alfred Werner (1866-1919) desenvolveu a “teoria da coordenação” que introduziu os conceitos de valência primária e secundária, número de coordenação, compostos de adição e intercalação.

Em 1897, Joseph John Thomson (1856-1940) em suas pesquisas verificou a existência de partículas negativas nos átomos, os elétrons. Em sua teoria apontou o elétron como responsável pela atração entre os átomos, onde um átomo doava elétron ficando carregado positivamente e o outro

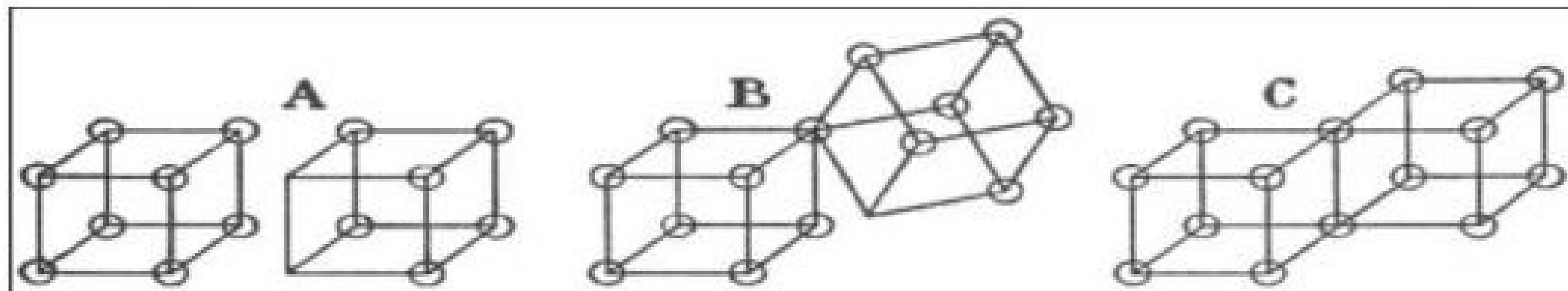
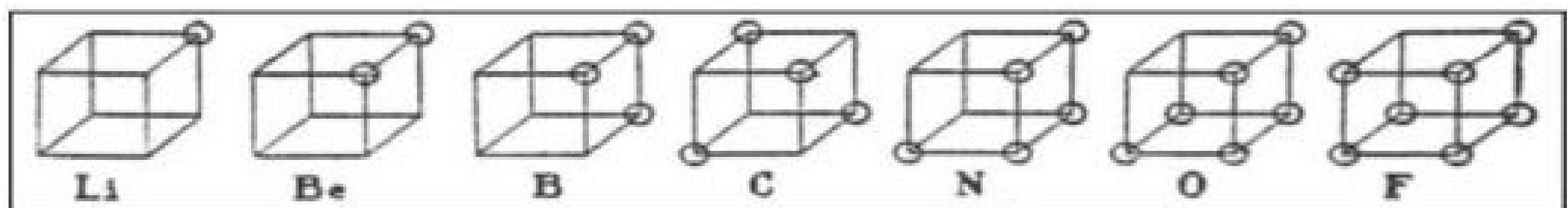


recebia ficando carregado
negativamente, assim os átomos
teriam cargas opostas que os
manteriam unidos .

Século XX -

Conquistas

científicas





Lewis, em 1902, ao tentar explicar a periodicidade na tabela periódica de Mendeleev (1871), propôs que os átomos apresentavam certa estabilidade quando em sua camada de valência tivesse oito elétrons, como os gases nobres descobertos por Ramsay (1894-1898).

Lewis ainda não tinha argumentos suficientes para explicar a natureza das ligações químicas até ser publicado seus artigos em 1913 e 1916, período em que foi difundida a ideia do átomo de Rutherford.

Johannes Stark (1874-1957) sugeriu em 1903, que a ligação química é o resultado do compartilhamento de um elétron por um par de átomos, sendo representado por linhas com maior número delas entre o elétron e o átomo mais eletronegativo e um menor número com o átomo eletropositivo.



Richard Abegg (1869-1910) desenvolveu, em 1904, uma teoria eletrostática igual a de Thomson, que obteve grande popularidade entre os físico-químicos por ter observado que um mesmo átomo em diferentes compostos tinha carga positiva ou carga negativa e que o somatório do módulo destas cargas frequentemente era oito.

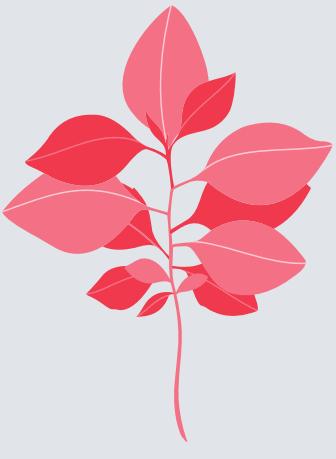
Existiam pesquisadores opositores à ideia de que os átomos se interagiam por forças elétricas. Bem como, cientistas que não aceitavam o átomo proposto por Dalton.

Lewis (1916) faz uma relação entre as moléculas polares e não polares. Ele relata que quando comparadas separadamente, parecem desconexas, mas na verdade estão interligadas, cuja



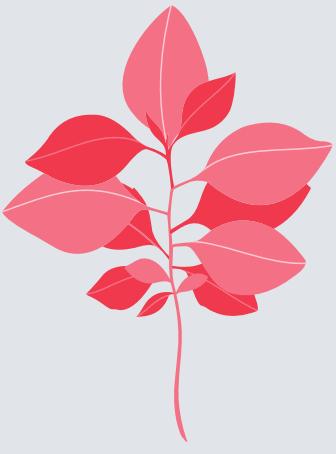
principal diferença é que na substância polar os elétrons dos átomos são atraídos por uma força fraca, permitindo-lhes mudar de posição e até mesmo de um átomo para o outro, produzindo um alto momento dipolar elétrico. Os elétrons se movem de forma a obter uma separação das moléculas em duas partes: positiva e negativa. Quando estas partes estão separadas a uma distância razoável, a atração entre elas ocorre formando um único agregado, logo sua atração intermolecular é muito alta, características que determinam as propriedades dos compostos.

Nas moléculas apolares os elétrons de um átomo não se afastam muito de suas posições originais. As substâncias polares com suas partes móveis voltam rapidamente para seus



estados estáveis, já nas apolares as partes são mantidas firmemente (são inertes e não reativas), são estas substâncias que fazem parte da química orgânica. Compostos orgânicos que possuem em especial os átomos de oxigênio e nitrogênio, também os insaturados, apresentam pelo menos uma parte polar da molécula. As moléculas polares, ao se aproximarem das não polares, as tornam com momento dipolar maior, esta característica se estende por todas as moléculas que se aproximam. A teoria de Lewis conseguiu desvendar com sucesso a participação dos elétrons na ligação de moléculas apolares. Nesta teoria os elétrons eram compartilhados entre os átomos, e, no caso de moléculas polares os elétrons da ligação ficariam mais próximos dos átomos eletronegativos.





O motivo de Lewis propor que uma ligação química ocorre na presença de dois elétrons, é porque ele utiliza do modelo atômico estático. No mesmo período, químicos reconhecem a existência dos elétrons de valência, o que garante uma novidade na teoria: a presença de pares de elétrons.

Lewis discutiu as divergências de duas teorias sobre afinidade eletrônica do século XIX.

A teoria eletroquímica, em que a afinidade surge da transferência de elétrons entre os átomos resultando em uma maior estabilidade devido às cargas opostas, porém esta ideia não foi suficiente para explicar a estabilidade das moléculas homonucleares, por exemplo.

As fórmulas de valência utilizadas para representar os compostos apolares, em que utiliza para a ligação apolar



uma seta que indica um elétron passando de um átomo para outro. Isto não é verdadeiro, pois mesmo que fosse possível traçar o caminho de um elétron, uma ligação química não surge da passada do elétron de um átomo para outro, porque uma carga positiva atrai todas as cargas negativas que estão ao seu redor e não uma única apenas.

Irving Langmuir (Prêmio Nobel em 1932) publicou um artigo alguns anos depois de 1916, que foi responsável por divulgar as ideias de Lewis, pois era um adepto admirador da teoria de Lewis. Durante esta defesa fervorosa acabou cometendo algumas distorções, como o caso da “regra dos oito” renomeado como regra do octeto, em que ele praticamente não reconhecia as exceções, ao contrário de Lewis. Langmuir deu ênfase à regra do octeto não se atentando para as



exceções como pensava Lewis, e esta atenção excessiva dada à regra do octeto pode ter retardado a descoberta das moléculas de gases nobres, ocorrendo em 1962.

O par de elétrons de Lewis era o conceito mais importante da química e ganhava respaldo da mecânica quântica, e as estruturas eletrônicas representadas por pontos como sendo os pares de elétrons e o traço como sendo a ligação química ficou reconhecida como estruturas de Lewis.

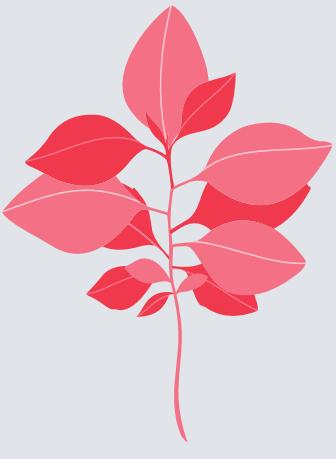
O modelo estático do átomo pensado por Lewis não se encaixava ao modelo atômico de Bohr, porque para Lewis parecia evidente que assim como a estrutura das moléculas era rígida, os elétrons também apresentariam esta mesma característica.



O modelo estático do átomo pensado por Lewis não se encaixava ao modelo atômico de Bohr, porque para Lewis parecia evidente que assim como a estrutura das moléculas era rígida, os elétrons também apresentariam esta mesma característica. Foi em 1923 que ele reconheceu que as duas teorias poderiam se complementar.

A regra do octeto não apresenta, devido às exceções e limitações, um caráter universal, logo não é tão utilizada quanto a regra dos pares eletrônicos. Apesar da mecânica quântica, a estrutura de Lewis resistiu, pois é útil para prever estruturas e geometrias aproximadas das moléculas.

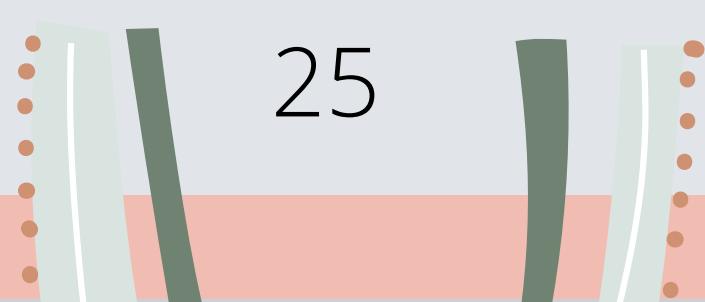
Com a ascensão da mecânica quântica, Linus Pauling se apropria dela para explicar a ligação química, utilizando-a, em 1931, para justificar cálculos detalhados acerca da ligação química

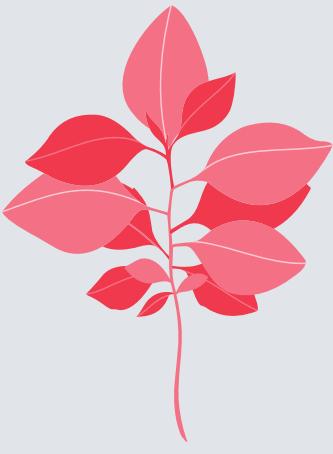


de moléculas diatômicas. No período correspondente entre 1925 e 1950 contribuições a respeito da estrutura molecular foram feitas, em parte baseada empiricamente em fatos interpretados sob a óptica da mecânica quântica.

Foi Pauling quem teve o papel de reconciliar as ideias de Lewis com a mecânica quântica, em uma sequência de artigos publicados entre 1928 e 1933. Ele introduziu com excelência, o cálculo de Heitler-London na ideia da ligação do par de elétrons ao tratar da sobreposição do orbital, aproximou a mecânica quântica da química de forma complementar e não com rivalidade.

Houve uma evolução no âmbito computacional da ligação química, quando em 1951, Coulson além de compartilhar as ideias de orbitais híbridos nas ligações e estruturas



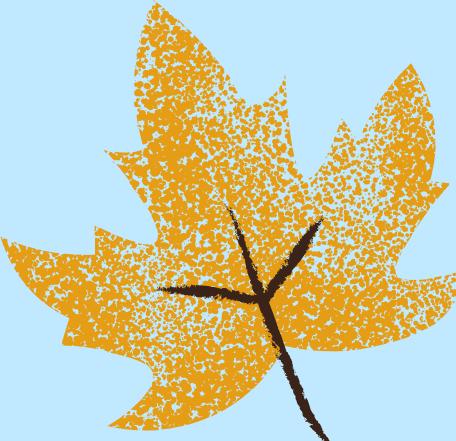


moleculares, considerou a densidade de carga eletrônica como sendo responsável pela formação da ligação química. Nos 10 anos seguintes, grandes desenvolvimentos computacionais para cálculos da estrutura atômica molecular foram atingidos, e foi neste contexto que Coulson distinguiu dois grupos de químicos quânticos, um que queria fazer os cálculos mais precisos possíveis e o outro que acreditava nos conceitos elementares da química.

A evolução conceitual da ligação química pode ser analisada em duas etapas: a primeira refere-se ao século XIX, expressa pelo par compartilhado de elétrons na estrutura de Lewis; a segunda é a associação que Pauling fez com a mecânica quântica e os pares compartilhados.

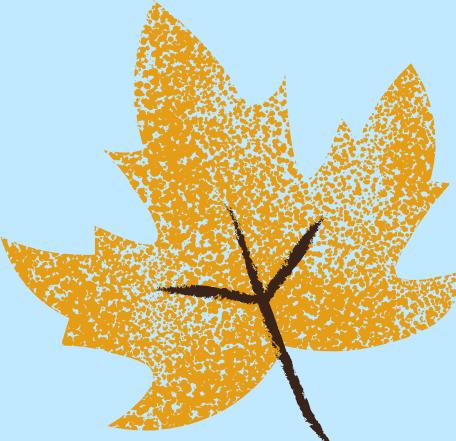
O ensino de ligação química sob a óptica da história





O caminho percorrido para a construção das teorias se encontra oculto no ensino, negligenciando a importância dos aspectos da natureza da ciência, consequentemente revelando um abismo entre os conceitos construídos historicamente e o processo de ensino-aprendizagem. É importante constar nos currículos de química, a história e filosofia com o objetivo de promover nos estudantes um entendimento da Natureza da Ciência.

Uma discussão envolvendo o significado e a construção histórica de modelos pode consolidar ideias científicas, esclarecendo conceitos que muitas vezes não são apresentados com solidez para um desenvolvimento cognitivo dos alunos. No estudo das moléculas, o aluno precisa ter condições cognitivas de transitar entre a observação e a formulação de

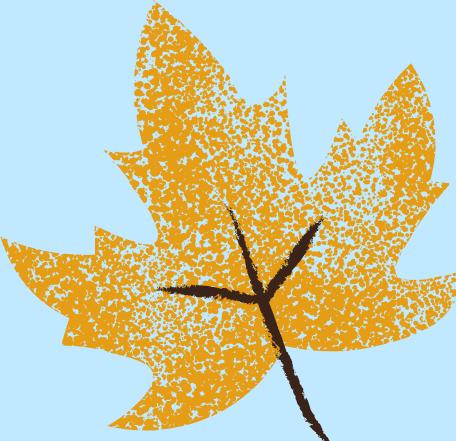


modelos.

Os alunos trazem consigo concepções alternativas, ou seja, explicam fenômenos da natureza que não tenha comprovação científica. Quando confrontadas, estas concepções com as explicações do professor, há um esforço de conectar suas ideias com as científicas, e o resultado disto pode ser um conceito distorcido.

Embora avanços tenham acontecido na busca por soluções dos problemas referentes ao ensino de química, a verdade é que pouco resultado se tem obtido no sentido de despertar o interesse dos alunos para a química.

O despertar pode estar no envolvimento real dos alunos com a ciência, para isto, os aspectos históricos trazem esta aproximação.

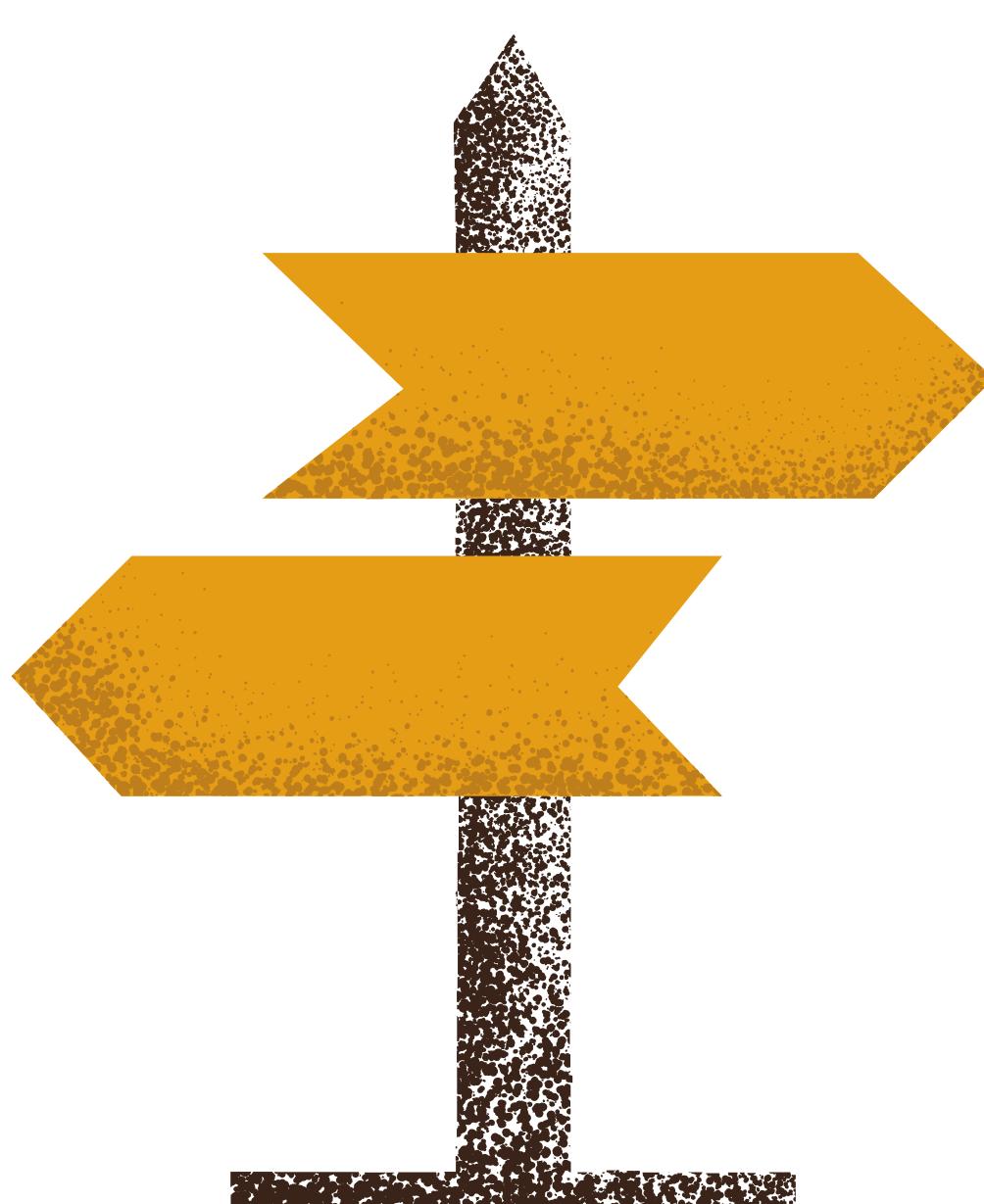


Quando, nas aulas de química, ensinamos sobre ligações químicas, precisamos enquanto professores fazermos uma reflexão sobre quais aspectos realmente importam e como evitar que nossos alunos construam conceitos equivocados. Caso não consigamos um resultado satisfatório no processo de ensino-aprendizagem, pelo menos temos que tentar minimizá-los.

Desejo que com este material, o seu repertório de acontecimentos histórico-científicos possa ser ampliado e, instigado a buscar mais informações que aprimorem a sua prática docente. Compreendendo que a formação crítica e científica do aluno, requer um conhecimento aprofundado da construção histórica dos conhecimentos, o que pode reduzir a propagação da pseudociência.



Sugestões de leitura



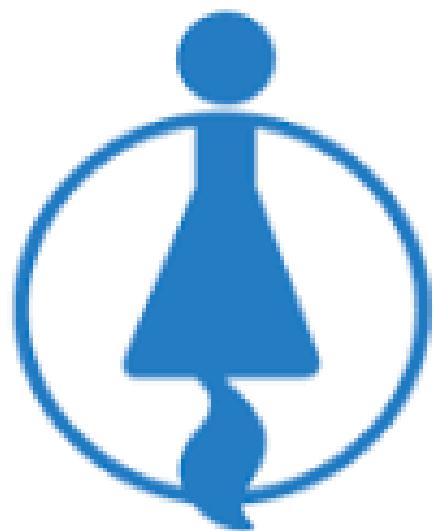
FILGUEIRAS, C.A.L. Gilbert Lewis e o centenário da teoria de ligação por par de elétrons. Química Nova, v. 39, p. 1262-1268, 2016.

PACHECO, L.L.; FREITAS-REIS, I. Caminhos preparatórios de Lewis e seu interesse pelas ligações químicas. Educación Química, v. 31, n. 3, p. 2-14, 2020.

Referências

- ARRIGO V. et al. Análise dos Artigos Sobre ‘Natureza da Ciência’ Publicados na Seção História da Química da Revista QNEsc entre 1995-2016, Química Nova na Escola, v. 40, n. 3, p. 178-185, 2018.
- BEZERRA, A. S.; Silva, R. R. Ligações Químicas: as primeiras teorias. Educación Química, v. 12, n. 3, p. 179-183, 2001.
- DEVANZO, C. U.; CHAGAS, A. P. Gilbert Newton Lewis e a revolução dos pares eletrônicos. Química Nova. v. 16, n. 2, 1993 p. 152-154.
- FERNANDEZ, C.; MARCONDES, M. E. Concepções dos estudantes sobre ligação química. Química Nova na Escola, v. 24, p. 20-24, 2006.
- 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. Journal of Computational Chemistry. v. 28, n. 1, p. 87-97, 2007.
- HENDRY, R. F. Two Conceptions of the Chemical Bond. Philosophy of Science, v. 75, n. 5, p. 909-920, 2008.
- JOHNSTONE, A. H. Teaching of Chemistry - logical or psychological? Chemistry Education: Research and Practice in Europe. v. 1, n. 1, p. 9-15, 2000.
- JUSTI, R. S.; A afinidade entre as substâncias pode explicar as reações químicas? Química Nova na Escola. n.7, p.26-29, Maio, 1998.
- LEWIS, G. N. The atom and the molecule. Journal of the American Chemical Society, v. 38, n. 4, p. 762-785, 1916.
- PAULING L. Modern Structural Chemistry. Nobel Lecture, p. 429-437, 1954.
- SANTOS, J. M. Uma revisão sistemática: ligação química no ensino médio sob a óptica da história da ciência. Dissertação de Mestrado (Programa de Mestrado Profissional em Química em rede nacional - PROFQUI), UNESP, 2021.
- TOMA, H. E. Ligações Química: abordagem clássica ou quântica? Química Nova na Escola, n.6, p.8-12, nov., 1997.

Agradecimentos



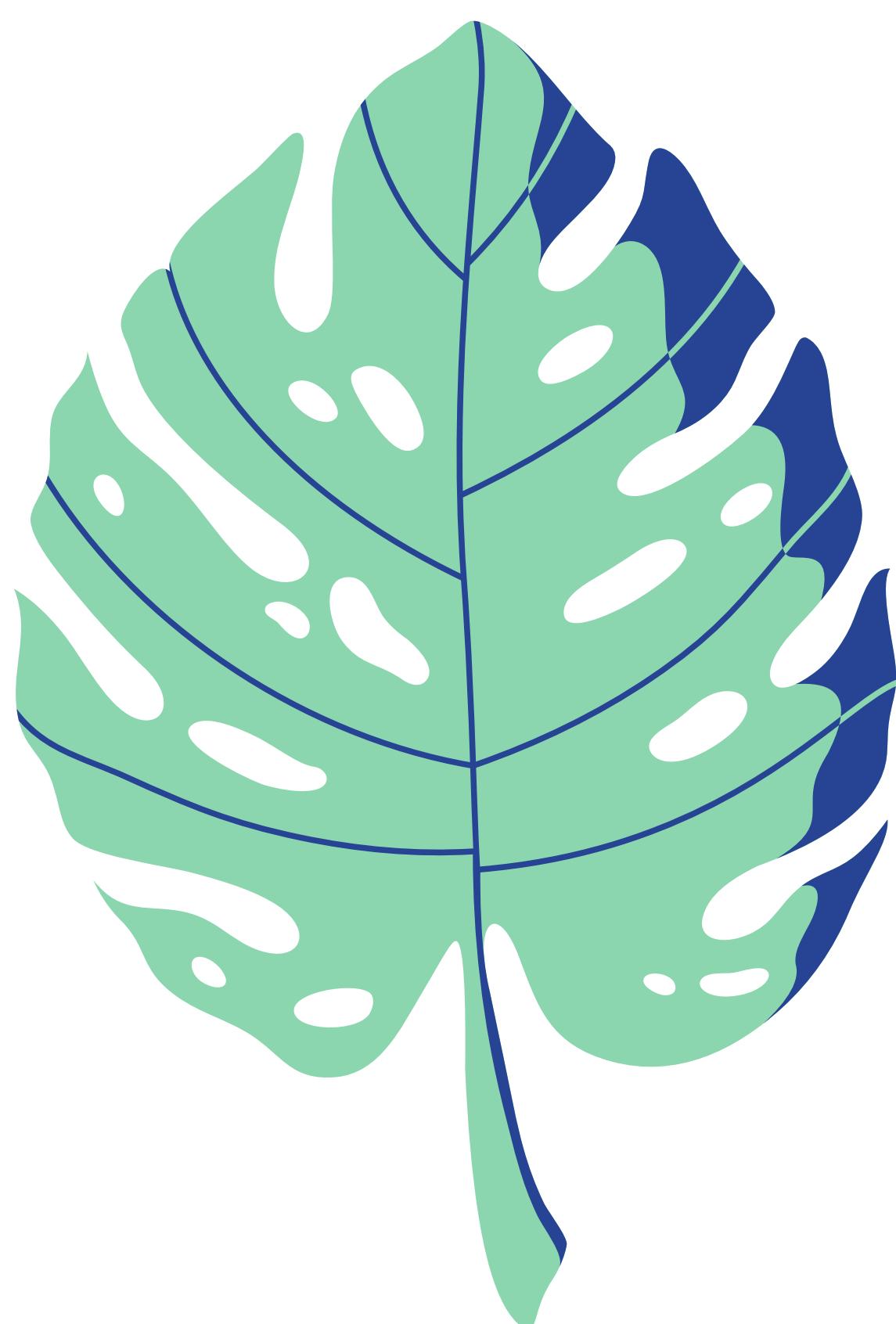
Instituto de Química – UNESP
Araraquara



Prof. Dr. Marco Aurélio Cebim

Prof. Dr. Amadeu Moura Bego

"Permita perder-se algumas vezes, para que possa encontrar-se ou até mesmo reencontrar-se."



contato: magiojosiane@gmail.com